Для преподавателей

ХИМИЯ

ПОУРОЧНЫЕ ПЛАНЫ

ПО УЧЕБНИКУ

Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана

8 КЛАСС

УДК 372.016:54*08
ББК 74.262.4
Х46

Автор-составитель М. В. Князева

Химия. 8 класс : поурочные планы по учебнику Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана / авт.-сост. М. В. Князева. – Волгоград : Учитель, 2011. – 203 с.
Х46
ISBN 978-5-7057-2638-7

Представлены поурочные планы, составленные в соответствии с Программой по химии для 8–9 классов общеобразовательных учреждений (Н. Н. Гара) и предназначенные для работы по учебнику Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана «Химия. Неорганическая химия. 8 класс» (М.: Просвещение, 2009).

В разработках уроков содержатся материалы, направленные на развитие интеллектуальных умений через систему индивидуальных и групповых творческих заданий, самостоятельных работ с учебником, домашних исследовательских проектов. Для подготовки к промежуточной и итоговой аттестации предложены тестовые задания, которые помогут обучающимся опробовать новую форму экзамена и приобрести уверенность в знании предмета на базовом уровне.

Предназначено учителям химии, руководителям методических объединений, может быть полезно старшеклассникам, самостоятельно изучающим курс химии, а также студентам.

УДК 372.016:54*08
ББК 74.262.4

ISBN 978-5-7057-2638-7

© Князева М. В., автор-составитель, 2010
© Издательство «Учитель», 2010
© Оформление. Издательство «Учитель», 2010

Издание 2011 г.

ВВЕДЕНИЕ

Данное пособие представляет собой подробнос, проверенное на практике планирование уроков химии в 8 классе общеобразовательных учреждений. Зная из опыта работы, что молодые, начинающие учителя особенно нуждаются в детальном планировании хода урока, рациональном использовании времени на уроке, осуществлении контроля, автор подробно описал наиболее традиционные формы работы: проверка домашнего задания, объяснение и закрепление нового, демонстрационные и лабораторные опыты. Приводятся вопросы и задания для самостоятельной работы учащихся, примерные варианты проверочных и контрольных работ. Материал, который школьник в обязательном порядке должен записать в тетрадь, помечен знаком: **(!!)**.

Отличительный признак представленных разработок в том, что выполнение федерального компонента образовательного стандарта по химии реализуется не только через педагогическую деятельность учителя, но и предполагает использование социального и нравственного опыта учащихся. Открытие новых знаний осуществляется с помощью проблемных и частично-поисковых методов в работах малых групп и индивидуально.

Основная цель предлагаемых разработок – помочь молодому учителю развить в своих учениках устойчивый интерес к предмету, научить учащихся учиться, самостоятельно добывать знания, сформировать у них исследовательские компетенции, предполагающие умения работать со справочным материалом, с книгой, дополнительной литературой, выполнять задания различ-

ного уровня сложности, решать творческие задачи. При наличии соответствующих технических средств работу на уроке можно дополнить работой с указанными мультимедийными пособиями, что позволит сэкономить время и повысить интерес к изучаемому материалу.

В предлагаемых рекомендациях приводятся тесты проверочных и контрольных работ, в которые включены задания как базового, так и углубленного уровня. Система тестовых заданий поможет проверить степень усвоения знаний по каждой теме.

Автор выражает благодарность профессору кафедры физической и коллоидной химии БГТУ им. Шухова И. В. Тикуновой за высказанные замечания и будет признателен читателям за любые замечания и пожелания, отправленные по адресу: knyamarina@yandex.ru

Тематическое планирование учебного материала в 8 классе (70 часов, 2 часа в неделю)

№ темы	Название темы	Количество часов
1	Первоначальные химические понятия	18
2	Кислород	5
3	Водород	3
4	Растворы. Вода	6
5	Основные классы неорганических соединений	9
6	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома	8
7	Строение веществ. Химическая связь	9
8	Закон Авогадро. Молярный объем газов	3
9	Галогены	6
	Итого	67 (3 часа – резервное время)

Тема 1
ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

Урок 1
ХИМИЯ КАК ЧАСТЬ ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ. ПОНЯТИЕ О ВЕЩЕСТВЕ

Цели: дать представление о том, что изучает предмет «химия»; научить различать вещества на основе их физических свойств, описывать известные вещества; закрепить умения сравнивать, обобщать, делать выводы.

Ход урока

I. Изложение требований к учащимся, объяснение того, как пользоваться учебником.

Внимание учащихся обращается на оборудование кабинета химии. Учащимся сообщаются правила поведения в нем, сведения о порядке на рабочем месте.

Учитель. Для успешного усвоения химии вам необходимо иметь учебник, рабочую тетрадь для повседневных записей уроков, две дополнительные тетради в клетку – для контрольных и практических работ; целесообразно завести тетрадь (блокнот) для записи основных понятий – словарь, и тетрадь (блокнот) для формул; необходимы также ручки с цветными стержнями, карандаши, линейка, калькулятор.

В словаре на каждую букву алфавита отводится одна-две страницы. В нем записывают определения понятий. Это заостряет внимание школьников на их существенных признаках, помогает лучше запомнить главное, облегчает повторение и обобщение.

Как правильно пользоваться учебником, учащиеся читают самостоятельно (с. 3–4), а затем коллективно обсуждают.

II. Изучение нового материала.

Учитель. Название «химия» происходит, как считают ученые, от древнегреческого слова «хемейа» (так называли Египет); другое предполагаемое, тоже древнегреческое, слово, от которого, возможно, образовался термин «химия», – «хюмейа» (от «хюма»), что означает «литье металлов». Что же изучает химия?

Учащиеся делают предположения, учитель выписывает самые удачные из них на доску: «вещества», «свойства», «превращения», «тела». Из выписанных терминов составляется логическая цепочка: «вещества → свойства → тела». Логически обоснованно возникает новый вопрос: что же считать веществом?

Учитель. Назовите отдельно *(список демонстрируется через мультимедийный проектор)* названия тел и веществ: *проволока, вода, сахар, линейка, железо, стакан, графит, льдина, кислород, гвоздь, глицерин, кирпич.*

Отсюда мы можем сформулировать понятие «вещество» – это то, из чего состоят тела. Тела различны, а вещество может быть одно. Давайте рассмотрим предметы лабораторного оборудования или домашнего обихода. Мы видим одинаковые изделия из разных веществ (например, стаканы из стекла, фарфора, металла и т. д.) и различные изделия из одного вещества (например, проволока, ложка, кружка из алюминия). *(В качестве примера можно также рассмотреть слайды «Предмет химии. Вещества»*.)*

Вопрос: Чем отличаются представленные вещества друг от друга? *(Учащиеся отвечают, учитель подводит итог: вещества отличаются по свойствам.)*

---

* Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007).

Учитель. А что такое свойства? Читаем в учебнике определение (§ 1). (!!) Свойства – признаки, по которым вещества отличаются друг от друга. *(Учитель поясняет, что свойства нужно знать, чтобы правильно использовать вещества в народном хозяйстве.)*

Учащиеся знакомятся со схемой 1 «Важнейшие физические свойства веществ» (§ 1).

Учитель. Агрегатное состояние, цвет определяются визуально, плотность вещества можно определить так: если тонет в воде – > 1 г/см^3, если плавает на поверхности – < 1 г/см^3, примерную твердость исследуемого вещества можно определить при его сравнении с человеческим ногтем (твердость человеческого ногтя равна 2,5, стекла – 5). Если вещество царапает ноготь, его твердость > 2,5, если повреждается ногтем < 2,5. Если образец оставляет царапину на стекле, его твердость > 5; теплопроводность, электропроводность, температуру плавления и кипения определяют по справочникам.

Далее учащимся предлагается выполнить лабораторный опыт 1 (с. 49) по описанию свойств предложенных веществ, пользуясь разобранной схемой 1 учебника, и сделать вывод о том, что (!!) вещества отличаются друг от друга по свойствам.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Выполнение упражнений 1–5, с. 13.

Домашнее задание: § 1 читать; выписать в словарь определения понятий: *химия, тело, вещество, смесь, свойства;* творческое задание: найти в литературе примеры применения знаний по химии для решения задач в области промышленности, сельского хозяйства, космоса, медицины и т. д., попытаться объяснить слова М. В. Ломоносова: «Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие…»; составить мини-рассказ, начинающийся со слов: «Если бы я не знал химии…».

Урок 2
ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОМ КАБИНЕТЕ. ОЗНАКОМЛЕНИЕ С ЛАБОРАТОРНЫМ ОБОРУДОВАНИЕМ
(практическая работа № 1)

Цели: научить пользоваться простейшим лабораторным оборудованием, соблюдая правила техники безопасности; показать различные виды химической посуды и оборудования.

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

Беседа о правилах техники безопасности при работе с лабораторным оборудованием: штативом, спиртовкой. В качестве иллюстраций можно рассмотреть слайды «Техника безопасности на уроках химии» и видеоролики[*].

II. Проведение практической работы.

1. Ознакомление с химической посудой и оборудованием.

Учитель даёт указания к проведению практического занятия, объясняет, как следует вести записи в тетради для практических работ, как оформлять работы. Затем переходит к выполнению работы, показывает предметы химического оборудования, находящиеся у него на демонстрационном столе: пробирки, стаканы, колбы, пробки с газоотводными трубками, воронки, цилиндры, штативы для пробирок; объясняет особенности их использования, назначение посуды. Учащиеся зарисовывают некоторые виды оборудования в тетради для практических работ. Для закрепления можно предложить выполнить

[*] Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007).

*упражнения и показать слайды «Лабораторное оборудование и посуда»***.*

2. Изучение правил обращения с лабораторным штативом.

Учитель объясняет устройство лабораторного штатива, показывает приёмы обращения с ним. Учащиеся, пользуясь инструкциями в учебнике, изучают лабораторный штатив, выполняют несложные задания по укреплению пробирки в лапке, устанавливают колбу на кольцо, нагревают воду, учатся правильно тушить спиртовку. Учитель рисует на доске (а учащиеся в тетрадях) лабораторный штатив, лапку, пробирку.

3. Изучение строения пламени.

Учитель объясняет устройство спиртовки, правила работы с ней. Обращает внимание на три различимые зоны горящего пламени. Учащиеся изучают строение пламени в соответствии с инструкцией учебника, делают рисунок. Формулируют вывод о том, что (!!) самая горячая часть пламени – верхняя.

III. Подведение итогов работы. Приведение в порядок рабочего места.

Домашнее задание: оформить отчёт о работе в виде таблицы:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы

Урок 3
ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ. СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

Цели: дать определения понятий «вещество», «смесь»; привести примеры, научить различать вещества, смеси, мате-

** Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград Учитель, 2007).

риалы; способствовать развитию логического мышления (умения сравнивать, обобщать).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Самостоятельная работа (10 минут) по вариантам.

Вариант I

Установите соответствие между телами и названиями веществ, из которых состоят эти тела:

Физическое тело	*Название вещества*
А) Железный гвоздь	1) Вода
Б) Медная монета	2) Медь
В) Капля воды	3) Железо
Г) Стакан	4) Стекло

Вариант II

Перечислите свойства, характерные для алюминия при обычных условиях:

1) жидкий;
2) серебристый;
3) притягивается магнитом;
4) имеет запах.

Ответы: *Вариант 1:* 1В, 2Б, 3А, 4Г. *Вариант 2:* 2.

II. Изучение нового материала.

На столе у учителя два стакана – раствор сахара в воде и смесь поваренной соли с песком.

Учитель. Как вы думаете, чем отличаются данные смеси? *(В первом стакане невозможно заметить частицы сахара, а во втором можно заметить частицы веществ, составляющих смесь.) Совместным обсуждением приходят к выводу о том,*

что (!!) смеси бывают однородные и неоднородные. В словарь записывают определения однородных и неоднородных смесей.

Учитель. Почему вещества выделяют из смесей? Какие способы разделения смесей вам известны? Для ответа воспользуйтесь схемой 3 на с. 7. Обратите внимание на то, что неоднородные смеси разделить легче.

Выполнение лабораторного опыта 2 по приготовлению и разделению смеси железа и серы (учебник, с. 49).

Учитель. Сделайте вывод о том, на каких свойствах железа и серы основано разделение их смеси. *((!!) На свойстве железа притягиваться магнитом, а серы – не смачиваться водой.)*

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Проводится в виде беседы по вопросам из учебника (с. 13, вопросы 6, 7).

Домашнее задание: § 2, упражнения 8, 9 устно; прочитать практическую работу № 2 «Очистка загрязненной поваренной соли».

Урок 4
ОЧИСТКА ЗАГРЯЗНЕННОЙ ПОВАРЕННОЙ СОЛИ
(практическая работа № 2)

Цели: повторить правила техники безопасности; научить разделять смесь (очистка поваренной соли от примесей), пользоваться лабораторным оборудованием.

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Беседа о правилах техники безопасности при работе со стеклом, со спиртовкой. Повторение приёма правильного тушения спиртовки путём устранения доступа воздуха к пламени.

2. Обсуждение порядка очистки загрязненной поваренной соли, используя понятия «чистое вещество» и «смесь».

3. Изготовление фильтра.

II. Проведение практической работы.

Практическую работу № 2 учащиеся выполняют, следуя инструкции в учебнике (с. 52). Оформляют работу на уроке. Отчет о проделанной работе составляют по вышеприведённой схеме (см. Отчёт о практической работе № 1).

Домашнее задание: закончить отчёт о работе; привести рисунки фильтрования и выпаривания и сделать выводы о том, знание каких свойств поваренной соли и песка помогло выполнить работу. *((!!) Соль растворяется в воде, а песок – нет.)*

Урок 5
ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

Цели: научить различать химические реакции и физические явления.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Беседа по вопросам:

1) Чем отличаются чистые вещества от смесей? *(Чистые вещества обладают постоянными физическими свойствами.)*

2) Почему не имеют смысла выражения: «молекула воздуха», «молекула молока»? *(Это смеси, состоящие из молекул компонентов смеси: воздух – из молекул азота, кислорода, углекислого газа, воды; молоко – из молекул жира, воды и др.)*

3) Какие превращения мы наблюдали с веществами при выполнении практической работы по разделению смеси песка

с солью? *(Растворение соли в воде, осаждение песка на фильтре, испарение воды и выделение соли в виде кристаллов.)*

4) Какие еще изменения могут происходить с веществами? *(Замерзание воды, ржавление железа.)*

II. Изучение нового материала.

Демонстрация учителем различных явлений, происходящих с веществами*.

Учитель. Запишем тему урока и продолжим беседу, в процессе которой проведем лабораторные опыты 3, 4, указанные в учебнике (с. 50), дадим (!!) определения физическим и химическим явлениям. Обратите внимание на то, что о характере явления судят по наличию определенных признаков. Давайте отметим признаки, по которым мы можем судить о протекании реакций (!!): выделение теплоты, света, изменение окраски веществ, появление запаха, образование осадка, выделение газа.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Тестовая работа.

– Выберите физические явления *(А)*, химические явления *(Б)*:

1) таяние льда;
2) помутнение известковой воды от углекислого газа;
3) ржавление гвоздя;
4) гниение листьев;
5) кипение воды;
6) горение свечи;
7) свечение нити накаливания в электрической лампочке;
8) почернение серебряной ложки;
9) растворение сахара в воде.

Ответы: *А* – 1, 5, 7, 9; *Б* – 2, 3, 4, 6, 8.

---

* Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

Домашнее задание: § 3; ответить на вопросы 10–13 (с. 13); записать в словарь определения: *химические реакции, физические явления;* творческие задания: привести примеры реакций, происходящих вокруг нас; подготовить биографическую справку о жизни философа Демокрита, М. В. Ломоносова, Д. Дальтона.

Урок 6
АТОМЫ И МОЛЕКУЛЫ. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

Цели: познакомить с основными положениями атомно-молекулярной теории; дать понятия «атом», «молекула»; научить различать вещества с молскулярным и немолекулярным строением; способствовать дальнсйшему развитию логического мышления (умения наблюдать, проводить сопоставление, анализ, делать заключения).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Работа по группам.

Задание 1-й группе. Повторите по учебнику физики раздел «Первоначальные сведения о строении вещества». Какими опытами можно доказать, что существуют молекулы и атомы?

Задание 2-й группе. Пользуясь учебником (с. 13–14), выполните несложное исследовательское задание: определите роль учёных Демокрита, М. В. Ломоносова, Джона Дальтона в развитии учения о строении атома. Выделите их сильные и слабые стороны.

II. Изучение нового материала.

1. Обсуждение исследовательского задания.

Учитель дополняет выступления учеников.

Греческий философ Демокрит (460–370 до н. э.) создал атомную теорию почти в современном виде. Однако эта теория – лишь плод философских размышлений, не связанных с окружающими явлениями. Она не была подтверждена экспериментально, поскольку древние греки вообще не проводили (и не могли тогда проводить) экспериментов.

Первые эксперименты, подтверждающие атомную природу вещества, были проведены лишь спустя 2000 лет ирландским химиком Робертом Бойлем и (независимо от него) французским физиком Эдмоном Мариоттом. Эксперименты Бойля и Мариотта подтвердили существование мельчайших частиц вещества.

Опираясь на эти исследования, М. В. Ломоносов сформулировал атомно-молекулярную теорию, основные положения которой можно сформулировать следующим образом:

(!!) 1. Все вещества состоят из молекул. Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

(!!) 2. Молекулы состоят из атомов. Атом – наименьшая частица элемента в химических соединениях. Разным элементам соответствуют разные атомы.

(!!) 3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении. При химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы при химических реакциях не изменяются.

Учение об атоме получило дальнейшее развитие в трудах знаменитого английского ученого Джона Дальтона. Он впервые четко сформулировал понятие об элементе (определенном виде атомов). Атомы различных элементов различаются между собой по массе и при всех превращениях остаются неизменными, происходит лишь их перегруппировка.

Французский ученый Пьер Гассенди в середине XVII века ввёл понятие о молекуле (как качественно новом образовании,

составленном путем соединения нескольких атомов). Итальянский химик Станислао Канниццаро предложил определения атома и молекулы и внес полную ясность в понятия «атомный вес» и «молекулярный вес». В 1860 году в г. Карлсруэ (Германия) состоялся Первый международный химический конгресс, на котором после долгих дискуссий основные положения атомно-молекулярной теории получили всеобщее признание.

Итак, в создании и развитии атомно-молекулярной теории выделяются 3 фундаментальных этапа: 1) рождение атомной теории, создание идеи о существовании атомов (Левкипп и Демокрит); 2) первое экспериментальное подтверждение атомной теории в опытах со сжатым воздухом (закон Бойля – Мариотта); 3) открытие возможности соединения атомов в молекулы (закон кратных отношений Дальтона).

2. Ознакомление с веществами молекулярного (вода) и немолекулярного (сульфид железа) строения.

Комментирование рис. 9, 10 (с. 15) и формулирование вывода (!!) о том, что в узлах кристаллической решётки веществ с молекулярным строением находятся молекулы. Вода – вещество молекулярного строения. Постановка проблемной задачи: «Все ли вещества имеют молекулярное строение?». Комментирование рис. 12 (с. 16).

Учитель. В узлах кристаллической решётки сульфида железа находятся атомы серы и железа. Такие вещества имеют немолекулярное строение.

3. Творческое задание.

– Можно ли по физическим свойствам вещества определить, каково его строение – молекулярное или немолекулярное? Найдите сходные свойства у веществ с молекулярным строением: водород, кислород, вода, спирт, эфир. *(Это газы, жидкости или легкокипящие вещества.)*

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Выберите правильный ответ.

1. Молекулярное строение имеет:

1) вода; 2) оксид натрия; 3) хлорид калия; 4) алмаз.

2. Нафталин – легкоплавкое кристаллическое вещество потому, что имеет кристаллическую решетку:

1) молекулярную; 2) ионную; 3) металлическую; 4) атомную.

Ответ: 1 (1), 2 (1).

Домашнее задание: ответить на вопросы 1–10 (с. 25); выписать в словарь определение терминов *атом, молекула, вещества молекулярного и немолекулярного строения.*

Урок 7
ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Цели: объяснить отличия простого вещества и сложного, чистого вещества и смеси, химического элемента и простого вещества; научить выделять главное, проводить сопоставление, анализ, делать заключения.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Беседа по проверке домашнего задания.

1) К каким явлениям относится разложение воды – физическим или химическим? *(К химическим, так как образуются новые вещества с отличными от воды свойствами.)*

2) Почему воду нельзя назвать смесью кислорода и водорода? *(Потому что в смеси вещества, входящие в её состав, сохраняют свои свойства, а атомы кислорода и водорода, входя-*

щие в состав воды, утрачивают свойства простых веществ кислорода и водорода.)

3) Какой состав имеют молекулы кислорода, водорода, воды? *(Кислорода, водорода – из двух одинаковых атомов, воды – из разных атомов.)*

(!!) Вывод: есть вещества, состоящие из атомов одного вида, а есть вещества, состоящие из атомов разного вида.

II. Изучение нового материала.

1. Работа с текстом учебника (с. 17, § 5).

Задания: при чтении текста параграфа: 1) составьте схему деления веществ на простые и сложные; 2) в схеме запишите отличительные признаки тех и других; 3) приведите примеры простых и сложных веществ, составленную схему сопоставьте со схемой 5 *(учебник, с. 18).*

Обсуждение результатов работы.

2. Опыт «Получение сложного вещества сульфида железа из простых веществ железа и серы».

Готовится смесь железа и серы.

Учитель. Сера – простое вещество, молекулы ее состоят из одинаковых атомов одного вида, железо – тоже простое вещество, состоящее из одинаковых атомов другого вида. Можно ли назвать то, что получилось при перемешивании порошков, сложным веществом?

После обсуждения учащиеся делают вывод, что смесь можно разделить физическими способами и получить чистые вещества, из которых она была составлена.

Учитель. Сложное вещество – это чистое вещество. Его можно превратить в другие, более простые вещества лишь химическим путем, проведя химическую реакцию. Давайте про-

следим за тем, какие изменения произойдут со смесью из 7 г железа и 4 г серы, если её нагреть.

Проведение опыта.

– В полученном веществе железо от серы отделить нельзя ни магнитом, ни водой.

Вывод: получилось сложное вещество сульфид железа со своими свойствами, отличными и от свойств серы, и от свойств железа.

3. Беседа с классом.

– О каких веществах – простых или сложных – идет речь, если известно, что: 1) каждая молекула азота состоит из двух атомов азота; 2) каждая молекула углекислого газа состоит из атома углерода и двух атомов кислорода; 3) каждая молекула хлора состоит из двух атомов хлора?

Учитель. Обобщая ответы, приходим к заключению: в природе есть атомы разного вида; таких видов атомов 112. Вид атомов – это химический элемент. Атомы химического элемента могут образовывать простые вещества, но могут входить и в состав сложного вещества.

Затем учитель обращает внимание учащихся на то, что (!!) названия химических элементов и образуемых ими простых веществ почти всегда совпадают, поэтому различать их нужно по смыслу. Например: 1) «Кислород собрали в пробирку», здесь кислород – простое вещество; 2) «В состав молекул воды входит кислород», здесь кислород – химический элемент.

Учитель. Многообразные химические элементы можно сгруппировать по некоторым общим признакам. Например, можно различать элементы, которые образуют простые вещества металлы, и элементы, которые образуют простые вещества неметаллы.

4. Выполнение лабораторного опыта 5 (с. 50).

Ознакомление с образцами простых и сложных веществ. Формулирование вывода: вещества делятся на простые и сложные. В зависимости от составляющих их элементов простые вещества можно подразделить на металлы и неметаллы.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Беседа по вопросам.

1) Один ученик утверждал, что в сульфиде железа есть сера, а другой считал, что ее там нет. Почему оба правы? *(В состав сульфида железа входит химический элемент сера, но не входит сера как простое вещество, с присущими ей свойствами. Поэтому оба ученика правы.)*

2) Кислород поддерживает горение. Почему этого нельзя сказать о воде, в которой есть кислород? *(«Кислород поддерживает горение» – речь идёт о простом веществе. «В состав воды входит кислород» – речь идёт о кислороде как химическом элементе.)*

3) В каком значении выступают слова «железо» и «сера» в таких фразах: «Железо притягивается магнитом»; «В составе ржавчины есть железо»; «Сера – желтый порошок»? *(В воде порошок Fe тонет, так как Fe тяжелее воды, а сера всплывает на поверхность, так как не смачивается водой.)*

4) Почему ржавчина не притягивается магнитом, хотя в состав ее входит железо? *(Ржавчина состоит из двух элементов, Fe и O, а кислород магнитом не притягивается.)*

5) Составьте два предложения, в которых бы слово «кислород» выступало в значении: а) простого вещества; б) химического элемента.

6) Можно ли назвать серу и железо, растертые вместе в ступке, химическими элементами, входящими в состав сложного вещества? *(Нет, нельзя, так как растёртые вещества не прореагировали между собой и сложного вещества не образовалось.)*

Домашнее задание: § 5, 6, упражнения 11–15, с. 25; привести примеры простых и сложных веществ, имеющихся в вашем доме; работа с учебником: пользуясь § 6, выписать в словарь термины *простое вещество, сложное вещество, химический элемент;* домашняя исследовательская работа с дополнительной литературой: найти в литературе данные о языке химии; изготовить карточки со знаками химических элементов, указанных в таблице 2 (учебник, с. 24).

Урок 8
ЯЗЫК ХИМИИ. ЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

Цели: познакомить с химической символикой; научить определять относительную атомную массу некоторых элементов по таблице Д. И. Менделеева.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала. Проверка домашнего задания.

Индивидуальные задания: упражнения 11, 12, 15, с. 25 (учащиеся выполняют у доски).

Задания для класса – экспресс-опрос по словарю.

II. Изучение нового материала.

1. Сообщение ученика об истории развития языка химии *(отметить значение символов химических элементов, предложенных Й.-Я. Берцелиусом).*

В древности люди признавали только один элемент – воду, на которой покоится Земля и которая дала начало всему. Впоследствии добавили еще три элемента: землю, огонь, воздух. Затем к ним добавились металлы. Алхимики употребляли свои знаки: серебро, олово, платина и др. В 1814 г. шведский химик

Й.-Я. Берцелиус предложил простую и удобную систему обозначения элементов – с помощью символов (первых букв латинского названия элемента).

2. Знакомство со структурой Периодической системы Д. И. Менделеева (понятие о группах, периодах).

– В таблице Д. И. Менделеева записаны знаки 112 химических элементов.

Проблемный вопрос: Чем отличаются атомы разных элементов? *(Атомы разных элементов отличаются такой характеристикой, как масса.)* Но массы атомов очень малы, и производить расчёты с такими числами неудобно.

3. Введение понятия об атомной единице массы (m_u).

Атомная единица массы m_u – это 1/12 массы атома углерода, которая равна 12 а. е. м. Массу атома сравнивают с 1/12 массы атома углерода. Путём деления величины атомной массы элемента в граммах на величину атомной единицы массы в граммах получают значение относительных атомных масс элементов – A_r **(!!)** Относительная атомная масса элемента A_r показывает, во сколько раз масса его атома больше 1/12 массы атома углерода ^{12}C.

4. Анализ примеров (с. 22).

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Работа с набором карточек по Периодической таблице Д. И. Менделеева.

Задание 1.

Найти в периодической таблице Д. И. Менделеева русское названис тех элементов, карточки со знаками которых демонстрируст учитель. Назвать значение относительной атомной массы найденных элементов *(напомнить учащимся правила округления до целого числа).*

Задание 2.

Показать карточки со знаками: элемента, необходимого для дыхания; элемента, обладающего «холодным свечением»; элемента, «рождающего уголь»; элемента, по имени которого назван век; элемента, необходимого для самолето- и ракетостроения; элемента, из которого состоит самый легкий газ; в переводе – «безжизненный» (не поддерживает дыхания); в переводе – «желтая».

Задание 3.

Учитель называет элементы *(O; F; C; Fe; Ti; Al; N; S)*, ученики должны поднять карточку со знаком и произнести его название.

Домашнее задание: § 7, 8, упражнения 16–18 (с. 25); изготовить карточки с символами химических элементов (табл. 2).

Урок 9
ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВ

Цели: углубить понятие «химический элемент»; закрепить умение определять относительную атомную массу элемента; дать определение закона постоянства состава веществ.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Дидактическая игра «Узнай элемент».

Цель игры: закрепить знание химических элементов и правильное произношение их названий.

К доске приглашаются 5 учащихся с карточками химических элементов. Один из учащихся класса даёт команду: «Поднимите кислород». На счёт «три» испытуемые поднимают карточки с символом названного элемента, остальные учащиеся отме-

чают в тетрадях знаком «+» или «–» представленный ответ. За пять правильно показанных знаков химических элементов получают оценку «5», за меньшее число правильных ответов оценка соответственно будет «4» или «3». Затем вызываются следующие пять человек и т. д.; таким образом можно опросить весь класс за короткое время.

Постановка проблемной задачи: сделайте заключение о составе молекул природной воды и воды, полученной в химической лаборатории. *(Состав один и тот же, независимо от способа получения.)*

II. Изучение нового материала.

Учитель. Почему для реакции мы брали определенное соотношение веществ: 7 г железа и 4 г серы? Нам известен состав сульфида железа: на каждый атом железа приходится один атом серы. Следовательно, для реакции нужно всегда брать эти вещества в таких массовых отношениях, чтобы сохранялось такое же соотношение числа атомов элементов железа и серы (1 : 1). Поскольку числовые значения масс атомов и относительных атомных масс совпадают, можно записать:

$M_r(Fe) : M_r(S) = 56 : 32 = 7 : 4$.

Отношение 7 : 4 сохраняется, в каких бы единицах массы ни выражать массу веществ (в *г, кг, т, а. е. м.*).

Формулировка закона Ж. Пруста, или закона постоянства состава вещества (!!): «Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав» (для веществ с молекулярным строением).

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Разбор примеров решения расчётных задач на основе закона постоянства состава.

Пример. Для реакции получения сульфида железа взяли железо массой 3,5 г и серу массой 4 г. Какое вещество останется неизрасходованным? Какова масса оставшегося вещества, если железо и сера в данном случае соединяются в соотношении масс 7 : 4?

Решение.

Если, по условию задачи, железо и сера реагируют в массовых отношениях 7 : 4, то это означает, что

7 г железа вступят в реакцию с 4 г серы;

3,5 г железа вступят в реакцию с x г серы;

7 г : 3,5 г = 4 г : x г;

x = 2.

Ответ: неизрасходованной останется сера, массой 2 г.

Домашнее задание: § 9; упражнения 1–3, с. 31; решить задачу: чтобы получить сульфид железа, взяли железо массой 15 г и серу массой 8 г. Что останется неизрасходованным? Какова масса неизрасходованного вещества? *(Ответ: останется неизрасходованным железо, массой 1 г.)*

Урок 10
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

Цели: ввести понятия *химическая формула, индекс, коэффициент*; научить правильно читать химические формулы, рассчитывать относительную молекулярную массу, проводить расчёты по химическим формулам: 1) находить относительную молекулярную массу вещества, 2) находить массовые доли элементов в веществе (в процентах и долях от единицы), 3) выводить химические формулы, если известны массовые доли химических элементов, входящих в состав данного вещества.

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Эвристическая беседа.

1) Если состав сложных веществ постоянен, как с помощью химических знаков можно выразить состав веществ? *(Пользуясь моделью молекулы воды, учитель показывает, как записать ее формулу, поясняет смысл индекса, коэффициента.)*

2) Что можно сказать о сероводороде H_2S на основании его формулы? *(Сероводород – сложное вещество; в его составе два элемента – водород и сера; молекула состоит из двух атомов водорода и одного атома серы.)*

3) Как обозначить: а) две молекулы водорода; б) четыре молекулы кислорода; в) одну молекулу воды *(и т. д.)*.

4) Есть ли разница в составе веществ, имеющих формулы: CO и CO_2; H_2O и H_2O_2? *(Да, они отличаются количеством атомов О.)*

2. Формулирование определения химической формулы.

– Попытайтесь сформулировать определение химической формулы. Сравните с определением, данным на с. 28 учебника.

3. Комментированное чтение (с. 29).

– Какую информацию можно получить о веществе по его химической формуле?

4. Введение понятия «относительная молекулярная масса».

Выяснение того, что показывает относительная атомная масса, можно ли таким же образом сравнивать молекулы веществ? Исходя из этого, формулируем понятие об относительной молекулярной массе (!!):

Относительная молекулярная масса вещества показывает, во сколько раз масса молекулы вещества больше 1/12 массы атома углерода ^{12}C. Посмотрите, как ее подсчитать:

$M_r(O_2) = 16 + 16 = 32$ $M_r(H_2O) = 2 + 16 = 18$ (И т. д.)

5. Самостоятельная работа.

– Вычислите относительные молекулярные массы веществ: *H_2S, CO_2 (вариант 1), CH_4, NH_3 (вариант 2), $CaCl_2$, CO (вариант 3), FeO, Na_2S (вариант 4).*

– Каково отношение масс элементов в веществах, если известны их формулы: *CuS*, *H_2S*, *CuO*?

Домашнее задание: § 10, ответить на вопросы (устно): что можно сказать о веществе на основании его формулы? Ниже перечислены названия и формулы ряда распространенных веществ. Какие химические элементы входят в их состав? Прочитать формулы и указать, что обозначает каждая из них: пероксид водорода *H_2O_2*, хлороводородная (соляная) кислота *HCl*, метан *CH_4*, поваренная соль *NaCl*. Выполнить упражнения 1, 2 (с. 31); повторить символы химических знаков.

Урок 11
МАССОВАЯ ДОЛЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ

Цели: закрепить умение рассчитывать относительную молекулярную массу, проводить расчёты по химическим формулам: 1) массовых долей элементов в веществе (в процентах и долях от единицы), 2) выводить химические формулы, если известны массовые доли химических элементов, входящих в состав данного вещества.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Вариант 1 *(облегченный).*

1. Даны вещества: сульфид цинка *ZnS*, йод I_2, медь *Cu*, углекислый газ CO_2. Выпишите отдельно формулы простых веществ и формулы сложных веществ. Рассчитайте относительную молекулярную массу *ZnS*.

2. Подсчитайте отношение масс элементов в углекислом газе.

Решение: $A_r(C) = 12$, $A_r(O) = 16$); $m(C) : m(O) = 12 : 32 = 3 : 8$.

Ответ: 3 : 8.

Вариант 2 *(средней сложности).*

1. Составьте химическую формулу сульфида алюминия, если на каждые два атома алюминия приходится по три атома серы.

2. Вычислите относительную молекулярную массу сульфида алюминия.

3. Вычислите массовые отношения элементов в сульфиде алюминия.

Решение: $A_r(Al) = 27$, $A_r(S) = 32$; $m(Al) : m(S) = 54 : 96 = 9 : 16$.

Ответ: $M_r(Al_2S_3) = 150$; 9 : 16.

II. Изучение нового материала.

Расчёты по химическим формулам.

а) Вычисление массовых долей химических элементов в сложном веществе.

Задача 1. Какова массовая доля кислорода в углекислом газе CO_2?

$M(CO_2) = 12$ а. е. м. + 32 а. е. м. = 44 а. е. м.

$m(C) : m(O) = 12$ а. е. м. : 32 а. е. м. = 3 : 8

Массовая доля химического элемента *w* в сложном веществе равна отношению его массы в молекуле к молекулярной массе данного вещества:

$w(O) = 32$ а. е. м / 44 а. е. м. = 0,73, или 73 %.

б) Вывод химических формул, если известны массовые доли химических элементов, входящих в состав данного вещества.

Разбор задачи (учебник, с. 31).

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Задача. При сжигании фосфора на воздухе образовалось вещество, в составе которого 43,7 % фосфора и 56,3 % кислорода. Это соединение фосфора легко возгоняется, то есть переходит из твердого состояния непосредственно в газообразное (без плавления), легко поглощает влагу из воздуха и образует едкий туман, раздражающий органы дыхания. Определите формулу продукта горения фосфора.

Решение. Из условия задачи следует, что в 100 атомных единицах массы вещества содержится 43,7 а. е. м. фосфора и 56,3 а. е. м. кислорода. Если каждое из этих чисел разделить на атомные массы соответствующих элементов, то находим число атомов каждого элемента в 100 а. е. м. вещества:

43,7 а. е. м. фосфора : 31 а. е. м. = 1,41 атомов *P*;

56,3 а. е. м.: 16 а. е. м. = 3,52 атомов *O*.

Отсюда соотношение чисел атомов в формуле вещества:

$x : y$ =1,41 : 3,52

Полученное соотношение заменяем соотношением наименьших целых чисел (для этого все числа атомов делим на наименьшее из них): $x : y$ =1,41/1,41 : 3,52/1,41 = 1 : 2,5.

Для устранения нецелочисленности атомов кислорода все числа атомов умножаем на два: $x : y$ =1 : 2,5 = 2 : 5.

Эти числа принимаются в качестве индексов в простейшей формуле данного вещества – P_2O_5

Домашнее задание: § 10, с. 30–31; решить задачу.

Важнейшие составные части питания человека – белки, жиры и углеводы. Самые распространенные из углеводов – глюкоза (виноградный сахар) и сахароза (обычный сахар). Рассчитайте массовую долю углерода в глюкозе $C_6H_{12}O_6$ и сахарозе $C_{12}H_{22}O_{11}$. *(Ответ: для глюкозы w(C) = 0,4; для сахарозы w(C) = 0,421.)*

Урок 12
ВАЛЕНТНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ ПО ВАЛЕНТНОСТИ

Цели: дать определение валентности; научить определять валентность по формулам, составлять формулы по валентности.

Ход урока

I. Изучение нового материала (лекция с элементами беседы).

1. Фронтальная беседа.

– Какие по составу вещества вам известны? *(Простые и сложные.)*

– Чем различаются простые и сложные вещества? *Количеством входящих в них элементов.)*

– Чем различаются сложные вещества и смеси? *(Сложное вещество – это вещество, состоящее из нескольких химических элементов. Смесь может состоять из простых и сложных веществ.)*

– Сравните величины относительных молекулярных масс молекулы воды и молекулы пероксида водорода H_2O_2. *(18 а. е. м. и 34 а. е. м.)*

– Вычислите массовую долю кислорода в пероксиде водорода.

2. Демонстрация шаростержневых моделей молекул HCl, H_2O, NH_3, CH_4.

Обсуждение качественного и количественного состава этих веществ.

Учитель. В HCl атом хлора удерживает один атом водорода, в H_2O атом кислорода удерживает два атома водорода, в NH_3 атом азота удерживает три атома водорода, в CH_4 атом углерода удерживает четыре атома водорода. Почему атомы разных элементов удерживают неодинаковое число атомов водорода?

3. Разъяснение значения термина «валентность».

1) Определение валентности по водороду (он одновалентен) или по кислороду (он обычно двухвалентен).

HCl – атом хлора удерживает один атом водорода, значит, хлор одновалентен.

H_2O – атом кислорода удерживает два атома водорода, значит, кислород двухвалентен.

NH_3 – атом азота удерживает три атома водорода, следовательно, азот трехвалентен.

CH_4 – атом углерода удерживает четыре атома водорода, значит, углерод четырехвалентен.

2) Вещества с переменной валентностью.

Ознакомление с таблицей 3, с. 34.

– Назовите элементы с переменной валентностью.

Алгоритмы.

Алгоритм составления формулы по валентности	Алгоритм определения валентности по формуле
1	2
1. Написать химическую формулу вещества и отметить валентность известного элемента: II *Cu O*	1. Написать рядом химические знаки элементов, которые входят в состав соединения: *KO, AlCl, AlO*
2. Найти общее число единиц валентности (наименьшее общее кратное) известного элемента: 2 II *Cu O*	2. Над знаками химических элементов проставить их валентность: I II III I III II *KO, AlCl, AlO*
3. Вычислить и проставить над химическими знаками валентность другого элемента. Для этого общее число единиц валентностей делят на индекс этого элемента: 2 II II *Cu O*	3. Определить наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность обоих элементов: 3 | 6 | 2 III II *AlO*

Окончание табл.

1	2
	4. Делением наименьшего общего кратного на валентность соответствующего элемента находят индексы (индекс «1» не пишут): 2 3 6 I II III I III II K_2O, $AlCl_3$, Al_2O_3

В формулах веществ, образованных элементами с переменной валентностью, пишут в скобках цифру, показывающую валентность данного элемента в этом соединении. Например, CuO – оксид меди (II), Cu_2O – оксид меди (I), $FeCl_2$ – хлорид железа (II), $FeCl_3$ – хлорид железа (III).

Домашнее задание: § 11, 12, упр. 1–5, с. 37; решить задачу 1 (с. 37).

Урок 13
ВАЛЕНТНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ ПО ВАЛЕНТНОСТИ
(самостоятельная работа)

Цели: научить применять полученные знания для проведения расчётов по определению валентности по формулам и составлению формул по валентности.

Ход урока

Примерный вариант самостоятельной работы.

1) Запишите знаки химических элементов натрия, водорода, хлора, серы, свинца.

2) Запишите формулу вещества, молекула которого состоит из одного атома водорода, одного атома азота и трех атомов ки-

слорода. Укажите, простое это вещество или сложное. Докажите это.

3) Определите валентность элементов в соединениях CO_2, $MgCl_2$, CuO.

4) Определите валентность элементов по формулам соединений Na_2O, CaO, N_2O_3.

5) Составьте формулы по валентности: оксидов, хлоридов и сульфидов магния, алюминия, серебра.

Домашнее задание: § 12, упр. 6, 7, с. 37; решить задачу 2 (с. 37).

Урок 14
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Цели: объяснить сущность закона сохранения массы веществ; научить применять его для объяснения природных явлений и процессов, научить писать химические уравнения.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Фронтальная беседа.

1. Что такое вещество? *(Это то, из чего состоят тела.)*

2. Чем вещества отличаются друг от друга? *(Признаками, количественно и качественно характеризующими вещества.)*

3. Какие признаки количественно характеризуют вещество? *(Относительная молекулярная масса.)*

4. Какие признаки составляют качественную характеристику вещества? *(Состав, строение и свойства.)*

5. На какие группы можно разделить свойства вещества? *(На группы физических и химических свойств.)*

6. В чем заключается особенность химических свойств вещества? *(Они определяют потенциальную возможность взаимодействовать с другими веществами, образуя новые соединения.)*

II. Изучение нового материала.

1. Создание проблемной ситуации 1.

– Изменяется ли масса веществ в процессе их взаимодействия?

Обсуждение проблемы. Выдвижение гипотез.

2. Проверка гипотез путём постановки демонстрационного эксперимента, иллюстрирующего закон сохранения массы веществ, или обсуждения результатов эксперимента по рис. 16 (с. 38, учебник).

Формулирование вывода: (!!) масса веществ в процессе их взаимодействия не изменяется.

3. Создание проблемной ситуации 2.

– Почему масса веществ в процессе реакции сохраняется?

Поиск решения проблемы в рамках атомно-молекулярного учения, с опорой на уже известные свойства атомов. В результате должен быть сформулирован вывод: (!!) сохранение массы объясняется тем, что атомы в процессе химической реакции не исчезают – происходит лишь их перегруппировка. Поскольку продукты реакции образуются из атомов исходных веществ, то количество атомов остается неизменным, а следовательно, сохраняется и общая масса веществ.

4. Работа с учебником (с. 38).

– Найдите в тексте учебника ответ на вопрос: «В чём значение закона сохранения массы веществ?».

Рассмотрение нового материала целесообразно завершить раскрытием роли закона сохранения массы веществ как науч-

ной основы для написания уравнений химических реакций; сформировать умения составлять эти уравнения.

5. Практическое применение закона сохранения массы веществ для составления уравнений химических реакций. Порядок подбора коэффициентов в уравнении реакции (см. учебник, с. 39–40).

Алгоритм написания уравнения химической реакции:

- Написать формулы веществ, вступающих в химическую реакцию, в левой части уравнения;
- Написать формулы веществ, образующихся в результате химической реакции, в правой части уравнения;
- Расставить коэффициенты, для чего:

• подсчитать количество атомов каждого элемента в левой и правой частях;

• определить, у какого элемента количество атомов меняется, найти наименьшее общее кратное (НОК);

• разделить НОК на индексы – получить коэффициенты. Поставить коэффициенты перед формулами;

• пересчитать количество атомов, при необходимости действия повторить.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Задание: расставьте коэффициенты в приведенных схемах:

$P + O_2 = P_2O_5$ $H_2 + O_2 = H_2O$ $H_2O = H_2 + O_2$

$Ba + O_2 = BaO$ $Al + Br_2 = AlBr_3$

Домашнее задание: § 15; упражнения 3, 4, с. 47; записать в словарь определение химического уравнения; творческое задание: разработать свои эксперименты для подтверждения закона сохранения массы веществ.

Урок 15
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ ИСХОДНЫХ И ПОЛУЧЕННЫХ ВЕЩЕСТВ

Цели: дать классификацию реакций по числу вступающих и получающихся веществ и их составу; формировать умения сравнивать, выделять главное.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Упражнение 4, с. 47 *(учащиеся отвечают у доски).*

2. Фронтальная беседа с классом по вопросам прошлого урока.

– Сформулируйте закон сохранения массы. В чём его значение? *(Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Значение в том, что это частный случай закона сохранения материи.)*

– Почему долгое время закон не могли установить? *(Было много противоречий.)*

– Кем был открыт закон? *(М. В. Ломоносовым.)*

– Как сформулировал закон М. В. Ломоносов? *(«Все перемены, в натуре случающиеся, такого состояния, что сколько чего из одного тела отнимается, столько присовокупится к другому. Так ежели убудет несколько материи, то умножится в другом месте».)* Опишите эксперимент Ломоносова, подтверждающий закон. *(Нагревание металлов (ртуть, свинец).)*

– Как объяснить, что масса веществ до и после реакции не меняется? *(Происходит лишь перегруппировка атомов, но сами они никуда не исчезают.)*

– Как объяснить, что масса угля и золы, образовавшихся при горении дров, меньше, чем масса дров? *(Происходит испарение воды и CO_2.)*

– Не противоречит ли закону сохранения массы уменьшение массы свечи при ее горении? *(Нет.)* Как можно поставить опыт с горящей свечой для подтверждения этого закона?

II. Изучение нового материала.

– Химические реакции можно подразделить на четыре основных типа:

1) разложения; 2) соединения; 3) замещения; 4) обмена.

Демонстрация опытов:

а) разложение воды;

б) реакция взаимодействия серы с железом;

в) железный гвоздь, помещенный в раствор хлорида меди;

г) сливание двух растворов: хлорида бария и сульфата натрия. *(Демонстрации опытов сопровождаются записью химических уравнений.)*

– Сравните все приведённые уравнения по числу вступающих и получающихся веществ и их составу.

Обобщение материала.

Работа с учебником, схема 6, с. 41. Составление опорной схемы (!!):

Реакции соединения: $A + B = AB$; $AB + CD = ABCD$

Реакции разложения: $AB = A + B$; $ABCD = AB + CD$

Реакции замещения: $AB + C = AC + B$

Реакции обмена: $AB + CD = AD + CB$

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Презентации, представленные на слайдах «Типы химических реакций»*.

---

* Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

2. Самостоятельная работа.

– Расставить коэффициенты в уравнениях химических реакций, определить тип реакции:

$H_2O = H_2 + O_2$ $\quad$ $C + O_2 = CO_2$

$H_2S = H_2 + S$ $\quad$ $Mg + O_2 = MgO$

$S + O_2 = SO_2$ $\quad$ $N_2 + O_2 = NO$

$AgBr = Ag + Br_2$ $\quad$ $O_2 = O_3$

Домашнее задание: § 16; упражнения 5, 6, с. 47; записать в словарь определения реакций разложения, соединения, замещения, обмена.

Урок 16
МОЛЬ – ЕДИНИЦА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА. МОЛЯРНАЯ МАССА

Цели: дать понятия: *количество вещества, моль, молярная масса, число Авогадро;* научить решать задачи на связь количества вещества, массы, числа структурных единиц вещества.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Упражнения 5, 6, с. 47 *(учащиеся работают у доски).*

2. Фронтальная беседа (по вопросам прошлого урока).

– Какие типы химических реакций вы знаете? Дайте определения.

– Что такое химическая формула? Что такое индекс? Химический элемент? Атом? Молекула?

– Что такое простые и сложные вещества?

II. Изучение нового материала.

Постановка проблемного вопроса: «Удобно ли пользоваться на практике столь малыми величинами, как массы атомов или молекул?».

Решение проблемы с помощью беседы и объяснения учителя.

– В химии введена специальная величина (!!) *количество вещества (ν), (n)* – число частиц вещества. За единицу количества вещества принят *моль* – число частиц вещества, равное числу атомов в 12 г углерода ^{12}C.

Демонстрация образцов 1 моля железа (заранее отвешенные 56 г), серы, сахара, поваренной соли, воды.

Объяснение понятия постоянной Авогадро. (!!) Это число частиц, которое содержится в одном моле любого вещества. Обозначение числа Авогадро $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$. Обращаем внимание на размерность этой постоянной.

Введение понятия «молярная масса» *(M)* – масса одного моля вещества, выраженная в г/моль. Молярную массу обозначают буквой *M*. Формула для вычисления молярной массы: $M = \frac{m}{\nu}$; $M = \frac{m}{n}$.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач.

*Целесообразно воспользоваться электронным репетитором, слайды «Решение химических задач»**.

Домашнее задание: § 17 (с. 41–44); упражнение 9, с. 47; записать в словарь определение понятий: *моль, молярная масса, число Авогадро.*

Урок 17
РЕШЕНИЕ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

Цели: научить решать задачи по химическим уравнениям.

---

* Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград Учитель, 2007).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Экспресс-тест на закрепление понятий *моль, молярная масса, число Авогадро.*

Вариант I

1. Массе сульфата натрия Na_2SO_4, равной 14,2 г, соответствует количество вещества:

1) 0,5 моль; 3) 2 моль;
2) 0,25 моль; 4) 0,1 моль.

2. Массовая доля кальция в нитрате кальция $Ca(NO_3)_2$ равна:

1. 0,29; 3) 0,17;
2. 0,58; 4) 0,24.

3. Масса 4 моль азотной кислоты HNO_3 равна:

1) 292; 3) 252;
2) 585; 4) 244.

Вариант II

1. Массе гидроксида алюминия $Al(OH)_3$, равной 19,5 г, соответствует количество вещества:

1) 0,5 моль; 3) 0,25 моль;
2) 0,1 моль; 4) 0,3 моль.

2. Массовая доля серы в сульфате натрия Na_2SO_4 равна:

1) 0,32; 3) 0,16;
2) 0,45; 4) 0,22.

3. Масса 3 моль оксида кремния SiO_2 равна:

1) 180; 3) 162;
2) 450; 4) 225.

Ответы: *вариант I* – 1 (4), 2 (4), 3 (3); *вариант II* – 1 (3), 2 (4), 3 (1).

II. Изучение нового материала.

Алгоритм действий при решении задач:

- Если вещества даны с примесями, то сначала вычисляют массу чистого вещества. Примеры расчетов будут рассмотрены в дальнейшем.
- Составляют уравнение химической реакции.
- В уравнении одной чертой нужно подчеркнуть химические формулы веществ, массы которых указаны в условии задачи, а двумя чертами – формулы тех веществ, массы которых требуется вычислить.
- По уравнению реакции определяют количество вещества (моль) тех веществ, формулы которых подчеркнуты.
- Найденные значения записывают под соответствующими химическими формулами и производят вычисления.

Задача. Сколько граммов сульфата цинка получится, если цинк массой 6,5 г положить в раствор серной кислоты, взятой в избытке?

Дано:	*Решение:*
m (Zn) = 6,5 г	6,5 г x г
	$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$
	1 моль 1 моль
m ($ZnSO_4$) – ?	M (Zn) = 65 г/моль; m(Zn) = 65 г
	M ($Zn\ S\ O_4$) = 65 + 32 + 64 = 161 г/моль;
	m ($Zn\ S\ O_4$) = 161 г
$\nu = m / M$	6,5 : 65 = x : 161
$m = M\nu$	x = 16,1 г (сульфата цинка)

Ответ: масса сульфата цинка равна 16,1 г.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач по алгоритму.

– Какую массу меди необходимо взять для получения 160 г оксида меди (II)? *(Ответ: 128 г.)*

– Найти массу оксида лития, образующегося при сгорании (взаимодействии с кислородом) 3,5 г лития. *(Ответ: 15 г.)*

– Найти количество вещества и массу железа, необходимого для получения 11,6 г оксида железа (III). *(Ответ: 0,145 моль; 8,12 г.)*

Домашнее задание: § 17 (с. 45–47); упражнение 10, с. 47; решить задачи 1, 2 на с. 48; подготовиться к контрольной работе: повторить словарь, алгоритмы составления формул по валентности и нахождение валентности по формулам.

Урок 18
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ»

Цели: закрепить, углубить и выявить уровень усвоения знаний, умений и навыков по теме «Первоначальные химические понятия».

Ход урока

Вариант I

Тест.

– Выберите правильные утверждения:

1. То, из чего состоят физические тела, называется веществом.

2. Атомы – это мельчайшие частицы многих веществ, состав и химические свойства которых такие же, как у данного вещества.

3. Кислород – это сложное вещество.

4. Валентность водорода равна единице.

5. Молярная масса вещества – это масса двух молей.

Задание 1. Валентность азота в NH_3 равна:

1) 3; 2) 2; 3) 0; 4) 5.

Задание 2. Формула соединения пятивалентного азота с кислородом:

1) NO; 2) N_2O_5; 3) N_2O_3; 4) NO_2.

Задание 3. Сумма коэффициентов в схеме химической реакции $Cu + O_2 \rightarrow CuO$ равна: 1) 4; 2) 2; 3) 5; 4) 1.

Задание 4. Решите задачу.

Количество вещества водорода, которое должно прореагировать с углеродом для получения 0,3 моль метана CH_4 (схема реакции $H_2 + C \rightarrow CH_4$), равно:

1) 3 моль; 2) 5 моль; 3) 0,6 моль; 4) 1,2 моль;

Задание 5. Решите задачу.

Оксиду серы (IV) SO_2 массой 6,4 г соответствует количество вещества, равное: 1) 1 моль; 2) 0,1 моль; 3) 0,2 моль; 4) 1,2 моль.

Ответы: тест – 1, 4; задание 1 (1); задание 2 (2); задание 3 (3); задание 4 (3); задание 5 (2).

Вариант II

Тест.

– Выберите правильные утверждения:

1. Вещества обладают физическими и химическими свойствами.

2. Молекулы – это мельчайшие частицы вещества, химически неделимые.

3. В химических реакциях простые вещества могут разлагаться с образованием нескольких других веществ.

4. Валентность кислорода равна четырем.

5. Моль является единицей количества вещества.

Задание 1. Валентность серы в SO_3 равна:

1) 2; 2) 0; 3) 4; 4) 6.

Задание 2. Формула соединения калия с серой:

1) K_2SO_3; 2) SO_2; 3) K_2S; 4) K_2O.

Задание 3. Сумма коэффициентов в схеме химической реакции $Na + S \rightarrow Na_2S$ равна: 1) 2; 2) 1; 3) 5; 4) 4.

Задание 4. Решите задачу.

Количество вещества, соответствующее массе оксида азота (*I*), равной 4,4 г, равно:

1) 1 моль; 2) 0,1 моль; 3) 0,2 моль; 4) 2 моль.

Задание 5. Решите задачу.

Количество вещества SO_3, вступившего в реакцию с водой по уравнению реакции $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ для образования 49 г серной кислоты (H_2SO_4), равно:

1) 2 моль; 2) 5 моль; 3) 1 моль; 4) 0,5 моль.

Ответы: тест – 1, 5; задание 1 (4); задание 2 (3); задание 3 (4); задание 4 (2); задание 5 (4).

Вариант III

Тест.

– Выберите правильные утверждения:

1. Сгорание топлива – это физическое явление.

2. Сложными называются такие вещества, которые образованы атомами различных химических элементов.

3. Коэффициент обозначает число атомов.

4. Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

5. Химическое уравнение – это условная запись состава вещества с помощью химических знаков и индексов.

Задание 1. Валентность *Cr* в Cr_2O_3 равна:

1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 0.

Задание 2. Формула соединения алюминия с кислородом:

1) $Al_2(SO_3)_3$; 2) Al_2O_3; 3) $AlPO_4$; 4) AlO.

Задание 3. Сумма коэффициентов в схеме химической реакции $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$ равна:

1) 2; 2) 4; 3) 0; 4) 5.

Задание 4. Решите задачу.

4,4 г CO_2 составляет количество вещества, равное:

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

Задание 5. Решите задачу.

При взаимодействии 32,5 г цинка с соляной кислотой (*HCl*) выделится количество вещества водорода, равное:

1) 5 моль; 2) 0,1 моль; 3) 0,5 моль; 4) 0,4 моль;

Схема реакции: $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

Ответы: тест – 2, 4; задание 1 (3); задание 2 (2); задание 3 (2); задание 4 (2); задание 5 (3);

Схема анализа контрольной работы.

1. Всего учащихся в классе _____ .

2. Писали работу _____ , из них написали на «5» _____ , на «4» _____ , на «3» _____ , на «2» _____ .

3. Не справились с тестом:

I вар. _____ II вар. _____ III вар. _____

4. Не справились

с 1 заданием I вар. ___ чел.	II вар. ___ чел.	III вар. ___ чел.
2 заданием I вар. ____ чел.	II вар. ___ чел.	III вар. ___ чел.
3 заданием I вар. ____ чел.	II вар. ___ чел.	III вар. ___ чел.
4 заданием I вар. ____ чел.	II вар. ___ чел.	III вар. ___ чел.
5 заданием I вар. ____ чел.	II вар. ___ чел.	III вар. ___ чел.

5. Не знают знаков химических элементов _____ чел., химических понятий: *химический элемент, атом, молекула,* A_r, M_r, *моль, молярная масса, закон сохранения массы* – _____ чел.

6. Не умеют определять валентность ____ чел., составлять формулы по валентности ____ чел., решать расчётные задачи по уравнениям _____ чел., по формулам _____ чел.

Тема 2. КИСЛОРОД

Урок 19
КИСЛОРОД, ЕГО ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА И ЕГО ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Цели: продолжить формирование понятий «химический элемент», «простое вещество», «химическая реакция»; ввести понятие о катализаторе, физических свойствах и получении кислорода; научить правильно собирать кислород, характеризовать элемент по таблице Д. И. Менделеева (демонстрация тех опытов, что требуются по программе).

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Фронтальная беседа.

– Какие сведения о кислороде нам уже известны из жизненного опыта, из курсов природоведения, ботаники, химии? *(Учебник, с. 53.)*

– Почему о кислороде говорят так: «Кислород – это самый распространенный на нашей планете элемент. Он рождает и теплоту человеческого дыхания, и обжигающее пламя пожара»?

Обобщение сведений о кислороде, положении его в Периодической системе, нахождении в природе.

2. Опыты по получению кислорода.

1) Историческая справка (опыт Пристли, 1774 г.).

2) Демонстрации опытов получения кислорода в лаборатории путём разложения перманганата калия, пероксида водорода, бертолетовой соли (по выбору учителя). Постановка познавательной задачи: какова роль оксида марганца (IV) в разложении пероксида водорода, бертолетовой соли? О каких свой-

ствах кислорода можно судить на основании проведённых опытов? *(Кислород тяжелее воды, малорастворим в воде, поддерживает горение.)*

3. Работа с учебником.

– Прочитайте определение понятия «катализатор» (с. 55), найдите строки, в которых говорится о применении катализаторов в промышленности.

– На рис. 24, 25 (с. 54) показаны способы собирания кислорода. На каких известных вам физических свойствах основаны способы собирания кислорода методом вытеснения воздуха *(ответ: кислород тяжелее воздуха)*, методом вытеснения воды *(ответ: кислород малорастворим в воде)*. Как правильно сконструировать прибор для собирания кислорода методом вытеснения воздуха? *(Пробирка для собирания кислорода должна быть расположена донышком вниз.)* Как можно обнаружить или доказать наличие в сосуде кислорода? *(По вспыхиванию тлеющей лучинки.)*

– Прочитайте статью учебника «Получение в промышленности». На каком физическом свойстве кислорода основан такой метод его получения? *(Жидкий кислород имеет температуру кипения выше, чем жидкий азот, поэтому азот испарится, а кислород останется.)*

II. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач 1, 2 (с. 60, учебник).

Домашнее задание: § 19, 20; упражнения 2, 3, с. 59.

Урок 20
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА. ОКСИДЫ. ПРИМЕНЕНИЕ. КРУГОВОРОТ КИСЛОРОДА В ПРИРОДЕ

Цели: научить доказывать химические свойства кислорода: составлять уравнения реакций, формулы оксидов и давать им

названия; рассказать об областях применения кислорода, о значении кислорода для живых организмов и природы в целом, о масштабах его распространения; способствовать дальнейшему развитию мировоззренческих знаний о причинно-следственной связи между составом и применением веществ (на примере кислорода).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Самостоятельная работа по карточкам.

1. Какое количество вещества соответствует 306 г оксида марганца MnO_2? *(3,5 моль.)*

2. Рассчитайте массу 5 моль хлорной кислоты $HClO_4$. *(502,5 г.)*

3. Сколько молекул содержится в 16 г молекулярного кислорода O_2? *($3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул.)*

4. Рассчитайте массовую долю кислорода в $KMnO_4$. *($\omega = 0{,}4$.)*

5. Решите задачу.

Антуан Лоран Лавуазье открыл природу горения различных веществ в кислороде после своего знаменитого двенадцатидневного опыта. В этом опыте он сначала длительное время нагревал в запаянной реторте навеску ртути, а позже (при более высокой температуре) – образовавшийся на первом этапе опыта оксид ртути (II). При этом выделялся кислород, и таким образом А. Лавуазье стал вместе с Джозефом Пристли и Карлом Шееле первооткрывателем этого химического элемента. Рассчитайте количество и массу кислорода, собранного при разложении 108,5 г HgO. *(0,25 моль; 8 г.)*

II. Изучение нового материала.

1. Демонстрации опытов горения в кислороде угля, серы (в вытяжном шкафу), фосфора.

Обсуждение результатов. Написание уравнений химических реакций.

– Какие эффекты вы наблюдали при горении веществ? *(Выделение тепла и света.)* Сформулируйте определение реакции горения. **(!!)** *Горение* – это окисление, идущее с выделением тепла и света. Каковы условия горения? *(Это наличие горючего вещества, кислорода и температуры воспламенения.)* Как потушить горящее вещество? Как погасить загоревшуюся на человеке одежду? *(Прекратить доступ кислорода, снизить температуру, убрать горючее вещество.)*

2. Выполнение лабораторного опыта 8 (с. 69). Ознакомление с образцами оксидов. Заполнение таблицы 7, с. 69.

Обсуждение полученных результатов. Выделение двух главных признаков оксидов. Формулирование определения оксидов, реакций окисления.

3. Демонстрация горения парафиновой свечи (горение сложных веществ). Признаки реакций. *Обнаружение продуктов реакций. Составление уравнений химических реакций.* **(!!)** При горении сложных веществ образуется столько продуктов, сколько элементов было в сложном веществе (исключение – вещества, содержащие азот и галогены).

4. Работа с учебником (с. 57–59). Составить и заполнить таблицу, раскрывающую взаимосвязь свойств кислорода и областей его применения человеком.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Составьте уравнения реакций по схемам:

$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$; $C \rightarrow CO \rightarrow CO_2$

Домашнее задание: § 21; ответить на вопросы 8–10 (с. 60), решить задачу 3, с. 60; выполнить творческое задание исследо-

вательского характера: докажите, что взаимодействие метана с кислородом, которое вы наблюдаете дома, относится к реакциям горения, и одним из его продуктов является вода.

Урок 21
ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОРОДА
(практическая работа № 3)

Цели: закрепить знания о способах получения и свойствах кислорода; сформировать у учащихся новые умения по использованию лабораторного оборудования, научить собирать кислород вытеснением воздуха, распознавать его и доказывать его свойства, проводить наблюдения; учить выполнять рисунки приборов, составлять уравнения реакций, делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе со спиртовкой.

2. Беседа о проведении практической работы.

1. Назовите реактивы для получения O_2. *(Марганцовка, или перманганат К.)*

2. Опишите схему получения O_2.

3. Как проверить, что получен чистый кислород? *(Горящей лучинкой.)*

Учащиеся выполняют работу, пользуясь инструкцией учебника (с. 70, работа 3).

II. Проведение практической работы (по вариантам).

Вариант I

1) Соберите прибор по рис. 24, с. 54.

2) Проверьте его на герметичность.

3) Получите кислород.

4) Соберите его методом вытеснения воздуха. Полноту заполнения сосуда кислородом проверьте с помощью тлеющей лучинки.

5) Сожгите в кислороде древесный уголь.

Вариант II

1) Соберите прибор по рис. 25, с. 54.

2) Проверьте его на герметичность.

3) Получите кислород.

4) Соберите его методом вытеснения воды. Полноту заполнения сосуда кислородом проверьте с помощью тлеющей лучинки.

5) Сожгите в кислороде древесный уголь.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– После проведения работы сделайте вывод, запишите все результаты в тетрадь, отчёт о работе занесите в таблицу:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

Домашнее задание: § 21; ответить на вопросы 11, 12 (с. 60); подготовить сообщение об охране атмосферного воздуха.

Урок 22
ВОЗДУХ И ЕГО СОСТАВ. ЗАЩИТА АТМОСФЕРНОГО ВОЗДУХА ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ

Цели: рассказать о качественном и количественном составе воздуха как смеси газов; охарактеризовать экологические проблемы, связанные с загрязнением воздуха.

Оборудование: на демонстрационном столе: известковая вода, свеча, прибор для демонстрации составных частей воз-

духа; компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Упражнения 11, 12, с. 60 *(учащиеся работают у доски).*

Задача 1, с. 60 *(один учащийся у доски).*

2. Фронтальная беседа.

– В каком виде находится элемент кислород в природе? *(В виде простого вещества.)*

– Какими химическими свойствами обладает кислород? *(Кислород энергично взаимодействует при нагревании со многими веществами, происходит реакция горения.)*

– Какие реакции относят к реакциям окисления? *(Реакции взаимодействия веществ с кислородом.)*

– Как распознать, в какой колбе находится воздух, углекислый газ, кислород? *(С помощью тлеющей лучинки: в кислороде ярко вспыхивает, в воздухе будет слабо тлеть, в углекислом газе погаснет.)*

II. Изучение нового материала.

1. Создание проблемной ситуации: «Почему в воздухе вещества горят хуже, чем в чистом кислороде?».

– Как узнать, какая часть воздуха приходится на долю кислорода?

2. Работа с учебником.

– Пользуясь текстом учебника, опишите опыт А. Лавуазье, доказывающий, что воздух – это смесь газов.

3. Демонстрация опыта с горящей свечой или показ видеофрагмента «Состав воздуха»*.

---

* Представлен на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

4. Обобщающая беседа, приводящая к выводу о том, что кислород составляет по объему 1/5 часть воздуха (21 %).

Рассказ о других составных частях воздуха, о примесях.

Обсуждение экологического аспекта проблемы охраны воздуха.

Выступления учащихся.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач.

1. Хорошо известно, что легковой автомобиль загрязняет воздух вредными выбросами: на каждые 10 км пути с его выхлопными газами в атмосферу попадает 7 моль оксида углерода (II) *CO* и 1 моль оксида азота (II) *NO*. Какая масса этих вредных веществ попадет в атмосферу при автомобильной поездке на дачу, которая расположена в 80 км от дома? *(1568 г CO и 240 г NO.)*

2. Считается, что примеси в воздухе не оказывают вредного влияния, если их количество не превышает определенного предела. Так, допускается содержание в 1 $м^3$ воздуха оксида азота (IV) – 0,085 мг, оксида углерода (II) – 3,0 мг, оксида серы (IV) – 0,05 мг, сероводорода – 0,008 мг. Какое количество (моль) этих вредных примесей (по отдельности) можно вдохнуть за сутки, не подвергая свое здоровье опасности? Норма потребления воздуха для дыхания у взрослых мужчин – 10 $м^3$ в сутки. *($1{,}84 \cdot 10^{-5}$ моль NO_2; $1{,}07 \cdot 10^{-3}$ моль CO; $7{,}81 \cdot 10^{-6}$ моль SO_2; $2{,}35 \cdot 10^{-6}$ моль H_2S.)*

Домашнее задание: § 22, с. 60–62; упражнения 1–4, с. 69; творческое домашнее задание: на основании текста учебника о составных частях воздуха (с. 61, табл. 6) постройте диаграмму, отражающую состав воздуха.

Урок 23
ГОРЕНИЕ И МЕДЛЕННОЕ ОКИСЛЕНИЕ. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цели: объяснить химические основы реакции горения, условия, необходимые для возникновения и прекращения горения;

ввести понятие о тепловом эффекте химической реакции, экзо- и эндотермических реакциях; научить отличать реакцию горения от окисления, записывать уравнения химических реакций горения простых и сложных веществ.

Оборудование: на демонстрационном столе: скипидар, бензин, металлические тигли, химический стакан, лучинка, штатив с сеткой, спички, горелка, картон.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Проверка домашнего задания.

1) Обсуждение выполнения упражнений 1–4, с. 69 (с учащимися 1-го ряда).

2) Тесты *(решают самостоятельно учащиеся 2-го ряда).*

1. Кислород можно распознать:
а) с помощью тлеющей лучинки;
б) по запаху;
в) с помощью известковой воды;
г) с помощью воды.

2. В лаборатории кислород получают:
а) из воздуха;
б) разложением перманганата калия при нагревании;
в) реакцией фотосинтеза;
г) разложением воды при нагревании.

3. В состав воздуха не входят:
а) азот;
б) кислород;
в) водород;
г) углекислый газ.

4. Составьте и решите задачу, используя данные:
m(*Fe*) = 5,6 г, m(*FeO*) – ? *(Решает 1 учащийся у доски.)*

а) 0,56 г; б) 5,6 г; в) 7,2 г; г) 8,8 г.

Ответы: 1а, 2б, 3в, 4в.

II. Изучение нового материала.

1. Фронтальная беседа. Постановка проблемной задачи.

– Какими химическими свойствами обладает кислород? *(Окислительными свойствами.)*

– Что будет наблюдаться, если в банку с воздухом поместить горящую свечу и закрыть пробкой? *(Погаснет.)* Какое условие, необходимое для взаимодействия веществ, будет нарушено? *(Отсутствует доступ кислорода.)*

– Какие условия нужны для горения? Какая реакция называется реакцией окисления? *(Свободный кислород. Реакция взаимодействия с кислородом.)*

– Что получается при горении сложных веществ? *(Получается столько оксидов, сколько элементов входит в состав сложных веществ.)*

2. Демонстрация опытов.

а) Горение спирта, находящегося на дне химического стакана.

б) Прекращение горения в стакане, накрытом картоном.

Выводы:

(!!) Первое условие, необходимое для возникновения горения, – нагревание горючего вещества до температуры воспламенения или соприкосновение его с другим веществом, поддерживающим горение. (Температуры воспламенения некоторых веществ: белого фосфора – 40 °С, древесины – 270 °С, угля – 350 °С.) Второе условие – доступ кислорода.

(!!) Условия прекращения горения – охлаждение вещества ниже температуры воспламенения или прекращение доступа кислорода.

Рассказ о медленном окислении, значении топлива в промышленности, рациональном сжигании топлива.

3. Работа с учебником.

– Пользуясь текстом учебника (с. 64), ответьте на вопрос: «На какие группы можно разделить все реакции по энергетическому признаку?» *(На экзо- и эндотермические.)*

Закончите предложения:

– Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называются ... *(экзотермическими).*

– Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются ... *(эндотермическими).*

– Количество теплоты, поглощающейся или выделяющейся в процессе химической реакции, называется ... *(тепловым эффектом химической реакции).*

– Уравнение реакции, в котором указан его тепловой эффект, называется ... *(термохимическим).*

– В уравнении экзотермической реакции тепловой эффект обозначается буквой ... и знаком ... *(Q, «+»).*

– В уравнении эндотермической реакции тепловой эффект обозначается буквой ... и знаком ... *(Q, «–»).*

Расчёты по термохимическим уравнениям. Алгоритм выполнения действий.

Пример: Сколько теплоты (кДж) выделяется при сгорании 1,6 г метана CH_4?

Алгоритм выполнения действий	Пример
1	2
1. Записать термохимическое уравнение, неизвестное количество теплоты обозначить x	0,1 моль x кДж $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 803$ кДж 1 моль

Окончание табл.

1	2
2. Вычислить количество исходного вещества: $\nu = m/M$	$\nu(CH_4) = 1,6/16 = 0,1$ моль
3. Составить пропорцию, используя коэффициенты, данные задачи и x.	$0,1 / 1 = x / 803$
4. Решить пропорцию	$x = 803 \cdot 0,1 = 80,3$ кДж

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Беседа по вопросам.

– Почему для разжигания костра применяют небольшие веточки и щепки? *(Быстрее достигается температура воспламенения.)*

– Какова роль воды при тушении пожара? *(Понижает температуру воспламенения.)*

2. Тест.

Для резки и сварки металлов используют реакцию соединения:

а) ацетилена C_2H_2 с кислородом;

б) метана CH_4 с кислородом;

в) угля с кислородом;

г) оксида железа (II) с водородом.

Ответ: а).

Домашнее задание: § 23,ответить на вопросы 11–13, с. 69; решить задачи 1, 2 на с. 69; § 24 (ознакомительное чтение); в словарь запишите определение реакции горения.

Тема 3. ВОДОРОД

Урок 24
ВОДОРОД, ЕГО ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА И ЕГО ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Цели: дать характеристику химического элемента и простого вещества водорода; научить сравнивать по строению простые вещества водород и кислород и их физические свойства, записывать уравнения химических реакций получения водорода, проводить расчёты; объяснить правила техники безопасности при работе с водородом.

Оборудование: цинк в гранулах, соляная кислота, прибор для получения газов, компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия».

Ход урока

I. Изучение нового материала.

Можно провести в форме семинара.

Вопросы, подлежащие рассмотрению:

1) История открытия водорода. Водород был открыт в первой половине XVI века немецким врачом и естествоиспытателем Парацельсом. В 1776 г. Г. Кавендиш (Англия) установил его свойства и указал отличия от других газов. Лавуазье первым получил водород из воды и доказал, что вода – это соединение водорода с кислородом. *(Рассказывают предварительно подготовленные ученики.)*

2) Общая характеристика водорода: положение в Периодической системе, валентность, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса *(фронтальная работа с Периодической таблицей).*

3) Физические свойства водорода (самостоятельная работа с учебником, с. 74). Просмотр слайдов и видеофрагментов «Водород»*. Сравнение физических свойств кислорода и водорода. Заполнение таблицы.

Показатели для сравнения	Кислород	Водород
1. Агрегатное состояние		
2. Цвет		
3. Плотность		
4. Растворимость в воде		

4) Способы получения водорода. Инструкция к лабораторному опыту. Правила техники безопасности при работе с газами *(учитель рассказывает и демонстрирует опыт получения водорода при действии соляной кислоты на цинк).*

Обсуждение вопросов:

– Зная физические свойства водорода, предложите способы его собирания (2 способа). *(Вытеснением воды и вытеснением воздуха.)*

– Как можно проверить водород на чистоту? *(Отвечают на вопрос с помощью учителя.)*

– Что может произойти, если пробирка для собирания водорода будет очень плотно прилегать? *(Взрыв.)*

Выполнение учащимися лабораторного опыта 9 (с. 77 учебника) «Получение водорода взаимодействием цинка с соляной кислотой», составление уравнения реакции.

Алгоритм опыта:

- Подготовить пробку с газоотводной трубкой.
- Поместить в пробирку 2–3 кусочка цинка.
- Прилить немного соляной кислоты. Наблюдать выделение пузырьков водорода.

---

* Представлены на компакт-диске «Демонстрационное поурочное планирование Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

• Собрать выделяющийся водород: закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, над которой поместить перевернутую вверх дном другую пробирку.

• Проверить полученный водород на чистоту: поднести пробирку с водородом к пламени горелки. Чистый водород вспыхивает со звуком, похожим на щелчок.

• Поджечь чистый водород у конца газоотводной трубки.

• Накрыть пламя сухим стеклянным стаканом на несколько секунд.

Обсуждение проведённого эксперимента по вопросам:

– Почему водород собирают с помощью перевернутой пробирки? *(Он легче воздуха.)*

– Можно ли таким образом собирать кислород? *(Нет, он тяжелее воздуха.)*

– Какая химическая реакция протекает при горении водорода? *($2H_2 + O_2 = 2H_2O$.)*

– Как доказать, что при горении водорода образуется вода? *(Накрыть пламя сухим стеклянным стаканом – на его стенках наблюдается появление капель воды.)*

5) Аппарат Киппа: устройство, составные части, действие, правила обращения и техники безопасности при работе с аппаратом *(сообщает учитель)*.

Работа с учебником (с. 71–73).

– Какие ещё способы получения водорода существуют? *(Разложение воды электрическим током, взаимодействие активных металлов с водой.)*

Составление уравнений химических реакций, определение типа реакций, характера реакции по тепловому эффекту (экзо- или эндотермическая).

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Решение задачи по уравнению химической реакции: какая масса водорода выделится при разложении 360 г воды под действием электрического тока?

Решение.

360 г x

$2H_2O = 2H_2 + O_2$

$2 \cdot 18$ $2 \cdot 2$

Ответ: 40 г.

Домашнее задание: § 25–27 (физические свойства водорода); решить задачу: «Какое количество вещества (моль) и какая масса водорода потребуется для его взаимодействия с 320 г кислорода?»; творческое домашнее задание: подготовить сообщение о нахождении водорода в космосе и на Земле.

Урок 25
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА. ПРИМЕНЕНИЕ

Цели: рассмотреть химические свойства водорода; провести сравнение их с химическими свойствами кислорода, соотнести свойства и строение; учить применять правила по технике безопасности при выполнении опытов с газами.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Самостоятельная работа.

Вариант I

1. Закончите уравнения реакций:

$2\,HCl + Mg \rightarrow H_2\ldots + \ldots$

$H_2SO_4 + Zn \rightarrow H_2\ldots + \ldots$

2. Вычислите массу цинка, которая потребуется для его полного растворения в 160 г соляной кислоты.

Вариант II

1. Закончите уравнения реакций:

$2\,HCl + Ca \rightarrow H_2 \ldots + \ldots$

$2\,HCl + 2Na \rightarrow H_2 \ldots + 2\ldots$

2. Вычислите массу водорода, образующегося при взаимодействии 6,5 г цинка с соляной кислотой.

II. Изучение нового материала.

1. Фронтальная беседа.

– Как получить водород в лаборатории? *(Взаимодействием Zn с HCl.)* Что произойдёт, если поднести горящую лучинку к отверстию пробирки? *(Микровзрыв – хлопок, если водород чистый.)*

Постановка учебной проблемы: раньше водород использовался для заполнения дирижаблей и аэростатов. Сейчас его заменили более безопасным гелием. Объясните почему. *(Водород – горючий газ, при смешивании с кислородом и поджигании взрывается.)*

2. Демонстрация горения чистого водорода и взрыва гремучего газа.

Составление уравнения химической реакции взаимодействия водорода с кислородом.

3. Изучение взаимодействия водорода с оксидами металлов.

Постановка познавательной задачи: при соединении водорода с кислородом образуется вода, в состав молекул которой входит элемент кислород. Может ли водород связываться с кислородом, входящим в состав сложного вещества? Какие вам известны соединения, содержащие элемент кислород? *(Все оксиды содержат кислород.)* Но может ли водород образовать соединение с кислородом, находящимся в составе оксида?

Проверка предположения путём проведения ученического эксперимента – лабораторного опыта 10 (с. 77, учебник).

На столах учащихся находится черный порошок оксида меди (II). Учитель предлагает предположить (по аналогии с реакцией замещения меди железом в хлориде меди), что должно образоваться и как обнаружить продукты реакции. После обсуждения хода работы и порядка наблюдений учащиеся из оксида получают свободный металл.

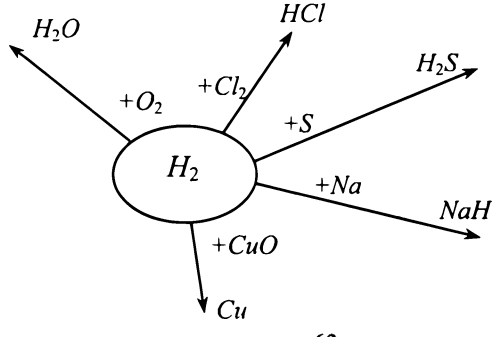
– Реакции подобного вида называют реакциями восстановления, а водород – восстановителем. Водород окисляется, значит, можно считать данную реакцию и реакцией окисления. Два противоположных процесса идут одновременно, составляя одно целое.

Демонстрация получения «медного зеркала» в большой пробирке.

Для этого на чистые влажные внутренние стенки пробирки наносится слой пылевидного оксида меди (II), который при нагревании восстанавливается водородом.

4. Работа с учебником (с. 75).

– Найдите в тексте учебника другие химические свойства водорода и закончите схему:



Применение водорода. Водород используется в химической промышленности для восстановления металлов, получения летучих водородных соединений. В будущем водород будет использоваться как экологически чистое топливо.

– Составьте и заполните таблицу, раскрывающую взаимосвязь свойств водорода и областей его применения.

Свойства водорода	Применение водорода
Самый легкий газ	Наполнение шаров-зондов
Горит в кислороде: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ Температура пламени 2500 °С	Сварка и резка металлов
Горит в хлоре: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$	Получение хлороводородной (соляной) кислоты
Соединяется с азотом при высокой температуре и давлении: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	Получение аммиака и азотных удобрений
Восстанавливает оксиды металлов: $WO_3 + 3H_2 = W + 3H_2O$	Получение тугоплавких металлов

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Даны оксид меди (II), хлороводородная (соляная) кислота и магний. Как, используя их, получить медь? Составьте уравнения реакций.

Примеры уравнений реакций:

$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$; $CuCl_2 + Mg = Cu + MgCl_2$

2. Закончите уравнения реакций:

$K + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $WO + H_2 \rightarrow$

$S + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $PbO + H_2 \rightarrow$

$FeO + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $Fe_3O_4 + H_2 \rightarrow$

$CoO + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow$

$Cl_2 + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $NiO + H_2 \rightarrow$

$C + H_2 \rightarrow$ $\quad$ $Sb_2O_3 + H_2 \rightarrow$

3. Для получения 13 г меди потребуется водород массой: 1) 1 моль; 2) 0,2 г; 3) 0,4 г; 4) 4 г. *(Ответ: 3.)*

Домашнее задание: § 27 (до конца); решить задачу: «Вычислите объем водорода, образующегося при растворении в соляной кислоте 5,6 г железа. Сколько граммов железа можно получить при реакции образовавшегося водорода с оксидом железа (III)?»; творческое домашнее задание: «При горении водорода выделяется большое количество теплоты. Почему его считают экологически чистым топливом (топливом будущего)?».

Урок 26
ПОВТОРЕНИЕ И ОБОБЩЕНИЕ ПО ТЕМАМ «КИСЛОРОД», «ВОДОРОД»

Цели: повторить, углубить, обобщить и привести в систему знания о свойствах водорода и кислорода; научить сравнивать элементы и простые вещества (кислород, водород) и их соединения по строению и свойствам, объяснять причину сходства и отличия, доказывать химические свойства простых веществ кислорода и водорода и их соединений, записывать уравнения реакций, применять полученные знания при решении расчетных задач.

Ход урока

I. Повторение и обобщение знаний.

1. Индивидуальный опрос *(у доски).*

а) Докажите химические свойства водорода, запишите схему свойств и некоторые уравнения реакций (3–4 уравнения). Дополнительный вопрос: «Почему в атмосфере Земли не содержится водород?» *(Потому что он химически активен и сразу вступает в соединения с другими элементами.)*

б) Запишите схему химических свойств кислорода и приведите уравнения реакций (3–4 уравнения);

в) Найдите общее и различное в строении и свойствах кислорода и водорода. Сравните простые вещества кислород и водород по плану: а) состав; б) относительная молекулярная масса; в) физические свойства; г) распространение и роль в природе.

г) В двух сосудах находятся водород и кислород. Предложите способ определить, где какой газ, с помощью горящей лучинки. В чем заключаются сходство и различие способов собирания кислорода и водорода? *(Сходство: собирание методом вытеснения воздуха или воды. Различие: пробирку для собирания кислорода методом вытеснения воздуха держать донышком вниз, для собирания водорода – донышком вверх.)*

2. Задания классу.

Вещество *X* в цепочке превращений – это...

1. $H_2O_2 \rightarrow O_2 \rightarrow X \rightarrow Cu$

1) *Cu*; 2) *CuO*; 3) *CuS*; 4) $CuCl_2$.

Ответ: 2.

2. $HCl \rightarrow H_2 \rightarrow X \rightarrow SO_2$

2) *HCl*; 2) H_2O; 3) H_2S; 4) SO_3.

Ответ: 3

3. $H_2O \rightarrow X \leftarrow CH_4 \rightarrow CO_2$

1) O_2; 2) H_2; 3) C; 4) H_2O_2.

Ответ: 2.

Пока учащиеся выполняют предложенные им тестовые задания, проверяется домашняя работа.

3. Графический диктант.

I вариант выбирает утверждения, верные для кислорода, II вариант – для водорода.

1. Газ без цвета, вкуса, запаха, малорастворим в воде.

2. В реакциях, как правило, окислитель.

$t_{кип.} = -183°C$

3. Имеет аллотропные модификации.

4. Используется как восстановитель в металлургии.

5. Получают электролизом воды.

6. Самый распространенный элемент космоса.

7. Входит в состав воздуха.

8. Реагирует с неметаллами.

9. Входит в состав оксидов.

10. Легче воздуха.

Ответ: *I вариант:* O_2 – 1, 2, 3, 5, 7, 8, 9; *II вариант:* H_2 – 1, 4, 5, 6, 8, 10.

4. Решение задач.

1. При взаимодействии цинка с соляной кислотой образовалось 2,24 г водорода. Масса вступившей в реакцию кислоты равна: 1) 8,176 г ; 2) 0,6 г; 3) 81,76 г; 4) 0,8176 г. *(3.)*

2. Масса водорода, который образуется при растворении 0,65 г цинка в избытке серной кислоты, равна: 1) 0,02 г; 2) 0,2 г; 3) 2 г; 4) 0,25 г. *(1.)*

3) Масса водорода, который понадобится для восстановления 6,4 г меди из оксида меди (II) равна: 1) 0,1 г; 2) 2 г; 3) 0,02 г; 4) 0,2 г. *(4.)*

Домашнее задание: 1) ответить на вопрос: «В чем заключается принципиальное различие химических свойств простых веществ кислорода и водорода? *(Принципиальное различие в том, что* H_2 *– восстановитель, а* O_2 *– окислитель.)*

2. Решить задачи:

а) Какова масса цинка, требуемого для получения такой массы водорода из соляной кислоты, которого бы хватило для восстановления 1 кг меди из оксида меди (II)?

б) Какой объем водорода (н. у.) потребуется для восстановления 5,6 кг железа из оксида железа Fe_3O_4? Какая масса воды будет израсходована для получения водорода?

в) Составить 5 тестовых заданий по теме «Водород и кислород». К каждому заданию дать четыре варианта ответа, из которых только один – правильный.

Тема 4. РАСТВОРЫ. ВОДА

Урок 27
ВОДА – РАСТВОРИТЕЛЬ. РАСТВОРЫ. НАСЫЩЕННЫЕ И НЕНАСЫЩЕННЫЕ РАСТВОРЫ. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

Цели: актуализировать знания учащихся о воде как растворителе, о растворах; сформировать представление о растворимости, концентрации растворов и условиях, влияющих на скорость растворения.

Оборудование: на демонстрационном столе – глина или мел, химические стаканы, вода, весы; компакт-диски «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Фронтальная беседа.

– Опираясь на жизненный опыт и знания из курса природоведения, ответьте на вопросы:

– Что такое растворитель? Какие растворители вы знаете? *(Вещество, взятое в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор, называется растворителем. Растворители: вода, бензин, спирт.)*

– Что такое растворенное вещество? *(Компонент, взятый в недостатке.)*

– Как ускорить процесс растворения? *(Нагреть раствор.)*

– Может ли вещество неограниченно растворяться в определенном объеме? *(Да, спирт в воде.)* Что такое раствор? *(Однородная система, содержащая не менее двух веществ и продукты их взаимодействия.)*

2. Демонстрация опытов.

1) В одном стакане с водой размешиваем порошок калийной селитры, в другом – порошок мела или глины, в третьем – растительное масло. Познавательная задача: чем различается содержимое 3 стаканов и почему это различие проявляется?

На основании опыта формируются понятия: «раствор», «взвесь», «эмульсия», «суспензия».

Отличия их в том, что растворы – это однородные системы, которые со временем не расслаиваются *(пример – раствор калийной селитры)*, а суспензии *(пример – смесь глины с водой)* и эмульсии *(пример – смесь растительного масла с водой)* с течением времени отстаиваются.

2) Растворимость.

Учитель формирует понятие «растворимость».

– Это максимально возможная масса вещества, способная раствориться в 100 г растворителя при данной температуре. Растворимость твёрдых веществ зависит от температуры (с повышением температуры растворимость большинства твёрдых веществ увеличивается), растворимость газов также зависит от температуры, но ещё и от давления.

3. Работа с учебником.

– Рассмотрите схему 8 на с. 79 учебника «Классификация веществ по растворимости». Приведите примеры хорошо растворимых веществ, малорастворимых и практически нерастворимых. Что такое «святая вода»? *(Абсолютно нерастворимых веществ нет. Если опустить в воду стеклянную палочку или*

проволоку из золота или серебра, то они в ничтожно малых количествах все же растворяются в воде. Как известно, растворы серебра или золота в воде убивают микробы.)

Целебные свойства серебра и «серебряных» препаратов известны с давних времен. Еще персидский царь Кир II Великий (558–529 гг. до н. э.) пользовался серебряными сосудами для хранения питьевой воды во время военных походов. Хорошо известен и самый простой способ обеззараживания питьевой воды – выдерживание ее в контакте с металлическим серебром (простой способ приготовления «святой воды»). При этом в раствор постепенно переходит ничтожное количество ионов Ag^+ (не более 0,001 мг на 1 л воды), и этого уже достаточно, чтобы победить болезнетворные бактерии. В аптеках имеется колларгол – лекарство, содержащее до 70 % металлического серебра. Оно появилось в 1902 г., когда немецкий химик Карл Пааль придумал способ защиты мельчайших частичек серебра от оседания с помощью белка альбумина. Колларгол применяют в виде 0,2%-го водного раствора для промывания глаз при конъюнктивите. 1%-ным раствором колларгола лечат воспаление мочевого пузыря, а 2–5%-ным – гнойный насморк.

4. Демонстрация опытов, позволяющих выяснить условия, влияющие на растворение веществ в воде.

а) Открывание бутылки с газированной водой. Познавательная задача: чем объяснить бурное выделение газа?

(При открывании бутылки давление падает, растворимость газа уменьшается, и он бурно выходит из бутылки. Аналогично появляются «брызги шампанского» при открывании тёплой бутылки. Вывод: растворимость газов при повышении температуры уменьшается, при повышении давления возрастает.)

б) В один стакан с водой помещаем порошок медного купороса, в другой – крупные его кристаллы, размешиваем. В каком

стаканс растворение идет быстрее и почему? *(В первом быстрее, потому что мелкие частички купороса быстрее взаимодействуют с водой, чем крупные.)*

в) В одном цилиндрс растворяем в воде перманганат калия, подвешивая кристаллы, завернутые в марлю, у поверхности воды; в другой цилиндр (сухой) опускаем до дна широкую трубку, насыпаем в нее кристаллы перманганата калия, затем наливаем воду того же, как и в первом цилиндрс, объема и после этого осторожно вынимаем трубку, стараясь не размешивать. Где быстрее идет растворение и почему? *(Быстрее растворение идёт на дне сосуда, так как растворяемое вещество соприкасается с бóльшим количеством растворителя.)*

г) Где быстрее пойдет процесс растворения: на дне пруда или на дне ручья? *(В ручье проточная вода, поэтому она будет активнее омывать растворяемое вещество и процесс растворения пойдёт быстрее.)*

д) Что растворяется быстрее – сахарный песок или кусочек сахара? Почему? *(Сахарный песок быстрее взаимодействует с водой, чем кусочек, поэтому и растворение сахарного песка будет происходить быстрее.)*

Проблемный вопрос: зависит ли растворимость от температуры? *(С повышением температуры растворимость твердых тел увеличивается, а газов уменьшается.)*

е) Проведение опыта по приготовлению насыщенного раствора нитрата калия.

Алгоритм опыта.

• Налить в пробирку воды до 1/4 объема.

• Насыпать в пробирку нитрат калия и перемешивать соль, пока она не растворится полностью.

• Добавлять соль при перемешивании до тех пор, пока не образуется осадок, то есть избыток вещества останется нерастворённым. **(!!)** Это *насыщенный раствор* – раствор, в котором при

данной температуре данное вещество больше не растворяется; *ненасыщенный раствор* – раствор, в котором вещество еще может растворяться.

• Когда соль больше не будет растворяться, нагреть пробирку (соблюдая правила техники безопасности). Наблюдать растворение осадка. Добавляя соль, можно приготовить перенасыщенный раствор. Он неустойчив. Малейшее сотрясение или введение в раствор кристалла вызывает выпадение в осадок растворённого вещества.

Вывод: растворимость веществ в воде зависит от природы растворённого вещества. Она также зависит от температуры и давления.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Просмотр слайдов «Вода. Растворы»*.

Домашнее задание: § 28, упражнения 1–6, с. 81; решить задачу 1 на с. 81; выполнить домашнее исследовательское задание: «Проведите опыт: налейте в бутылку холодную воду, оставьте в теплом месте. Пузырьки какого газа появляются на внутренних стенках бутылки и почему они образуются?» *(Растворимость газов зависит от температуры. При повышении температуры растворимость уменьшается, и избыток газа появляется в виде пузырьков на стенках бутылки.)*; выполнить творческое задание: «Постройте график растворимости натриевой селитры по следующим данным: температура (в °С): 0, 10, 20, 30, 40, 50, 60; растворимость (в г/л): 73, 80, 88, 97, 106, 115, 125; рассчитайте, сколько натриевой селитры (в г) может раствориться в воде объемом 200 мл при 30 °С. Сколько селитры придется добавить в этот раствор, если его нагреть до 80 °С?».

---

* Представлены на компакт-дисках «Демонстрационное поурочное планирование Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование Общая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

Урок 28
КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Цели: ввести понятие массовой доли растворенного вещества в растворе, научить вычислять ее по массам растворенного вещества и раствора, а также вычислять массу растворенного вещества по известной массовой доле его в растворе.

Оборудование: на демонстрационном столе: хлорид натрия, химические стаканы вместимостью 500 мл, мерный цилиндр, стеклянная палочка для размешивания.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания: задачи 1–4, с. 81 *(учащиеся выполняют на доске).*

2. Фронтальная беседа.

– Приведите примеры жизненно важных растворов. *(Кровь, лимфа, воздух. Лекарства часто бывают в виде взвесей, суспензий или эмульсий.)*

– Чем отличается раствор от взвеси? *(Взвесь – смесь веществ, где твердое тело распределено в жидком веществе, а раствор – однородная гомогенная система.)*

– Что такое коэффициент растворимости? *(Величина, показывающая, какую массу надо растворить при определенных условиях, чтобы получить насыщенный раствор.)*

– Как ненасыщенный раствор сделать насыщенным? *(Добавить вещества.)*

Подведение итога беседы. В практике повседневной жизни и лабораториях чаще всего пользуются ненасыщенными растворами, но с известной массовой долей растворенных

в них веществ. Причем ненасыщенные растворы могут содержать больше или меньше (по массе) растворенного вещества. **(!!)** Если в определенном объеме раствора содержится мало растворенного вещества, то такой раствор называют *разбавленным*, если много – *концентрированным*.

II. Изучение нового материала.

Демонстрация растворения поваренной соли *NaCl* в двух стаканах с одинаковой (200 г) массой воды. В одном растворяют поваренную соль массой 10 г, в другом – массой 40 г.

Проблемный вопрос: «Как определить массовую долю соли в первом и во втором растворе?».

(!!) Массовая доля растворённого вещества рассчитывается как отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовую долю выражают в долях единицы или в %. Массовая доля растворённого вещества определяется по формулам:

$$w = \frac{m_{(\text{раств в-ва})}}{m_{(\text{раствора})}}; \quad w\,\% = \frac{m_{(\text{раств в-ва})}}{m_{(\text{р-ра})}} \cdot 100\,\%$$

Решение.

Масса первого раствора составит: $m_{\text{р-ра}} = 200$ г + 10 г = 210 г.

Следовательно, массовая доля соли *NaCl* в растворе равна $w = m\,(NaCl) / m_{(\text{р-ра})} = 10 : 210 = 0{,}05$, или $0{,}05 \cdot 100\,\% = 5\,\%$.

Ответ: w (*NaCl*) = 0,05, или 5 %.

Аналогично рассчитывается массовая доля соли во втором стакане.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач.

1) *На приготовление растворов.*

Сколько граммов соли *NaCl* и воды нужно взять для приготовления 50 г раствора с массовой долей соли *NaCl* 12 %?

Решение. Определим массу *NaCl*, необходимую для приготовления указанного количества раствора:

$m\,(NaCl) = m_{р\text{–}ра}\,w\,(NaCl) = 50 \cdot 0{,}12 = 6$ (г).

Массу воды найдём по разности: $M(H_2O) = 50$ г – 6 г = 44 г.

Следовательно, для приготовления 50 г раствора *NaCl* с массовой долей 12 % необходимо 6 г *NaCl* смешать с 44 г H_2O.

2) *На упаривание.*

Из 100 г раствора соли *NaCl* с массовой долей 5 % выпарили 20 г воды. Какой стала массовая доля соли *NaCl* в растворе?

Решение. Определим массу вещества *NaCl* в исходном растворе:

$$m(NaCl) = \frac{w(NaCl) \cdot m_{р\text{-}ра}}{100} = \frac{5 \cdot 100}{100} = 5\,(г)$$

Это же количество хлорида натрия будет содержаться и в конечном растворе после упаривания. Находим массу раствора после упаривания:

$m_{р\text{-}ра} = 100$ г – 20 г = 80 г.

Определим массовую долю *NaCl* в полученном растворе:

$w = m\,(NaCl) / m_{р\text{-}ра} = 5 : 80 = 0{,}06$,

или $0{,}06 \cdot 100\,\% = 6\,\%$.

Ответ: $w\,(NaCl) = 0{,}06$, или 6 %.

3) *На концентрирование.*

К 50 г раствора HNO_3 с массовой долей 8 % добавили еще 20 г HNO_3. Какой стала массовая доля HNO_3 в растворе?

Решение. Определим массу HNO_3 в исходном растворе:

$$m(HNO_3) = \frac{w(HNO_3) \cdot m_{р\text{-}ра}}{100} = \frac{8 \cdot 50}{100} = 4\,(г).$$

Рассчитаем массу вещества в полученном растворе:

$m(HNO_3) = 4 + 20 = 24$ (г).

Определим массу полученного раствора:

$m_{р-ра} = 50 + 20 = 70$ (г).

Определим массовую долю HNO_3 в полученном растворе:

$$w(HNO_3) = \frac{m(HNO_3)}{m_{р-ра}} \cdot 100 = \frac{24}{70} \cdot 100 = 34{,}3\ \%$$

Ответ: 34,3 %.

4) *На разбавление.*

К 200 г раствора с массовой долей Na_2SO_4 10 % долили 50 г воды. Какой стала массовая доля вещества в растворе?

Решение. Определим массу вещества Na_2SO_4 в исходном растворе: $m(Na_2SO_4) = \frac{w(Na_2SO_4)}{100} \cdot m_{р-ра} = \frac{10 \cdot 200}{100} = 20$ (г).

Это же количество сульфата натрия будет содержаться и в конечном растворе, после добавления воды. Находим массу раствора после добавления воды: $m_{р-ра} = 200$ г + 50 г = 250 г.

Определим массовую долю Na_2SO_4 в полученном растворе:

$w = m(Na_2SO_4) / m_{р-ра} = 20 : 250 = 0{,}08$,

или $0{,}08 \cdot 100\ \% = 8\ \%$.

Ответ: $w(Na_2SO_4) = 0{,}08$, или 8 %.

5) *На смешивание растворов.*

Какой станет массовая доля серной кислоты H_2SO_4 в растворе, полученном смешиванием 250 г раствора с массовой долей вещества 10 % со 150 г раствора с массовой долей вещества 5 %?

Решение. Определим массы веществ в первом (m_1) и втором (m_2) растворах:

$$m_1(H_2SO_4) = \frac{w_1(H_2SO_4) \cdot m_{1р-ра}}{100} = \frac{10 \cdot 250}{100} = 25\ (г)$$

$$m_2(H_2SO_4) = \frac{w_2(H_2SO_4) \cdot m_{2р-ра}}{100} = \frac{5 \cdot 150}{100} = 7{,}5\ (г)$$

Определим массу H_2SO_4 и массу раствора, полученного после смешивания двух исходных растворов:

$m(H_2SO_4) = 25 + 7{,}5 = 32{,}5$ (г);

$m_{р\text{-}ра} = 250 + 150 = 400$ (г).

Определим массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе:

$$w = \frac{m(H_2SO_4)}{m_{р\text{-}ра}} \cdot 100 = \frac{32,5}{400} \cdot 100 = 8,1\,\%$$

Ответ: 8,1 %.

Домашнее задание: § 28, с. 80–81; решить задачи 2–4, с. 81; для сильных учащихся:

1. В 1630 г. немецкий химик Иоганн Рудольф Глаубер изучал состав воды минерального источника вблизи Нойштадта и получил кристаллогидрат сульфата натрия состава $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Это вещество, получившее название «глауберова соль», оказалось сильным слабительным средством. Кроме того, кристаллогидрат сульфата натрия в большом количестве применяется в стекловарении и других областях промышленности. Рассчитайте массу воды и безводного сульфата натрия, содержащихся в 322 кг $Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O$ (кр.). *(180 кг H_2O и 142 кг Na_2SO_4.)*

2. Если растения (например, помидоры) в теплице были поражены фитофторозом, то рекомендуется после сбора урожая и удаления ботвы с грядок обработать землю раствором с массовой долей сульфата меди (II) $CuSO_4$ 1,5 % (в расчете на безводную соль). Какая масса кристаллогидрата состава $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ требуется для приготовления 100 л такого раствора? Плотность 1,5%-го раствора $CuSO_4$ 1014 г/дм^3. *(2,376 кг $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.)*

Урок 29
ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ С ОПРЕДЕЛЕННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА
(практическая работа № 4)

Цели: закрепить умения учащихся пользоваться понятием массовой доли растворенного вещества для расчетов и учить практическим способам приготовления растворов.

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе со стеклом.

2. Беседа о проведении практической работы.

1) Какие соли вы знаете? *(Двойные, средние, кислые.)*

2) Что такое раствор? *(Раствор – это система, состоящая из растворителя и растворенного вещества.)*

3) Назовите формулу нахождения массовой доли соли в растворе.

$$\left(W = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\ \%. \right)$$

Далее учащимся выдаются разные варианты заданий, выполнение которых проводится в соответствии с инструкцией, затем предлагается приступить к выполнению работы, пользуясь инструкцией учебника (с. 88, работа 4).

II. Проведение практической работы (по вариантам).

Пример задания. Сколько нужно взять соли и воды для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли *NaCl* 15 %? *(30 г – NaCl, 170 г – H_2O.)*

После проведения работы запишите все результаты в тетрадь для практических работ.

Домашнее задание: повторить § 28; решить задачу: «К 40 г раствора селитры с массовой долей $NaNO_3$ 20 % добавили 5 г селитры $NaNO_3$. Какова массовая доля селитры в новом растворе?» *(0,29, или 29 %);* подготовить сообщения о нахождении воды в природе, охране воды, способах её очистки.

Урок 30
ВОДА. МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ СОСТАВА ВОДЫ – АНАЛИЗ И СИНТЕЗ. ВОДА В ПРИРОДЕ И СПОСОБЫ ЕЕ ОЧИСТКИ

Цели: рассказать о методах определения состава воды и способах ее очистки; учить применять знания о составе воды при решении расчетных задач.

Оборудование: на демонстрационном столе: эвдиометр, прибор для перегонки воды, устройство для выпаривания, делительная воронка, устройство для фильтрования, прибор для электролиза воды; компакт-диски «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия» (слайды «Вода. Растворы»).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Решение задач *(двое учащихся у доски).*

Задача 1. Для подкормки растений нужно приготовить 400 г раствора с массовой долей аммиачной селитры $NaNO_3$ 2 %. Как это сделать?

Решение.

Определим массу $NaNO_3$, необходимую для приготовления указанного количества раствора:

$m(NaNO_3) = m_{р\text{-}ра} \cdot w\ (NaNO_3) = 400 \cdot 0{,}02 = 8$ (г).

Массу воды найдём по разности: $M(H_2O) = 400$ г – 8 г = 392 г.

Следовательно, для приготовления 400 г раствора $NaNO_3$ с массовой долей 2 % необходимо 8 г $NaNO_3$ смешать с 392 г H_2O.

Задача 2. При засолке огурцов на 1 л воды берут соль $NaCl$ массой 90 г (учтите, что плотность воды равна 1 г/мл). Какова массовая доля соли в этом растворе?

Решение.

Найдём массу воды: $m(H_2O) = \rho V = 1$ г/мл · 1000 мл = 1000 г.

Масса раствора составит: $m_{р\text{-}ра} = 1000$ г + 90 г = 1090 г.

Следовательно, массовая доля соли *NaCl* в растворе равна $w = m(NaCl) / m_{р\text{-}ра} = 90 : 1090 = 0{,}08$ или 0,08 · 100 % = 8 %.

Ответ: $w(NaCl) = 0{,}08$, или 8 %.

Самостоятельная работа (по вариантам):

Вариант I *(облегчённый)*

1. Сколько соли *NaCl* (г) содержит ее раствор массой 500 г с массовой долей 20 %?

2. В 80 г воды растворили 20 г соли. Какова ее массовая доля в растворе?

Вариант II *(облегчённый)*

1. Сколько соли Na_2SO_4 (г) понадобится для приготовления 300 г ее раствора с массовой долей 15 %?

2. В растворе массой 80 г содержится 10 г соли $CuSO_4$. Какова массовая доля соли в этом растворе?

Вариант III *(средней сложности)*

1. В 400 г воды растворили соль $ZnCl_2$ массой 20 г. Какова массовая доля ее в этом растворе?

2. Выпарили раствор массой 150 г с массовой долей сахара 15 %. Сколько сахара (г) оказалось в чашке после выпаривания?

Вариант IV *(усложненный)*

К 60 г раствора соли $ZnSO_4$ с массовой долей 10 % добавили 40 г воды. Какова массовая доля соли в новом растворе?

II. Изучение нового материала.

1. Беседа по основным вопросам темы «Вода. Растворы».

– Каков состав воды и ее формула? *(Состоит из 2 атомов водорода и 1 атома кислорода; H_2O.)*

– Какие вам известны реакции, в результате которых получается вода? *(Реакция дегидратации.)*

– В каком случае можно судить о свойствах воды? *(«Живая» вода, «мертвая» вода», «святая» вода.)*

– Как получить чистую воду в лаборатории? *(Путем дистилляции.)*

Постановка проблемного вопроса: «Каковы научные методы определения состава вещества (в частности воды)»? *(Анализ и синтез. Доказательства количественного состава воды.)*

2. Демонстрация методов анализа и синтеза воды (опыт с эвдиометром). *Можно использовать слайды «Вода. Растворы» и видеофрагменты*.*

3. Сообщения о воде, ее нахождении в природе, круговороте, необходимости охраны воды, способах её очистки *(выступают предварительно подготовленные учащиеся).*

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Творческая работа по вариантам.

Вариант I

Разработайте и опишите схему очистки воды на водоочистных станциях. От каких примесей и каким образом очищают природную воду на городской водоочистительной станции? В шести прямоугольниках, последовательно соединенных друг с другом, напишите названия отделов и аппаратов, в которых происходит очистка воды: водоприемная камера, отстойник (к воде добавляют коагулянт), фильтры, хлораторная, подземные резервуары воды, электронасосы. Какие методы разделения смесей здесь применяются? На каких свойствах воды они основаны?

---

* Представлены на компакт-дисках «Демонстрационное поурочное планирование Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

Вариант II

Известный исторический факт: в XVI в. королева Англии Елизавета I объявила премию за изобретение дешевого способа опреснения морской воды. Она до сих пор еще никому не вручена. В настоящее время для получения из морской воды 1 км^3 пресной воды требуется 7 млн т условного топлива или 2,8 т ядерного горючего. А вы сможете разработать и описать схему опреснения морской воды?

Домашнее задание: § 29, с. 82–84 (до физических свойств); решить задачу: «Вычислите массовую долю воды в медном купоросе $CuSO_4 \cdot 5H_2O$». *($\omega(H_2O) = 0,36$)*; выполнить домашнее задание исследовательского характера: а) опишите объемы потребления воды на различные нужды в вашей семье. Много это или мало? б) представьте себе ситуацию: произошла авария, и район, где вы проживаете, оказался полностью отрезанным от воды. Воду доставляют в цистернах по 100 л на каждую семью. Опишите, как вы будете расходовать воду? Возможно ли вторичное использование воды в данной ситуации? Опишите его схему.

Урок 31
ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ. КРУГОВОРОТ ВОДЫ В ПРИРОДЕ

Цели: рассказать о физических и химических свойствах воды, учить писать уравнения химических реакций, подтверждающих химические свойства воды, проводить расчёты на их основе.

Оборудование: на демонстрационном столе: гидроксид натрия (кристаллический и раствор), гидроксид кальция (твердое вещество, известковое молоко и раствор), кристаллизатор, химический стакан, воронка, лабораторный штатив, горелка спички.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Экспресс-проверка по теме: «Вода. Растворы».

Задача 1. На этикетке аптечного пузырька написано: «Раствор йода. Спиртовой 5 %». Поясните, что это значит: раствор какого вещества в каком? Каковы их массовые соотношения? *(Раствор йода в спирте в массовых отношениях 5 : 100.)*

Задача 2. Выберите правильный ответ: массы воды и соли *KCl*, которые потребуются для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли 5 %, равны соответственно: 1) 200 г, 10 г; 2) 210 г, 20 г; 3) 190 г,10 г; 4) 10 г, 190 г. *(Ответ: 3.)*

Задача 3. Выберите правильный ответ: в 1 л воды (плотность воды 1 г/мл) растворили 125 г поваренной соли *NaCl*. Массовая доля соли в полученном растворе равна: 1) 0,11; 2) 0,3; 3) 0,5; 4) 1125. *(Ответ: 1.)*

II. Изучение нового материала.

1. Беседа о физических свойствах воды.

Описание исходя из жизненного опыта (агрегатное состояние, цвет, запах, особые свойства).

Постановка проблемной задачи:

а) О каком свойстве воды рассказывается в этом отрывке?

В отрывке из романа А. Фадеева «Молодая гвардия» говорится о том, как коммунисты-подпольщики занимались саботажем в организованных немцами мастерских. Отремонтированную немцами водокачку они оставили наполненной водой. Ночью ударил мороз, и «...трубы раздулись, полопались, и вся система пришла в негодность, все нужно было начинать сначала...».

– Какое свойство воды использовали подпольщики? *(Способность расширяться при охлаждении.)*

б) Объясните смысл общеизвестной поговорки «Биться как рыба об лед».

в) Аномальные свойства воды. Причины аномалии.

Редкой особенностью воды является то, что ее плотность при 4 °С больше плотности льда, поэтому лед плавает на поверхности воды. Это аномальное свойство воды объясняется существованием в ней водородных связей, которые связывают молекулы как в жидком, так и в твердом состоянии. Данное свойство очень важно для обитателей водоёмов зимой.

2. Изучение химических свойств воды.

а) При каких условиях можно разложить воду? Составьте уравнение реакции разложения воды, укажите условия реакции. *(Разложение воды – это реакция, требующая большой затраты энергии (температура 2000 °С или постоянный электрический ток);* $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$.*)*

б) Постановка проблемной задачи: можно ли заместить водород воды другим элементом, как это, например, происходит в кислотах? Составьте уравнение реакции между цинком и серной кислотой.

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$

– Подумайте, будет ли происходить подобная реакция между натрием и водой?

Решение проблемы осуществляется экспериментальным путём.

Для демонстрации используют стеклянную трубку длиной 20–25 см и диаметром 4 мм, с одного конца запаянную, а с другого имеющую ровный срез. Трубку вдавливают открытым концом в плоский кусочек натрия толщиной 2–3 мм (который заранее укладывают на фильтровальную бумагу), пронзая его на-

сквозь, и вынимают трубку с кусочком металла. Во избежание травмы при проведении этой операции пользуются носовым платком, чтобы не брать трубку незащищёнными руками.

Проводят реакцию следующим образом. Открытый конец трубки с кусочком натрия быстро погружают в стакан с водой. Предварительно обращают внимание учащихся на первые секунды опыта. Именно в это время происходит бурное выделение пузырьков газа в объёме жидкости. Но поскольку газ выделяется и в замкнутый объём трубки, кусочек натрия по ходу опыта выталкивается из неё давлением водорода и всплывает на поверхность воды. Выделение газа в объёме жидкости прекращается, реакция продолжается на её поверхности.

Кусочек металла, используемый в опыте, очень мал (не более 0,02 г), поэтому реакция безопасна в выполнении.

Составление уравнения реакции между натрием и водой:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Формулирование вывода: вода реагирует с активными металлами с образованием соответствующего гидроксида.

Дополнение: вода реагирует и с менее активными металлами (от *Al* до H_2), но при нагревании. Продукты реакции – оксиды металлов и водород. Происходит реакция замещения.

Пример: $Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2\uparrow$

в) Реакция соединения воды со сложными веществами: с оксидами активных металлов (при этом получаются щёлочи) и с оксидами неметаллов (с образованием кислот).

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

3. Работа с учебником.

– Составьте рассказ о применении воды по схеме 9, с. 87.

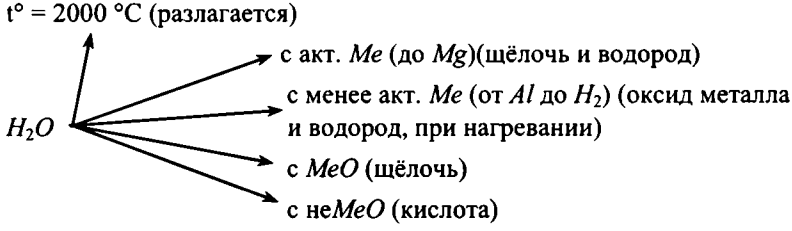
III. Закрепления знаний, умений, навыков.

Составление обобщающей схемы. Беседа по вопросам.

– Какие химические свойства воды мы изучили?

– При каких условиях идут эти реакции?

– К какому типу они относятся?



Составить уравнения реакций между водой и следующими веществами: а) *K, Ca, Mg, Li_2O;* б) *Ba, Na, K_2O, SrO;* в) *Li, Sr, CaO, Na_2O.*

Домашнее задание: 1) преобразовать текст § 29 в таблицу (возможный вариант такой таблицы приведён ниже):

Вода взаимодействует		Образуются	Пример
С основными оксидами (*Na_2O, CaO, K_2O, MgO, BaO*)		Щелочь	$Na_2O + H_2O = 2NaOH$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
С кислотными оксидами (*CO_2, SO_2, SO_3, P_2O_5*)		Кислота	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
С активными металлами	до *Mg*	Щелочь и водород	$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$ $Ca + 2H_20 = Ca(OH)_2 + H_2$
С менее активными металлами	от *Al* до H_2	Оксид металла и водород (при нагревании)	$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$

2) Подготовиться к контрольной работе по темам «Кислород», «Водород», «Вода. Растворы», повторить химические

свойства кислорода, водорода, воды; вспомнить типы решения задач на нахождение массовой доли растворенного вещества в растворе, вычисление массы растворенного вещества и воды для приготовления раствора с определенной массовой долей.

3) Провести домашнюю исследовательскую работу: оценить значение аномальных свойств воды для жизни на Земле.

Урок 32
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА ПО ТЕМАМ «КИСЛОРОД», «ВОДОРОД», «ВОДА. РАСТВОРЫ»

Цели: закрепить, углубить и выявить уровень усвоения знаний, умений и навыков по темам «Кислород», «Водород», «Вода. Растворы».

Ход урока

Задания для контрольной работы учитель подбирает и формулирует по своему усмотрению из пособия [5, 7].

Задание 1.

1) Кислород не может реагировать:

а) с *Cu*; б) с H_2; в) с *Zn*; г) с *ZnO*.

2) Водород может реагировать с обоими веществами пары:

а) O_2 и WO_3; б) H_2O и N_2;

в) Fe_2O_3 и H_2O; г) CH_4 и *Na*.

3) Укажите группу, со всеми веществами которой может реагировать кислород:

а) водород, оксид никеля (II), хлор Cl_2;

б) оксид меди (II), вода, азот N_2;

в) метан CH_4, кальций, водород;

г) натрий, вода, оксид железа (III).

4) При комнатной температуре вода реагирует:

а) с *Ag*; б) с N_2; в) с *S*; г) с *Na*.

5) При обычных условиях вода может реагировать с каждым из веществ пары:

а) оксид цинка и натрий;

б) калий и серебро;

в) оксид калия (I) и оксид углерода (IV);

г) оксид серы (VI) и оксид алюминия;

Задание 2.

1) Коэффициент перед формулой кислорода в уравнении реакции, схема которой $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + ?$, равен:

а) 4; б) 3; в) 2; г) 1.

2) В уравнении реакции горения метана CH_4 правильная запись правой части уравнения:

а) $CO_2 + H_2O$; б) $CO + H_2$;

в) $CO_2 + 2H_2$; г) $CO_2 + 2H_2O$.

3) В уравнении реакции горения фосфина PH_3 сумма всех коэффициентов равна:

а) 4; б) 8; в) 5; г) 10.

4) Составив уравнение реакции, укажите коэффициент перед формулой восстановителя.

$FeO + H_2 \rightarrow ? + H_2O$

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

Задание 3.

1) Количество магния, вступающего в реакцию с 1 моль кислорода, равно:

а) 1 моль; б) 2 моль; в) 0,1 моль; г) 0,2 моль.

2) В состав сердечного лекарства *корвалол* входит на 420 г воды 464 г спирта, 3 г гидроксида натрия и 40 г собственно лекарственных веществ. Массовая доля щелочи в корвалоле равна:

а) 3; б) 0,3; в) 0,003; г) 30.

Ответы: задание 1 – 1г, 2а, 3в, 4г, 5в; задание 2 – 1б, 2г, 3г, 4а; задание 3 – 1б, 2в.

Тема 5. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Урок 33
ОКСИДЫ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА. СВОЙСТВА ОКСИДОВ. ПОЛУЧЕНИЕ. ПРИМЕНЕНИЕ
(урок-исследование)

Цели: повторить, углубить и обобщить знания учащихся о химических свойствах, получении и применении основных и кислотных оксидов; привести в систему знания учащихся о классификации оксидов; продолжать формировать понимание причинно-следственных связей (состав – строение – свойства).

Оборудование: на демонстрационном столе: оксид бария, оксид фосфора (V), оксид меди (II), оксид железа (III), растворы гидроксида натрия, хлороводородной (соляной) кислоты, лакмуса, фенолфталеина, четыре химических стакана (50 мл), подъемный столик, черно-белый экран для демонстрационных опытов.

Ход урока

I. Изучение нового материала.

Организация проблемно-поисковой деятельности *(работа в группах).*

Задание 1-й группе (классификация и номенклатура).

1. Пользуясь представленной на столах коллекцией оксидов и статьёй «Физические свойства оксидов» (с. 91), опишите их физические свойства, отметьте агрегатное состояние, цвет. Сделайте вывод. Попытайтесь объяснить подобное многообразие. *(Исследование представленных оксидов показало, что они бывают твердые – оксид меди (II) CuO, оксид кальция CaO; жидкие – оксид серы (VI) SO_3; и газообразные – оксид углерода (IV)*

CO_2. Цвет их также чрезвычайно разнообразен: оксид меди (II) CuO черного цвета, оксид кальция CaO белого цвета, оксид серы (VI) SO_3 и оксид углерода (IV) CO_2 – бесцветные. Можно предположить, что причины этого – в различном строении этих оксидов.)

2. Выберите из перечня слов ключевые слова, которые, по вашему мнению, характеризуют оксиды: *простые вещества, сложные вещества, летучие, не имеющие окраски, окрашенные, бинарные соединения, содержат кислород, неметаллы, металлы.*

На основании ключевых слов сформулируйте определение оксидов. Запишите его. Проверьте по учебнику (с. 57).

3. *Классификация.* Выделите признаки, на основании которых оксиды можно разделить на группы. *(I – по принадлежности элемента, образующего оксид, к металлам или неметаллам: а) оксиды металлов; б) оксиды неметаллов; II – по способности образовывать гидроксиды определённого класса (основания (щёлочи), кислоты): а) основные оксиды; б) кислотные оксиды.)*

4. *Номенклатура.* С помощью инструкции учебника (с. 91) назовите предложенные оксиды. Сформулируйте правило называния оксидов. *(Названия оксидов, в состав которых входят химические элементы с постоянной валентностью, даются без упоминания о валентности. Например, MgO – оксид магния. Если же они образованы химическими элементами с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность. Например: SO_2 – оксид серы (IV), SO_3 – оксид серы (VI).)*

З а д а н и е 2-й группе (химические свойства).

1. Свойства кислотных оксидов.

Осуществите превращения: углерод (C) → оксид углерода (CO_2) → угольная кислота (H_2CO_3) → карбонат кальция ($CaCO_3$) → силикат кальция ($CaSiO_3$).

Сделайте вывод о химических свойствах кислотных оксидов. Проверьте своё заключение, сверив его с таблицей 9 на с. 92 учебника.

2. Свойства основных оксидов.

Осуществите превращения:

$$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$$
$$\downarrow$$
$$Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Cu(OH)_2$$

Сделайте вывод о химических свойствах основных оксидов. Проверьте своё заключение, сверив его с таблицей 9 на с. 92 учебника.

Задание 3-й группе (получение оксидов).

а) Получите P_2O_5, CO_2 реакцией горения.

б) Получите Al_2O_3, SO_3, CaO разложением сложных веществ.

Сделайте вывод о способах получения оксидов. *(Оксиды образуются: 1) при горении простых и сложных веществ; 2) при разложении сложных веществ: а) нерастворимых оснований; б) кислот; в) солей.)*

Задание 4-й группе (применение).

Докажите или опровергните утверждения:

- Песок не имеет применения в промышленности.
- Углекислый газ – продукт фотосинтеза.
- Из руд, состоящих из оксидов железа Fe_2O_3 и Fe_3O_4, получают чугун и сталь.

II. Закрепление знаний, умений, навыков.

Проведение самостоятельной работы по вариантам.

Вариант I

1) С какими из перечисленных веществ, формулы которых приведены ниже, будет вступать в реакцию оксид кальция: *HCl,*

NaOH, H_2O, H_2SO_4, KCl? Составьте уравнения возможных реакций.

2) Составьте формулы оснований, соответствующих оксидам натрия, кальция, алюминия, магния.

Вариант II

1) С какими из перечисленных веществ, формулы которых приведены ниже, будет вступать в реакцию оксид серы (VI): *HCl, NaOH, H_2O, $Ca(OH)_2$, KCl*? Составьте уравнения возможных реакций.

2) Составьте формулы кислот, соответствующих оксидам серы (VI), фосфора (V), азота (V), углерода (IV).

Вариант III
(экспериментальный)

Задача. Как доказать, что оксид бария – основный оксид?

Беседа о порядке решения экспериментальной задачи. Выполнение опыта учащимся у доски, растворение оксида бария в воде и обнаружение индикатором образующейся щелочи. Другой учащийся растворяет оксид бария в соляной кислоте, предварительно «подкрашенной» лакмусом. Далее они составляют уравнения реакций.

Вариант IV
(экспериментальный)

Задача. Как доказать, что оксид фосфора (V) – кислотный оксид?

Обсуждение решения задачи всем классом. Опыты выполняет учитель. (Рекомендуется проводить опыт в вытяжном шкафу.) Учащиеся составляют уравнения реакций и отвечают на вопросы.

– Какой кислотный оксид не взаимодействует с водой? Может ли оксид фосфора (V) существовать в природных условиях?

В целях обобщения химических свойств оксидов составляется сравнительная таблица и используются слайды «Основные классы неорганических соединений. Оксиды».*

Домашнее задание: § 30; выполнить упражнения 1–7 на с. 92–93; решить задачи 1, 2, с. 93.

Урок 34
ОСНОВАНИЯ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА. ПОЛУЧЕНИЕ
(урок-исследование)

Цели: повторить, углубить и обобщить знания об основаниях и щелочах, отметить их общие и индивидуальные свойства, выявить общее в их составе, на основании чего дать определение; привести в систему знания учащихся о классификации оснований; продолжать формировать понимание причинно-следственных связей (состав – строение – свойства).

Оборудование: на демонстрационном столе: гидроксид натрия (кристаллический и раствор), гидроксид кальция (порошок и раствор), гидроксиды меди (II), железа (III), растворы лакмуса и фенолфталеина, химические стаканы; демонстрационные пробирки, горелки, держатель для пробирок, спички.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Упражнения 1, 2 (1–5), 2 (6–10), с. 92–93 *(учащиеся выполняют на доске).*

---

* Представлены на компакт-дисках «Демонстрационное поурочное планирование Неорганическая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

2. Фронтальная беседа.

– Какие вещества относятся к оксидам? *(Состоящие из 2 элементов, одним из которых является кислород.)*

– На какие две группы делятся оксиды? *(На оксиды металлов – образованы металлами, и оксиды неметаллов – неметаллами.)*

– Какие основания вам известны? Что общего в их свойствах и чем они различаются? *(Гидроксиды Na, Ba. Общее то, что оба реагируют с кислотами. Различаются по силе.)*

– Какие химические свойства характерны для основных оксидов? Приведите по два уравнения реакций, подтверждающих каждое свойство. *(Взаимодействие с кислотными оксидами, кислотами, H_2O.)*

– Какие химические свойства характерны для кислотных оксидов? Приведите по два уравнения реакций, подтверждающих каждое свойство. *(Взаимодействие с Al_2O, с оксидами основных металлов, гидроксидами.)*

– Дан оксид – порошок белого цвета. Как практически доказать его химический характер – кислотный он или основный? Можно ли, зная состав оксида, предположить его химические свойства? Ответ обоснуйте.

3. Тест «Оксиды».

1. В какой паре оба оксида кислотные:

1) CaO, CO_2; 2) N_2O_3, N_2O;

3) SO_2, CrO_3; 4) N_2O_5, Cu_2O.

2. В какой паре оба оксида растворимые:

1) SiO_2, K_2O; 2) CuO, Cl_2O_5;

3) N_2O_3, FeO; 4) BaO, CrO_3.

3. Не растворяется в воде:

1) CO; 2) CaO; 3) Na_2O; **4) Cl_2O.**

4. Между собой реагируют:

1) NO и P_2O_3; 2) CO и BaO;

3) P_2O_5 и SO_3; **4) BaO и SO_2.**

5. При реакции Cl_2O_5 с раствором $NaOH$ образуется:

1) $NaClO_2$; 2) $NaClO$;

3) $NaClO_3$; 4) $NaCl$.

4. Решение задачи (экспериментально): в трех пробирках – бесцветные прозрачные жидкости: вода, раствор кислоты и раствор щелочи. Как их различить?

План решения обсуждается в процессе фронтальной беседы, а затем одного из учащихся вызывают к столу для практического распознавания веществ.

II. Изучение нового материала.

Организация проблемно-поисковой деятельности *(работа в группах).*

Задание 1-й группе (классификация и номенклатура).

– Выберите из перечня слов ключевые слова, которые, по вашему мнению, характеризуют основания: *простые вещества, сложные вещества, несколько групп атомов ОН, одна группа атомов ОН, летучие, не имеющие окраски, окрашенные, бинарные соединения, содержат кислород, неметаллы, металлы.*

На основании ключевых слов сформулируйте определение оснований. Запишите его. Проверьте по учебнику (с. 93).

Задание 2-й группе (классификация).

– Из предложенного списка выберите лишнее. Объясните свой выбор.

1) $NaOH$, $LiOH$, $Ba(OH)_2$. *(Лишний $Ba(OH)_2$, по числу ОН-групп.)*

2) $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Al(OH)_3$. *(Лишний $Al(OH)_3$, по силе.)*

3) $NaOH$, $LiOH$, $Ba(OH)_2$ $Al(OH)_3$. *(Лишний $Al(OH)_3$, по растворимости.)*

– Выделите признаки, на основании которых основания можно разделить на группы.

Задание 3-й группе (номенклатура).

– Объясните названия: $NaOH$ – гидроксид натрия; $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III).

Задание 4-й группе (получение).

– Осуществите превращения. Сделайте вывод о возможных способах получения оснований:

$$Ca \rightarrow \underset{\text{(щёлочь)}}{Ca(OH)_2} \leftarrow CaO$$

$$Zn \rightarrow ZnO \xrightarrow{t^\circ \text{ комн}} \underset{\text{(нерастворимое основание)}}{Zn(OH)_2} \leftarrow ZnCl_2$$

– Где прерывается цепочка? Сравните получение растворимых и нерастворимых оснований.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Задание 1. Найдите среди реактивов основания и поставьте отдельно банки со щелочами и нерастворимыми основаниями.

Задание 2. Докажите, что гидроксид натрия хорошо растворяется в воде. *(При выполнении этого опыта учитель напоминает правила предосторожности при работе со щелочами и кислотами.)*

Домашнее задание: § 31 (с. 93–95); упражнения 1–3 с. 99; задача 3, с. 99; творческое домашнее задание: «Составьте формулы оснований, образованных пятью металлами, стоящими в начале вытеснительного ряда; составьте формулы основных оксидов, соответствующих этим основаниям».

Урок 35
ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ. РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ
(урок-исследование)

Цели: повторить, углубить и обобщить знания учащихся о химических свойствах оснований и щелочей, отметить их общие и индивидуальные свойства; продолжать формировать понимание причинно-следственных связей (состав – строение – свойства).

Оборудование: на демонстрационном столе: растворы серной, азотной, хлороводородной (соляной) и фосфорной кислот, гидроксида натрия, гидроксида калия, лакмуса, фенолфталеина, оксиды кальция, магния, железа (III), гидроксид железа (III), мрамор, сульфит натрия, гидроксид натрия (кристаллический), демонстрационные пробирки, химические стаканы, подъемный столик, горелка, спички.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Упражнения 1–3, с. 99 *(учащиеся выполняют у доски).*

2. Экспресс-опрос (тесты по вариантам).

Вариант I

1. Нерастворимое основание – это:

1) KOH; 2) $NH_3 \cdot H_2O$;

3) $Cu(OH)_2$; 4) $Ca(OH)_2$.

2. При нагревании не разлагается:

1) NaOH; 2) $Cu(OH)_2$;

3) $Al(OH)_3$; 4) $NH_3 \cdot H_2O$.

3. В реакции $Ba(OH)_2 + N_2O_3 \rightarrow$ ... образуется соль:

1) $BaNO_3$; 2) $BaNO_2$;

3) $Ba(NO_2)_2$; 4) $Ba(NO_3)_2$.

Вариант II

1. Сильное однокислотное основание – это:

1) $Ca(OH)_2$; **2) $NaOH$;** 3) $NH_3 \cdot H_2O$; 4) $Zn(OH)_2$.

2. При нагревании разлагается:

1) $NaOH$; **2) $Cu(OH)_2$;**

3) $Ba(OH)_2$; 4) KOH.

3. В реакции $KOH + SO_2 \rightarrow$ … образуется соль:

1) K_2SO_4; **2) K_2SO_3;** 3) KSO_3; 4) KSO_4.

Вариант III

1. Растворимое двухкислотное основание – это:

1) $Ba(OH)_2$; 2) $Cu(OH)_2$; **3) $Mg(OH)_2$;** 4) $NaOH$.

2. При нагревании не разлагается:

1) $Fe(OH)_3$; 2) $Zn(OH)_2$; **3) KOH;** 4) $Mg(OH)_2$.

3. В реакции $Ca(OH)_2 + Cl_2O_7 \rightarrow$ ... образуется соль:

1) $Ca(ClO_4)_2$; 2) $Ca(ClO_3)_2$; 3) $Ca(ClO_2)_2$; 4) $Ca(ClO)_2$.

Вариант IV

1. Слабое растворимое основание – это:

1) $Fe(OH)_2$; 2) KOH; 3) $Cu(OH)_2$; **4) $NH_3 \cdot H2O$.**

2. При нагревании разлагается:

1) $NaOH$; 2) KOH; 3) $Ba(OH)_2$; **4) $NH_3 \cdot H_2O$.**

3. В реакции $NaOH + P_2O_5 \rightarrow$ ... образуется соль:

1) $NaPO_2$; 2) Na_3PO_3; 3) Na_2PO_4; **4) Na_3PO_4.**

II. Изучение нового материала.

Организация проблемно-поисковой деятельности *(работа в группах).*

Задание 1-й группе (физические свойства).

– Проведите лабораторный опыт 14 (с. 113 учебника). Выпишите дополнительно физические свойства оснований из материала учебника (с. 94, 95; схема 13, с. 94). Отметьте цвет нерастворимых оснований (гидроксид меди – голубого цвета, гидроксид железа (III) – бурого, гидроксид алюминия – белого цвета), агрегатное состояние, растворимость в воде.

Задание 2-й группе (исследование действия индикаторов).

Познавательная задача: как в растворе обнаружить щелочь и кислоту?

Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

Вывод: обнаружить щелочь и кислоту можно с помощью специальных веществ, которые меняют свою окраску под действием растворов кислот и щелочей.

Задание 3-й группе (химические свойства. Реакция нейтрализации).

Познавательная задача: лакмус в кислой среде – красный, в щелочной – синий. Какой будет окраска лакмуса, если слить кислоту и щелочь?

– Проведите лабораторный опыт 15 (с. 113 учебника) «Взаимодействие щелочей с кислотами».

Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

Вывод: раствор становится нейтральным, так как в нём уже нет ни кислоты, ни щёлочи. Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации:

$$NaOH + HCl \rightarrow H_2O + NaCl$$

Задание 4-й группе (химические свойства нерастворимых оснований).

– Проведите лабораторный опыт 16 (с. 114 учебника) «Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами».

Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

Вывод: нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами.

$2\,NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$

Задание 5-й группе (химические свойства нерастворимых оснований).

– Проведите лабораторный опыт 17 (с. 114 учебника) «Разложение гидроксида меди (II) при нагревании».

Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

Вывод: нерастворимые основания разлагаются при нагревании.

III. Закрепления знаний, умений, навыков.

Беседа по вопросам и анализ сводной таблицы 11, с. 97.

– Дайте определение оснований.

– Как различаются основания по составу?

– Найдите сходство и различие в физических свойствах, сходство и различие химических свойств щелочей и нерастворимых оснований.

Задание 1. Составьте уравнения реакций нейтрализации, чтобы в результате их получились соли: сульфат меди, нитрат натрия, хлорид железа (III).

Задание 2. Из гидроксида натрия получите хлорид натрия.

Задача 1. Вычислите массу щелочи и кислоты, которые понадобятся для получения 5,8 г хлорида натрия реакцией нейтрализации.

Задача 2. Вычислите массу сульфата натрия, который образуется из 4,9 г серной кислоты при взаимодействии её с гидроксидом натрия.

Домашнее задание: § 31; выполнить упражнения 5–7 на с. 99; решить задачу 2, с. 99.

Урок 36
КИСЛОТЫ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Цели: повторить классификацию кислот и привести в систему знания учащихся об общих физических и химических свойствах кислот; продолжать формировать понимание причинно-следственных связей.

Оборудование: на демонстрационном столе: оксиды меди (II), магния, железа, фосфора (V); компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Класс выполняет тесты по вариантам.

Вариант I

1. $Mg(OH)_2$ реагирует с раствором:

1) $NaOH$; **2) H_2SO_4;** 3) $BaCl_2$; 4) $CaCO_3$.

2. Раствор KOH не реагирует с:

1) $Al_2(SO_4)_3$; 2) $Ca_3(PO_4)_2$; **3) H_2SiO_3;** 4) SO_3.

Вариант II

1. *NaOH* реагирует с раствором:

1) *KCl*; 2) $Ba(OH)_2$; **3) H_3PO_4;** 4) *CaO*.

2. Раствор *NaOH* не реагирует с:

1) H_2SO_3; 2) $ZnCl_2$; **3) $Ca(OH)_2$;** 4)P_2O_5.

Вариант III

1. $Fe(OH)_2$ реагирует с раствором:

1) *KOH*; 2) Na_2SO_4; 3) $BaSO_4$; **4) *HCl*.**

2. Раствор *KOH* не реагирует с:

1) $BaSO_4$; **2) SiO_2;** 3) $Fe_2(SO_4)_3$ 4) H_2S.

Вариант IV

1. *KOH* реагирует с раствором:

1) NH_4Cl; 2) $Ca(OH)_2$; 3) Na_2SO_4; 4) *CuO*.

2. Раствор *NaOH* не реагирует с:

1) CO_2; 2) H_3PO_4; 3) $CuSO_4$; **4) $Fe(OH)_2$.**

II. Изучение нового материала.

Организация проблемно-поисковой деятельности. Работа в группах.

Задание 1-й группе (классификация, физические свойства).

Работа с учебником.

– Рассмотрите таблицу 12 на с. 100. Прочитайте статью «Физические свойства», с. 101. На какие группы делятся основания? Каковы признаки их классификации?

– Можно ли кислоты по аналогии с основаниями классифицировать по растворимости в воде?

– Можно ли классифицировать кислоты по количеству гидроксильных групп?

– Количество атомов какого элемента в составе кислот может являться признаком их классификации? Приведите примеры соединений. Дайте классификационную характеристику сле-

дующим кислотам: H_2S, HBr, H_3PO_4, HI, HF, H_2SO_4, HNO_3, HCl. *(По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные, а по числу содержащихся в них атомов водорода, способных замещаться на металл, – на одноосновные, двухосновные и трехосновные: HCl, HBr, HI, HF, HNO_3 (одноосновные); H_2S, H_2SO_4 (двухосновные); H_3PO_4 (трехосновные).)*

Задание 2-й группе (номенклатура).

Работа с учебником.

– Рассмотрите таблицу 12 на с. 100. Назовите кислоты: H_2S, HBr, H_3PO_4, HI, HF, H_2SO_4, HNO_3, HCl.

Задание 3-й группе (действие кислот на индикаторы).

- Даны растворы двух веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором кислоты? Проведите лабораторный опыт 11, с. 113 учебника. *(Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами.)*

Вывод: лакмус от действия кислот краснеет, фенолфталеин остается бесцветным, а метиловый оранжевый становится розовым.

Задание 4-й группе (отношение кислот к металлам).

– Убедитесь экспериментально в том, что кислоты взаимодействуют с металлами. Для этого проведите лабораторный опыт 12, с. 113 учебника. *(Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами.)*

1. Проблемный вопрос: «Почему медь, в отличие от цинка, не взаимодействует с раствором соляной кислоты?». Подсказка: найдите железо, цинк и медь в ряду, составленном Н. Н. Бекетовым, и подумайте, на основании каких свойств составлен этот ряд?

2. Напишите уравнения химических реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу эти реакции относятся?

Вывод: медь как менее активный металл не взаимодействует с растворами кислот.

Задание 5-й группе (взаимодействие кислот с оксидами металлов).

– Проведите лабораторный опыт 13, с. 113 учебника. *(Обсуждение порядка проведения исследования, инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами.)* Экспериментально выясните: какие признаки подтверждают, что оксиды металлов реагируют с кислотами? Какие вещества вы обнаружили на стеклянных пластинках после выпаривания растворов? Напишите химические формулы этих веществ. Составьте уравнения реакций, которые протекали в этих опытах.

Для обобщения химических свойств кислот рассматривается таблица 13, с. 103.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) H_2SO_3 ⇅ K_2SO_3 б) $S \rightarrow SO_2$ ↓ SO_3

Домашнее задание: § 32, упражнения 7, 8 на с. 104, задачи 3, 4 на с. 105.

Урок 37
СОЛИ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

Цели: обобщить сведения о солях; познакомить с номенклатурой солей и способами классификации солей; совершенст-

вовать навыки и умения учащихся по составлению формул и уравнений реакций.

Оборудование: на демонстрационном столе: раствор медного купороса, раствор серной кислоты с массовой долей кислоты 0,2, железная пластинка.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Проверочная работа по вариантам.

Вариант I

1. Одноосновная кислородсодержащая сильная кислота – это:

1) HNO_2; 2) HCl; 3) H_2SO_4; **4) HnO_3.**

2. Стабильная кислота:

1) H_2SiO_3; 2) H_2CO_3; **3) H_3PO_4;** 4) H_2SO_3.

3. Оксид, соответствующий сернистой кислоте H_2SO_3:

1) SO_3; 2) SO; 3) S_2O_3; **4) SO_2.**

4. Соляная кислота реагирует с:

1) CaO; 2) NO; 3) SO_2; 4) SiO_2.

Вариант II

1. Двухосновная сильная кислота – это:

1) H_2SO_4; 2) HNO_3; 3) H_2SIO_3; 4) H_2SO_3.

2. Летучая кислота:

1) H_2SO_4; 2) H_2SiO_3; 3) H_3PO_4; **4) H_2S.**

3. Оксид, соответствующий марганцевой кислоте $HMnO_4$:

1) MnO_3; 2) MnO_2; **3) Mn_2O_7;** 4) MnO.

4. Цинк вытесняет водород из следующей кислоты:

1) $HNO_{3(разб.)}$; 2) $HNO_{3(конц)}$;

3) $H_2SO_{4(разб.)}$; **4) $H_2SO_{4(конц.)}$.**

5. Газ не выделяется при реакции соляной кислоты с:
1) *NaOH;* 2) *Na*; 3) Na_2CO_3; 4) Na_2S.

Вариант III

1. Кислородсодержащая слабая кислота – это:
1) H_2SO_4; 2) H_2S; **3) H_2CO_3;** 4) HNO_3.

2. Нестабильная кислота:
1) H_2CO_3; 2) H_2SO_4; 3) H_3PO_4; 4) *HCl*.

3. Оксид, соответствующий хромовой кислоте H_2CrO_4:
1) CrO_3; 2) *CrO*; 3) Cr_2O_3; 4) CrO_2.

4. Соляная кислота реагирует с:
l) $NaNO_3$; 2) $Al(NO_3)_3$; 3) $Cu(NO_3)_2$; **4) $AgNO_3$.**

5. Разбавленная серная кислота не реагирует с:
l) *Mg*; 2) *Fe*; 3) *Al*; **4) *Cu.***

Вариант IV

1. Бескислородная слабая кислота – это:
1) H_2S; 2) *HCl*; 3) HNO_2; 4) H_2SiO_3.

2. Нерастворимая кислота – это
1) H_2SO_3; **2) H_2SiO_3;** 3) H_2CO_3; 4) H_2S.

3. Оксид, соответствующий азотистой кислоте HNO_2:
1) N_2O_5; **2) N_2O_3;** 3) N_2O; 4) *NO*.

4. Соляная кислота реагирует с:
l) *Cu*; **2) *Zn*;** 3) *Ag*; 4) *Hg*.

5. Осадок не образуется при реакции соляной кислоты с:
1) $AgNO_3$; **2) Na_2SiO_3;** 3) $CaCO_3$; 4) $Pb(NO_3)_2$.

II. Изучение нового материала.

Задание 1-й группе (классификация).

– Вам представлен ряд веществ:

Na_3PO_4, $KHSO_4$, $Mg(OH)Cl$, K_2NaPO_4, $CaOCl_2$, $K_3[Fe(CN)_6]$, NaH_2PO_4, K_2SO_4

К какому классу веществ относятся предложенные вещества? *(Соли.)*

– Исследуйте состав веществ. Что общего в их составе? *(Они содержат ионы металла и ионы кислотного остатка.)*

– Атомы каких ещё элементов входят в состав предложенных веществ? *(Атомы водорода или гидроксогруппы.)*

– Соотнесите каждую соль с формулами, представленными в схеме 17, с. 106. Дайте определение солям, пользуясь учебником (с. 106–107): средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные.

(!!) Средними или нормальными солями называют соли, которые образуются при замещении атомами металлов всех атомов водорода в молекулах кислот.

(!!) Кислыми солями называют соли, которые образуются в результате неполного замещения атомами металлов атомов водорода в молекулах кислот (получаются при избытке кислоты).

(!!) Основными солями называют соли, в молекулах которых, кроме кислотных остатков, имеются также гидроксогруппы (получаются при избытке оснований).

(!!) Двойными солями называют соли, которые образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя различными металлами.

Задание 2-й группе (номенклатура).

Работа с учебником.

– Прочитайте отрывок из статьи «Состав солей» (с. 105).

– Назовите соли: $AgNO_3$, Na_2SiO_3, $CaCO_3$, $PbCl_2$.

Задание 3-й группе (получение).

– Запишите уравнения реакций, укажите тип реакции согласно предложенным схемам:

1) кислота + металл = соль + водород

2) кислотный оксид + щелочь = соль + вода

3) основной оксид + кислота = соль + вода

4) металл + неметалл = соль

– Вспомните 3 условия протекания реакций обмена до конца.

(А) соль + кислота = другая соль + другая кислота;

Б) соль + щелочь = другая соль + другое основание;

В) соль 1 + соль 2 = соль 3 + соль 4)

– Вспомните электрохимический ряд металлов, принцип вытеснения одного металла из соли другим: соль + металл = = другая соль + другой металл.

Сделайте вывод о возможных способах получения солей.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Запишите формулы следующих солей: хлорид алюминия, гидрофосфат калия, нитрат магния, силикат натрия, гидрокарбонат калия, сульфид цинка, основной хлорид магния, фторид меди (II), сульфат алюминия, сульфит натрия-калия, бромид серебра, карбонат бария, иодид железа (III).

Рядом с каждой формулой укажите: если соль кислая – букву «К», если соль средняя – букву «С», если основная – «О» и если двойная – «Д».

Задача: к раствору, содержащему 9,8 г серной кислоты, добавили раствор гидроксида калия до полной её нейтрализации. Вычислите массу образовавшейся соли.

Домашнее задание: § 33, с. 105–108, упражнения 2, 3, с. 112; задача 2, с. 112.

Урок 38
ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Цели: изучить физические и химические свойства солей; учить писать уравнения химических реакций, подтверждающие свойства солей.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания *(учащиеся выполняют на доске).*

1) Упражнения 2, 3, с. 112.

2) Задача. Раствор, содержащий 32,5 г хлорида железа (III), обработали раствором гидроксида калия, осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу образовавшегося сухого остатка.

2. Задание классу.

– Закончите уравнения тех реакций, которые практически возможны:

А) $HNO_3 + HCl \rightarrow$ $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$

$H_2SO_4 + CaO \rightarrow$ $H_3PO_4 + Mg \rightarrow$

$HCl + SO_2 \rightarrow$ $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow$

Б) $HCl + SO_2 \rightarrow$ $H_3PO_4 + CO_2 \rightarrow$

$H_2SO_4 + MgO \rightarrow$ $H_2SO_4 + Fe_2O_3 \rightarrow$

$HNO_3 + KOH \rightarrow$ $HCl + Fe(OH)_3 \rightarrow$

– С какими из перечисленных веществ, формулы которых приведены ниже, будет реагировать серная кислота: $Ca(OH)_2$, HNO_3, SiO_2, CuO, MgO, KOH?

Напишите уравнения реакций.

II. Изучение нового материала.

Организация проблемно-поисковой деятельности (работа в группах).

Задание 1-й группе (физические свойства).

Работа с учебником. Проведение лабораторного исследования.

– Рассмотрите предложенные вам соли:

$NaCl$, K_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, Na_2CO_3, K_3PO_4, $CaCO_3$

Отметьте цвет, агрегатное состояние, растворимость в воде.

Задание 2-й группе (химические свойства).

– Составьте уравнения реакций согласно схеме:

1) соль + металл = другая соль + другой металл (вспомните вытеснительный ряд металлов);

2) соль + кислота = другая соль + другая кислота (вспомните 3 условия протекания реакций до конца);

3) соль + щелочь = другая соль + другое основание (вспомните 3 условия протекания реакций до конца);

4) соль 1 + соль 2 = соль 3 + соль 4 (вспомните три условия протекания реакций до конца);

Сделайте вывод о химических свойствах солей.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Разбор наиболее типичных тестов.

Вариант I

(выполняется с помощью учителя)

1. Хлорид натрия реагирует с раствором:

1) KNO_3; 2) KOH; 3) HNO_3; 4) $AgNO_3$.

Хлорид натрия – это средняя соль сильной соляной кислоты. Реагирует с другой солью, если образующаяся новая соль выпадает в осадок; со щёлочью, если образуется н/р основание. *(Ответ: 4); $NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$.)*

2. Основная соль:

1) $Al(OH)Cl_2$; 2) $Mg(HSO_4)_2$;

3) $FeCl_3$; 4) Na_2S.

Основная соль содержит помимо атомов металла и кислотного остатка гидроксогруппы. *(Ответ: 1).)*

3. Раствор сульфата меди (II) реагирует с раствором:

1) $NaOH$; 2) HCl; 3) $AlCl_3$; 4) $NaNO_3$.

Сульфат меди (II) $CuSO_4$ – это средняя соль сильной серной кислоты и малоактивного металла. Она реагирует со щёлочью. *(Ответ: 1); $CuSO_4 + NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.)*

4. Соль не может быть получена при взаимодействии:

1) основания с оксидом неметалла;

2) оксида с водой;

3) кислоты с солью;

4) оксида со щелочью.

Соли – это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка, поэтому они не могут быть получены при взаимодействии оксида с водой. *(Ответ: 2).)*

Вариант II

(выполняется самостоятельно)

1. Раствор соляной кислоты реагирует с раствором:

1) Na_2CO_3; 2) K_2SO_4; 3) $Ca(NO_3)_2$; 4) $CuSO_4$.

2. Раствор нитрата свинца *(II)* реагирует с:

1) *Ag;* 2) *Hg*; 3) *Zn*; 4) *Cu.*

3. Средняя соль:

1) $CaHPO_4$; 2) NaH_2PO_4; **3) $Ca_3(PO_4)_2$;** 4) $Mg(OH)Cl$.

4. Соль не может быть получена при взаимодействии:

1) металла с неметаллом;

2) металла с солью;

3) кислоты с оксидом неметалла;

4) оксида с кислотой.

Домашнее задание: § 33, выполнить упражнения 6, 7, 9 (с. 112).

Урок 39
РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»
(практическая работа № 5)

Цели: закрепить знания учащихся о свойствах основных классов неорганических соединений и их взаимопревращениях; упрочить умения осуществлять реакции на практике; научить выполнять рисунки приборов, составлять уравнения реакций, делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Оборудование: на столах учащихся: реактивы, посуда и приборы для выполнения задач практической работы 5 (учебник, с. 114).

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе со спиртовкой, кислотами и щелочами.

2. Беседа о проведении практической работы.

1. Какие основные классы соединений существуют? *(Кислоты, оксиды, гидроксиды, соли.)*

2. На какие 2 подкласса делится класс оксидов? *(Кислотные, основные.)*

3. Как называется функциональная группа гидроксидов? *(Гидроксогруппа.)*

Учащиеся приступают к работе, пользуясь инструкцией учебника (с. 114, работа 6).

II. Проведение практической работы (по вариантам).

Каждый учащийся получает карточку, на которой даны условия трех задач из числа приведенных в учебнике (с. 114) или аналогичных.

Вариант 1. Задачи 1, 4, 7.
Вариант 2. Задачи 2, 5, 9.
Вариант 3. Задачи 3, 6, 8.

После проведения работы учащиеся делают вывод, записывают все результаты в тетрадь, отчёт о работе заносят в таблицу:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

III. Закрепления знаний, умений, навыков.

Домашнее задание: § 30–33, упражнение 10 (б, з), с. 112.

Урок 40
ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ПОДГОТОВКА К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

Цели: привести в систему знания учащихся об основных классах неорганических соединений; дать понятие о генетической связи между классами неорганических соединений.

Оборудование: на демонстрационном столе: магний, кальций, сера, растворы лакмуса, фенолфталеина, два химических стакана вместимостью 500 мл, четыре демонстрационные пробирки, газометр с кислородом, ложечка для сжигания веществ, тигельные щипцы, две картонные крышки для стаканов.

Ход урока

I. Повторение и закрепление знаний, умений, навыков.

1. Беседа с классом.

– Какие группы оксидов вам известны? *(Кислотные, основные.)*

– Какие оксиды относят к кислотным, а какие – к основным? *(Кислотные – это оксиды неметаллов, основные – оксиды металлов.)*

– Какое химическое свойство является общим для всех кислотных оксидов? *(Взаимодействие с гидроксидами.)*

– Какое химическое свойство является общим для всех основных оксидов? *(Взаимодействие с кислотами.)*

– Если через известковую воду многократно пропускать воздух, то раствор мутнеет. Объясните почему и составьте уравнение реакции. *(Воздух содержит оксид углерода (IV) CO_2, который взаимодействует с известковой водой $Ca(OH)_2$ и образует осадок $CaCO_3$. Уравнение: $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$.)*

– Дан оксид – порошок черного цвета. Определите, к какой группе оксидов он принадлежит. *(Основный оксид меди (II) CuO.)*

– Как можно получить сульфат цинка, исходя из серной кислоты? Составьте уравнения возможных реакций. *($Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$)*

– Как можно получить щелочь, исходя из оксида соответствующего металла? Приведите пример. *($CaO + H_2O = Ca(OH)_2$)*

2. Беседа о классификации неорганических соединений.

3. Формулирование определений основных классов неорганических соединений: оксидов, оснований, кислот, солей.

4. Лабораторное исследование.

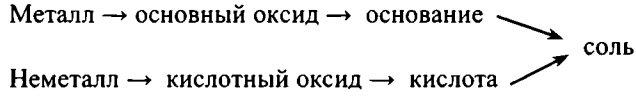
Первый ученик, взяв за исходное вещество серу, должен получить ряд ее соединений, 2-й ученик, взяв за исходное вещество кальций, также осуществляет возможные превращения. (Чтобы кальций быстрее загорелся, нужно, держа стружку кальция в тигельных щипцах, расплющить ее конец молотком. Получившиеся на конце стружки тонкие пластинки кальция при внесении в пламя загораются.)

5. Обобщение материала.

Учитель. Характер свойств соединений определяется тем, какой химический элемент явился их «родоначальником» – металл или неметалл. (!!) Все вещества, происходящие от какого-

либо элемента, образуют так называемый генетический ряд веществ. Генетическая связь – связь веществ по происхождению. Она отражает возможность взаимных превращений веществ.

Составление схемы, отражающей генетическую связь соединений (учебник, с. 111).



6. Задания по группам.

• Выпишите из перечисленных элементов *K, P, Cu, C* отдельно металлы. Составьте уравнения реакций получения генетического ряда соединений, исходя из данных в задании металлов.

• Выпишите из перечисленных элементов *K, P, Cu, C* отдельно неметаллы. Составьте уравнения реакций получения генетического ряда соединений, исходя из данных в задании неметаллов.

Вывод: между различными классами неорганических веществ существует генетическая связь.

7. Разбор наиболее типичных тестов *(подготовка к контрольной работе).*

1) Соляная кислота *HCl* реагирует в водном растворе с каждым из двух перечисленных веществ:

а) $Cu(OH)_2$, *Ag*; б) $CaCO_3$, Fe_2O_3;

в) NH_3, Na_2SO_4; г) *NaOH*, *Hg*.

Соляная кислота *HCl* реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода, поэтому варианты а) и г) отпадают; вариант в) не подходит потому, что содержит соль сильной серной кислоты Na_2S0_4, с которой *HCl* не реагирует. *(Ответ: б).)*

2. Вещество *X* в цепочке: $Fe(OH)_3 \rightarrow X \rightarrow AgCl$ – это:

а) $FeCl_2$; б) $AgNO_3$;

в) $Fe_2(SO_4)_3$; г) $FeCl_3$.

Анализ схемы превращений свидетельствует о том, что в результате реакции ионного обмена из соли трёхвалентного железа при взаимодействии ее с соляной кислотой HCl может получиться хлорид железа (III) $FeCl_3$. Далее по схеме происходит реакция с нитратом серебра $AgNO_3$ и образуется осадок хлорида серебра $AgCl$. *(Ответ: г).)*

Задача. Вычислите массу гидроксида меди (II), который выпадет в осадок при взаимодействии 20 г гидроксида натрия с раствором сульфата меди (II).

Решение.

Напишем уравнение обменной реакции:

$$\underset{2\ \text{моль}}{2NaOH} + CuSO_4 = \underset{1\ \text{моль}}{Cu(OH)_2}\downarrow + Na_2SO_4$$

20 г — x

$2 \cdot 40$ г/моль — 98 г/моль

$M(NaOH) = 40$ г/моль; $m(NaOH) = 80$ г

$M(Cu(OH)_2) = 98$ г/моль; $m(Cu(OH)_2) = 98$ г

20 г : 80 г = x : 98

$$x = \frac{20 \cdot 98}{80} = 24{,}5\ \text{г};\ x = 24{,}5\ \text{г};$$

Ответ: $m(Cu(OH)_2) = 24{,}5$ г.

Домашнее задание: § 33, выполнить упражнение 10 (а, е), с. 112.

Урок 41
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ» (тесты)

Цели: закрепить, углубить и выявить уровень усвоения знаний, умений и навыков по теме «Основные классы неорганических соединений».

Ход урока

Вариант I

1. Соляная кислота HCl реагирует в водном растворе с каждым из двух перечисленных веществ:

1) $Cu(OH)_2$, Ag;
2) $CaCO_3$, Fe_2O_3;
3) NH_3, Na_2SO_4;
4) $NaOH$, Hg.

2. Сульфат меди (II) реагирует в водном растворе с каждым из двух перечисленных веществ:

1) KOH, SiO_2;
2) HNO_3, $Fe(OH)_2$;
3) $NaOH$, KCl;
4) $Ba(NO_3)_2$, K_2S.

3. Основная соль:

1) $CuSO_4$; 2) KHS; 3) Na_2HPO_4; 4) $MgOHCl$.

4. Вещество X в цепочке: $C \rightarrow X \rightarrow Na_2CO_3$ – это:

1) CO; 2) CO_2; 3) $CaCO_3$; 4) H_2CO_3.

5. Вещество X в цепочке: $Fe(OH)_3 \rightarrow X \rightarrow AgCl$ – это:

1) $FeCl_2$; 2) $AgNO_3$; 3) $Fe_2(SO_4)_3$; 4) $FeCl_3$.

6. Выберите правильный ответ: масса гидроксида железа (III), образующегося при взаимодействии раствора, содержащего 16,25 г хлорида железа (III), с избытком гидроксида калия, равна:

1) 1,07 г; 2)10,7 г; 3)162,5 г; 4) 34,25г.

Вариант II

1. Гидроксид натрия $NaOH$ реагирует в водном растворе с каждым из двух перечисленных веществ:

1) SO_3, KCl;

2) $FeCl_3$, $Mg(OH)_2$;

3) N_2O_3, $CuCl_2$;

4) SO_3, CuO.

2. Разбавленная серная кислота реагирует в водном растворе с каждым из двух перечисленных веществ:

1) Fe, MgO;

2) Fe_2O_3, KNO_3;

3) Ag, $Cu(OH)_2$;

4) $Ba(NO_3)_2$, Hg.

3. Гидроксокарбонат меди (II) – это:

1) $(CuOH)_2CO_3$; 2) $CuCO_3$; 3) $Cu(HCO_3)_2$; 4) $CuHCO_3$.

4. Вещество X в цепочке: $Mg \rightarrow X \rightarrow Mg(OH)_2$ – это:

1) MgO; 2) $MgCl_2$; 3) $Mg_3(PO_4)_2$; 4) $MgCO_3$.

5. Вещество X в цепочке: $P \rightarrow X \rightarrow H_3PO_4$ – это:

1) Na_3PO_4; 2) PH_3; 3) P_2O_5; 4) P_2O_3.

6. Выберите правильный ответ: масса гидроксида меди (II), который выпадет в осадок при взаимодействии 10 г гидроксида натрия с раствором сульфата натрия, равна:

1) 24,5 г; 2) 2,45 г; 3) 12,25 г; 4) 122,5 г.

Ответы: *Вариант 1:* 1(2) 2(4) 3(4) 4(2) 5(4) 6(2)
Вариант 2: 1(3) 2(1) 3(1) 4(2) 5(3) 6(3)

Домашнее задание: повторить § 30–33, решить задачи: 1) К раствору, содержащему 2,8 г серной кислоты, добавили раствор гидроксида калия до полной ее нейтрализации. Вычислите массу образовавшейся соли; 2) Вычислите массу серной кислоты, которая потребуется для нейтрализации 28 г гидроксида калия.

Тема 6
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

Урок 42
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. АМФОТЕРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цели: ознакомить с попытками классификации элементов, подвести к пониманию необходимости классификации элементов; дать понятие об амфотерности и амфотерных соединениях; продолжать развивать интеллектуальные умения и навыки проблемно-поисковой деятельности.

Оборудование: на демонстрационном столе: растворы с массовой долей сульфата магния 10 %, сульфата меди 10 %, хлорида железа (III) 10 %, сульфата цинка 10 %, сульфата алюминия 10 %, сульфата хрома (III) 10 %, раствор с массовой долей гидроксида натрия 15 %.

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Рассказ учителя.

– Развитие любой науки проходит ряд этапов: изучение, накопление фактов, их классификация. Рассмотрим эти этапы на примере химической науки.

1. Многообразие химических элементов.

Античные ученые описали 10 элементов, средневековые алхимики – еще 4. В XVIII в. были открыты такие газообразные вещества, как азот, водород, кислород, хлор, и такие металлы, как кобальт, платина, никель, марганец, вольфрам, молибден, уран, титан и хром. В первой половине XIX в. к этому списку

добавилось еще 14 новых элементов. Так, только Дэви выделил с помощью электролиза 6 новых элементов. Гей-Люссак и Тенар выделили бор, Уоллстон – палладий и родий, Берцелиус – церий. В дальнейшем число открытых учеными элементов продолжало расти. Берцелиус позже открыл еще 4 элемента: селен, кремний, цирконий и торий.

К 1830 г. было известно уже 55 различных элементов.

2. Первые попытки классификации химических элементов.

1) Немецкий химик Иоганн Вольфганг Дёберейнер (1780–1849) установил, что бром по своим свойствам занимает промежуточное положение между хлором и йодом.

Дёберейнер нашел еще две группы по три элемента (он назвал их триадами), у которых наблюдалось постепенное изменение свойств. Этими группами были: 1) кальций, стронций, барий и 2) сера, селен, теллур.

2) В 1864 г. английский химик Джон Ньюлендс (1837–1898) расположил все известные на тот момент элементы в порядке возрастания их атомных масс и обнаружил определенную закономерность, которую он назвал законом октав, так как каждый восьмой элемент обладал свойствами, сходными с первым. Однако помимо рядов, содержащих сходные элементы, в таблице были и ряды с совершенно непохожими элементами. Поэтому такое совпадение посчитали случайным и об открытии вскоре забыли.

3) Лотар Мейер (1830–1895) представил другой вариант классификации, в виде графика, и опубликовал свою работу в 1870 г.

4) В 1869 г. Д. И. Менделеев сделал свое великое открытие – вывел периодический закон химических элементов, что позволило создать единую систему химических элементов.

2. Практические задания (по вариантам).

Вариант 1. Составьте генетический ряд металла (на примере натрия). Сделайте вывод о возможных взаимных превращениях.

Вариант 2. Составьте генетический ряд неметалла (на примере серы). Сделайте вывод о возможных взаимных превращениях.

Вариант 3. Какие из указанных пар веществ могут вступить во взаимодействие:

а) $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ б) $Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$

Предположение (гипотеза): вещества сходной химической природы не взаимодействуют друг с другом (б).

Проведение лабораторного опыта 18, с. 138. *(Обсуждение проведения работы. Техника безопасности при выполнении эксперимента. Опровержение гипотезы результатами опыта.)*

Постановка проблемной задачи: «Почему гидроксид цинка взаимодействует с гидроксидом натрия?»

(!!) *Амфотерность* – способность веществ проявлять свойства кислоты и основания.

3. Экспериментальное подтверждение амфотерности цинка, алюминия, хрома.

(!!) Амфотерные гидроксиды растворяются в избытке щелочи и в кислоте.

Для опыта приготовить растворы с массовыми долями сульфата цинка 10 %, сульфата алюминия 10 %, хлорида хрома (III) 10 %. Кроме того, приготовить раствор с массовой долей едкого натра *NaOH* 15 %. В пробирки налить растворы указанных солей, прибавить щелочи, наблюдать выпадение осадков.

Пример составления уравнения реакции:

$CrCl_3 + 3\ NaOH \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3\ NaCl$

серо-зелёного цвета

– Щелочи вначале надо приливать понемногу. Затем во все пробирки прилить избыток щелочи и перемешать. Наблюдать растворение осадков и образование цинкатов, алюминатов, хромитов. Снова получить все осадки, прибавляя небольшие количества щелочи, затем, слив избыток раствора, прибавить ко всем осадкам азотной кислоты.

Пример: серо-зелёный осадок амфотерного гидроксида хрома $Cr(OH)_3$ растворим в избытке щелочей:

$Cr(OH)_3 + 3\ NaOH \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$

гексагидроксо-(III)-хромит натрия

и в кислотах: $Cr(OH)_3 + 3\ HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3\ H_2O$.

Вывод: деление элементов на металлы и неметаллы условно, поскольку есть элементы, соединения которых проявляют двойственные свойства. Это амфотерные элементы.

4. Работа с учебником (группы сходных элементов).

– Изучите таблицу 16 (с. 118, учебник). Ответьте на вопросы (*вариант 1* – щелочные металлы; *вариант 2* – галогены):

• Чему равна высшая валентность: в соединениях с кислородом; в летучих соединениях с водородом.

• Формула: высшего оксида; основания; кислоты; соли; летучего соединения с водородом.

(Ответы. ***Вариант 1:*** *1; 1; формула высшего оксида Li_2O, Na_2O, основания LiOH, NaOH, соли LiCl, NaCl.* ***Вариант 2:*** *7; 1; формула высшего оксида (–), основания (–), соли LiCl, NaCl, летучего соединения с водородом HF, HCl, HBr, HI.)*

Обсуждение полученных результатов и выдвижение гипотез о причинах изменения свойств соединений в пределах семейства.

– Найдите сходство и отличия в свойствах различных галогенов и щелочных металлов.

– Как изменяется химическая активность галогенов и щелочных металлов?

– Почему галогены и щелочные металлы имеют такие названия?

– Докажите, что галогены и щелочные металлы можно объединить в одно семейство.

– Есть ли у галогенов и щелочных металлов общие черты?

– К какому семейству относится элемент, если формула его высшего оксида R_2O? R_2O_7?

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Упражнение на составление уравнений реакций с участием амфотерных соединений.

– Запишите уравнение реакции между гидроксидом алюминия и гидроксидом натрия.

Домашнее задание: § 34, упражнения 1–3, с. 122; творческое задание: «Почему инертные элементы так называются?» (проведите исследование по литературным источникам о влиянии этих элементов на организм). *(Вдыхание высших инертных газов (в смеси с кислородом) вызывает у человека состояние, сходное с алкогольным опьянением. Наркотическое действие инертных газов объясняется их хорошей растворимостью в веществах, составляющих нервные ткани, причем чем больше атомная масса газа, тем выше его растворимость в нервных тканях, а значит больше и оказываемое наркотическое действие на организм.)*

Урок 43
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Цели: подвести к пониманию всеобщего закона природы – периодического закона; сформулировать общие закономерности

периодического закона; обобщить знания о различных семействах элементов.

Оборудование: портрет Д. И. Менделеева, Периодическая таблица химических элементов.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

– Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

алюминий → *X* → гидроксид алюминия → алюминат натрия

– Даны вещества: оксид алюминия, гидроксид натрия, серная кислота. Напишите три уравнения возможных реакций между этими веществами.

Решение задачи 1, с. 122.

2. Фронтальная беседа.

– Что такое амфотерность?

– Какие попытки классификации элементов предпринимались до Менделеева?

– Какие семейства сходных элементов вам известны?

– Какими общими свойствами обладают эти элементы?

II. Изучение нового материала.

1. Рассказ об истории открытия Д. И. Менделеевым периодического закона. Систематизация Менделеевым 63 известных элементов.

2. Работа с учебником.

– Изучите таблицу 17 (с. 120, учебник). Что называется порядковым номером? Сделайте вывод о следующих закономерностях:

1) Как меняются металлические и неметаллические свойства элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных

масс? *(По группе металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают; по периоду свойства меняются от типичного металла к типичному неметаллу.)*

2) Как изменяется валентность в соединениях с кислородом? *(Увеличивается от 1 до 4.)* С водородом? *(Уменьшается от 4 до 1.)*

3) С какого элемента наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда? *(С натрия, № 11.)* Сделайте вывод о периодичности.

4) Как Д. И. Менделеев сформулировал периодический закон? Чем и по какой причине современная формулировка закона (с. 132) отличается от формулировки Менделеева?

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Домашнее задание: § 35, упражнения 4, 5; решить задачу: «При рентгеноскопическом исследовании организма человека применяют так называемые рентгеноконтрастные вещества. Так, перед просвечиванием желудка пациенту дают выпить суспензию труднорастворимого сульфата бария, не пропускающего рентгеновское излучение. Какие количества оксида бария и серной кислоты потребуются для получения 100 г сульфата бария?» *(Ответ: 0,43 моль оксида бария и 0,43 моль серной кислоты.)*

Урок 44
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ГРУППЫ И ПЕРИОДЫ

Цели: систематизировать знания учащихся о периодичности; показать графический способ выражения периодического закона; учить пользоваться Периодической таблицей; сформулировать общие закономерности, лежащие в основе построения таблицы.

Оборудование: Периодическая таблица элементов.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Фронтальная беседа.

– Сформулируйте периодический закон Д. И. Менделеева.

II. Изучение нового материала.

Лекция-беседа.

1. Структура Периодической системы.

Периоды – горизонтальные ряды элементов, в пределах которых свойства элементов изменяются последовательно.

Периоды есть малые и большие. Малых периодов – 3, больших – 4.

(!!) Каждый период (и малый, и большой) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Малый период состоит из одного ряда элементов, большой период – из двух рядов.

(!!) *Группа элементов* – это вертикальный столбец, в который входят элементы со сходными свойствами. Группы содержат подгруппы. Главная и побочная подгруппы. В состав побочных подгрупп входят элементы только больших периодов.

Периоды принято обозначать арабскими цифрами, группы – римскими. Главные подгруппы обозначают буквой «А», побочные подгруппы – «В».

2. Определение положения элемента в таблице.

Например, нужно определить положение углерода. *(Ответ: углерод находится во 2-м периоде, IV группе.)* Определить положение меди. *(Ответ: медь находится в 4-м периоде, I группе, побочной подгруппе (I-В).)* Обратное задание: какой элемент имеет «координаты»: 3-й период, VI группа? *(Сера.)*

Длинный и короткий варианты таблицы.

– Какие закономерности наблюдаются в периодах и группах элементов?

((!!) По периоду ***слева направо*** *увеличивается заряд ядра атома → уменьшается радиус атома → неметаллические свойства усиливаются, а металлические ослабевают. Валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 до 7 (от натрия до хлора). (!!) По группе* ***сверху вниз*** *(подгруппа А) металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Высшая валентность в соединениях с кислородом соответствует номеру группы.)*

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Дидактическая игра «Отгадай задуманный элемент».

Ведущий просит одного из учеников задумать любой химический элемент по Периодической системе. После этого ведущий предлагает провести с номером этого элемента следующие вычисления (без сообщения промежуточных результатов):

1) номер элемента удвоить;

2) к произведению прибавить 5;

3) сумму умножить на 5.

Результат сообщается ведущему, который тотчас объявляет задуманный играющим элемент.

Объяснение игры. Разгадка заключается в следующем. Пусть задуман элемент № 25 (марганец). Проведем с числом 25 соответствующие математические действия: $25 \cdot 2 = 50$; $50 + 5 = 55$; $55 \cdot 5 = 275$. Число 275 сообщают ведущему, который в уме отбрасывает последнюю цифру (получается 27) и вычитает из полученного числа число 2 – получается 25. Это и есть номер задуманного элемента. После этого ведущему остается только назвать этот элемент.

Домашнее задание: § 36, записать в словарь определение понятий *период, группа, подгруппа;* упражнения 1, 2, с. 125.

Урок 45
СТРОЕНИЕ АТОМА. СОСТАВ АТОМНЫХ ЯДЕР. ИЗОТОПЫ. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ – ВИД АТОМОВ С ОДИНАКОВЫМ ЗАРЯДОМ ЯДРА

Цели: рассказать о строении атома; учить формулировать общие закономерности строения материи; на основе изучения строения атома раскрыть смысл периодического закона.

Оборудование: компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Экспресс-тест (по вариантам).

Вариант I

1. Как изменяются химические свойства элементов в главных подгруппах таблицы Д. И. Менделеева при движении *сверху вниз* (с увеличением заряда ядра атомов):

а) металлические свойства усиливаются;

б) металлические свойства ослабевают:

в) свойства не изменяются;

г) свойства изменяются периодически.

2. Как изменяются химические свойства элементов в периодах таблицы Д. И. Менделеева при движении *слева направо* (с увеличением заряда ядра атомов):

а) металлические свойства усиливаются;

б) металлические свойства ослабевают;

в) свойства не изменяются;

г) свойства изменяются периодичсски.

3. Наиболее ярковыраженные неметаллические свойства проявляет:

а) *Li*; б) *Be*; в) *B*; г) *C*.

4. Наиболее ярковыраженные металлические свойства проявляет:

а) *Mg*; б) *Ca*; в) *Sr*; г) *Ba*.

5. Неметаллические свойства в ряду элементов $S \rightarrow Se \rightarrow Te \rightarrow \rightarrow Po$:

а) не изменяются; б) усиливаются; в) ослабевают; г) изменяются периодически.

Ответы: 1а, 2б, 3г, 4г, 5в.

Вариант II

1. Как изменяются химические свойства элементов в главных подгруппах таблицы Д. И. Менделеева при движении *снизу вверх* (с уменьшением заряда ядра атомов):

а) металлические свойства усиливаются;

б) металлические свойства ослабевают;

в) свойства не изменяются;

г) свойства изменяются периодически.

2. Как изменяются химические свойства элементов в периодах таблицы Д. И. Менделеева при движении *справа налево* (с уменьшением заряда ядра атомов):

а) металлические свойства усиливаются;

б) металлические свойства ослабевают;

в) свойства не изменяются;

г) свойства изменяются периодически.

3. Наиболее ярковыраженные металлические свойства проявляет:

а) *Li*; б) *Be*; в) *B*; г) *C*.

4) Наиболее ярковыраженные неметаллические свойства проявляет:

а) *F*; б) *Cl*; в) *Br*; г) *I*.

5. Неметаллические свойства в ряду элементов $Bi \rightarrow Sb \rightarrow \rightarrow As \rightarrow P$:

а) не изменяются; б) усиливаются; в) ослабевают; г) изменяются периодически.

Ответы: 1б, 2а, 3а, 4а, 5б.

II. Изучение нового материала.

1. Работа с учебником, повторение курса физики.

Используя учебник (с. 125) и знания из курса физики, подготовьте ответы на вопросы:

– В чём значение работ Д. Томсона, Э. Резерфорда и др. в исследовании структуры атома?

– Из каких частей состоит атом?

– В какой части атомного пространства располагаются электроны?

– Что вы знаете об электроне?

– Какими частицами образовано ядро атома? Почему ядро атома имеет положительный заряд?

– Что вы знаете о протоне?

– Что вы знаете о нейтроне?

(Предполагаемые ответы: Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг ядра. Атом в целом электронейтрален, так как положительный заряд ядра равен отрицательному заряду электронов. Заряд ядра атома равен его порядковому номеру.)

Пример: порядковый номер углерода 6, значит, заряд ядра атома углерода +6.

Заряд ядра – главный определяющий фактор для установления «индивидуальности» элемента.

Уточнение понятия «элемент». Элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Электрон $\bar{e}$ имест двойственную природу и ничтожно малую массу, которую условно можно принять за нуль. Тем не менее она отлична от нуля и равна приблизительно 0,000549 а. е. м., или 9,1095 10^{-31} кг (1/ 1840 а. е. м.).

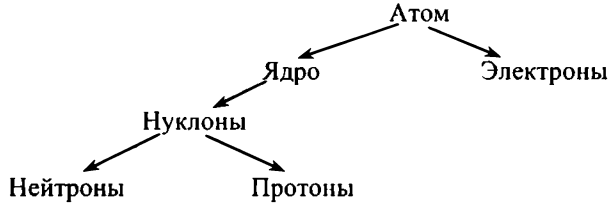
Протон p^+: заряд + 1, масса 1 а. е. м.

Нейтрон n^0: заряд 0, масса 1 а. е. м.

Число протонов p^+ = порядковому номеру элемента. Число электронов *(Z$\bar{e}$)* = числу протонов = порядковому номеру элемента.

Число нейтронов *(Zn^0)* = атомная масса A_r – *(минус)* порядковый номер (число протонов).

На основании результатов обсуждения составляется схема:



2. Выполнение упражнения на определение заряда ядер атомов для элементов: *кислорода, кальция, серебра;* на нахождение числа протонов, нейтронов и электронов для элементов: *сера, углерод, магний, фосфор, калий.*

3. Постановка проблемного вопроса: почему, если массы протонов и нейтронов равны единице, значения атомных масс элементов не целочисленны? *(Вводится понятие «изотопы».)*

(!!) *Изотопы* – это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие разное число нейтронов в ядре. *Атомная масса* – это средняя арифметическая величина, в которой учтены не только массы всех изотопов элемента, но и их процентное содержание в природе.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– О каком элементе идет речь, если известно, что он имеет 15 протонов?

– Найдите атомную массу изотопа углерода, имеющего 7 нейтронов.

– Поставьте химический знак элемента вместо X: ${}^{40}_{18}X$. *(Ar.)*

Домашнее задание: § 37, с. 125–129, упражнения 1–5, с. 138.

Урок 46
СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ ПЕРВЫХ 20 ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

Цели: продолжить формирование современных представлений о строении материи; формировать умения и навыки изображать электронные структуры атомов и на их основе характеризовать и предсказывать свойства элементов.

Оборудование: Периодическая таблица Д. И. Менделеева.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Проверочная работа.

Примерный вариант работы.

1) Определите число протонов, нейтронов и электронов в атомах следующих элементов: *натрий, кислород, железо.*

2) Составьте формулы высших оксидов, гидроксидов и, если возможно, летучих водородных соединений для химических элементов № 11 и № 16.

3) Дополнительное задание на повторение: допишите уравнения реакций, если они практически осуществимы, расставьте коэффициенты, назовите все вещества:

$Cu(NO_3)_2 + KOH =$

$CaCO_3 =$

$CuCl_2 + Zn =$

$ZnCl_2 + Cu =$

II. Изучение нового материала.

1. Запись в тетради.

Современная формулировка Периодического закона: «Свойства химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их ядер».

Строение электронной оболочки атомов:

• Общее число электронов атома равно порядковому номеру элемента.

• Электроны находятся вокруг ядра на электронных слоях.

• Число слоев в атоме совпадает с номером периода, в котором находится элемент.

• Первый слой от ядра может вместить 2 электрона, второй – 8 электронов, третий – 18 и т. д.; формула для расчета максимально возможного числа электронов в слое: $Z_{max}\ \bar{e} = 2N^2$, где N – номер периода.

• Электронная оболочка каждого последующего элемента отличается от предыдущего на один дополнительный электрон.

2. Выполнение упражнения: схематическое изображение строения атома водорода.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Самостоятельно схематически изобразите атомы следующих элементов: гелий, литий, бериллий *(и т. д.)*.

– Самый большой атом среди нижеуказанных химических элементов имеет: а) *Li*; б) *Na*; в) *O*; *г) S.*

– Самый маленький атом среди нижеуказанных химических элементов имеет: *а) Li;* б) *Na*; в) *O*; г) *S.*

Домашнее задание: § 37, с. 125–132.

Урок 47
СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ. ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДАХ И ГЛАВНЫХ ПОДГРУППАХ

Цели: сформировать представление об электронном облаке, *s*- и *p*-электронах, устойчивой электронной конфигурации; углубить представление об электронных слоях.

Оборудование: таблица «Электронно-волновые модели атомов элементов I и II периодов», модели электронных облаков; компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Самостоятельная работа (проверка знания строения электронных оболочек атомов элементов).

Вариант I

– Составьте формулы высшего оксида, водородного соединения и гидроксида элемента, у которого распределение электронов в атоме таково: 2, 8, 5. Какого они характера? Ответ подтвердите уравнениями.

Вариант II

– Какой элемент имеет распределение электронов в атоме 2, 8, 8, 1? Составьте формулы его оксида и соответствующего гид-

роксида. Какого они характера? Подтвердите уравнениями реакций их принадлежность к определенному классу неорганических веществ.

2. Обсуждение результатов самостоятельной работы. Вывод: свойства химических элементов во многом зависят от электронного строения их атомов: от числа электронов и их распределения в электронных оболочках.

3. Формулирование проблемного вопроса 1: «Почему электроны не «падают» на ядро атома?».

II. Изучение нового материала.

Для решения проблемы выполняем исследовательскую работу с учебной литературой.

1. Работа с учебником.

– Прочитайте самостоятельно 1-й абзац статьи учебника «Состояние электронов в атомах» (с. 132) и ответьте на вопросы: Как электроны вращаются вокруг положительно заряженных ядер? *(По орбитали вокруг ядра и вокруг собственной оси.)* Что называется орбиталью? *(Область наиболее вероятного нахождения электрона у ядра атома.)* Электронным облаком? *(Область нахождения электрона в пространстве атома.)* Спином? *(Движение электрона вокруг своей оси по часовой или против часовой стрелки.)*

2. Формулирование проблемного вопроса 2: «Различаются ли электроны в атомах?».

Рассматриваем рис. 57, 58, 60 на с. 133, 135 учебника. Можно использовать слайды компакт-диска. Составление опорной схемы – виды электронных облаков: s-, p-, d-, f-электроны.*

---

* Представлены на компакт-дисках «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия» (Волгоград: Учитель, 2007).

Виды электронных облаков, количество орбиталей	Формы электронных облаков	Максимальное число электронов на одном слое
s s|	шар	2
p| | |	восьмёрка	6
d| | | | |	лепестки	10
f| | | | | | |	сложная	14

Вывод: электроны несут по одному отрицательному заряду, но обладают разным запасом энергии. Общий признак всех электронов – их непрерывное движение вокруг ядра с колоссальной скоростью. Электронное облако имеет разную плотность. По наибольшей электронной плотности и характеризуются форма и размер электронного облака.

3. Изображение расположения электронов на подуровнях с помощью электронных формул: цифра перед буквой показывает номер энергетического уровня, буква – форму электронной орбитали, а цифра справа над буквой – число электронов с данной формой орбитали. Например, $H - 1s^1$.

У лития *(Li)* третий, а у бериллия *(Be)* третий и четвертый электроны располагаются на втором энергетическом уровне. Эти электроны тоже образуют орбитали сферической формы, но большего размера: *Be* – $1s^2\,2s^2$. У бора *(B)* появляется пятый электрон (третий на втором энергетическом уровне). Этот электрон при движении образует орбиталь, имеющую форму гантели: $B - 1s^2\,2s^2\,2p^1$.

Порядок заполнения энергетических уровней электронами. На одном и том же энергетическом уровне могут находиться электроны с различной формой орбиталей. Такие электроны хотя и находятся на одном энергетическом уровне, но все же отличаются друг от друга энергией связи с ядром. Поэтому принято *энергетические уровни* делить на *подуровни.* На первом энергетическом уровне имеется один *s*-подуровень, а на втором – *s*-

и *p*-подуровни. Сначала всегда заполняются атомные орбитали с наименьшей энергией: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$.

Главная (А-группа) и побочная (В-группа). *(!!) К главным подгруппам* (А-группам) *относят те элементы, у которых очередные электроны (идущие по порядку) помещаются на s- и p-орбиталях.* Это *s*- и *p*-электроны. В связи с этим и сами элементы главных подгрупп чсто называют *s*- и *p-элементами.*

К побочным подгруппам (В-группам) *относят элементы, очередные электроны которых помещаются на d-орбиталях.* Это *d-элементы.*

III. Закрепления знаний, умений, навыков.

– Самостоятельно составьте элсктронные конфигурации атомов до кальция (включительно).

Домашнее задание: § 37, дописать электронные конфигурации атомов элементов до кальция; упражнсние 6, с. 138.

Урок 48
ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА. ЖИЗНЬ И ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Цели: рассказать об основных этапах жизненного пути Д. И. Менделеева; дать оценку значения периодического закона.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Экспресс-тест (по вариантам).

Вариант I

1. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^4$ принадлежит атому: 1) *S*; 2) *Mg*; 3) *O*; 4) *Be*.

2. Четыре электронных слоя и два электрона во внешнем электронном слое соответствуют химическому элементу: 1) кальций; 2) натрий; 3) серебро; 4) литий.

3. У атома химического элемента калия число электронов на внешнем электронном слое равно: 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

Вариант II

1. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^2$ принадлежит атому: 1) *S*; 2) *Mg*; 3) *O*; 4) *C*.

2. Заряд ядра, число электронных слоев и число валентных электронов у атома серы соответственно равны: 1) +16, 3, 6; 2) +31, 3, 5; 3) +15, 2, 3; 4) +16, 3, 5.

3. Три электрона на внешнем, третьем, слое имеют атомы химического элемента: 1) углерода; 2) алюминия; 3) кальция: 4) кремния.

Ответы: *Вариант 1:* 1(3), 2(1), 3(1). *Вариант 2:* 1(4), 2(1), 3(2).

II. Изучение нового материала.

1. Значение Периодического закона: возможность научного предвидения.

Работа с учебником (с. 136).

– Прочтите строки, в которых говорится о значении периодического закона. Составьте тезисы своего выступления по этой теме. *(Примерный ответ: 1) Открытие закона дало мощный толчок развитию теории строения атомов. Были открыты благородные газы, трансурановые элементы, радиоактивные изотопы; 2) Менделеев показал, что научная теория позволяет предвидеть свойства веществ лучше и точнее, чем прямое наблюдение или опыт; 3) Менделеев показал, что отныне открытие и изучение новых элементов должно опираться на объективную реальность строения их атомов, отражаемую периодическим законом; 4) Д. И. Менделеев ввёл принципиально новые способы исследования.)*

2. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева.

Заслушать доклады предварительно подготовленных учащихся. Выделить основные вехи в деятельности Менделеева:

а) активное участие в Первом международном съезде химиков в Карлсруэ в 1860 г., б) создание первого русского учебника по органической химии («Органическая химия») в 1861 г., в) защита докторской диссертации на тему «Рассуждение о соединении спирта с водою» в 1865 г., г) работа над трудом «Основы химии», в ходе которой в 1869 г. было сделано открытие периодического закона, д) деятельность по созданию Главной палаты мер и весов.

Домашнее задание: ответить на вопрос: «Какие черты характера помогли Д. И. Менделееву сделать своё гениальное открытие?».

Урок 49
ПОВТОРЕНИЕ И ОБОБЩЕНИЕ ПО ТЕМЕ

Цели: обобщить и систематизировать знания учащихся о периодическом законе и Периодической системе Д. И. Менделеева в свете теории строения атомов; повторить определения периодического закона, периода, группы, физический смысл порядкового номера элемента, номеров периода и группы.

Ход урока

I. Повторение и закрепление знаний, умений, навыков.

1. Индивидуальный опрос.

• Написать уравнение реакции оксида элемента № 11 с водой. Указать характер этого оксида. Назвать все вещества. Указать тип реакции.

• Что такое амфотерность? Амфотерные соединения? Написать уравнение реакции гидроксида алюминия с гидроксидом натрия и соляной кислотой.

• Составить электронные конфигурации атомов кальция и неона.

2. Фронтальная беседа.

• Рассказать о строении Периодической таблицы (периоды, группы, подгруппы).

• Рассказать о строении атома на примере атома алюминия (особенности заполнения электронных оболочек, строение ядра).

3. Выполнение теста.

1. К типичным металлам относится химический элемент, в атоме которого распределение электронов по слоям: 1) 2, 8, 7; 2) 2, 8, 8, 2; 3) 2, 8, 3; 4) 2, 8, 8, 1.

2. Химическому элементу, образующему простое вещество с наиболее ярко выраженными неметаллическими свойствами, соответствует схема строения атома: 1) +4; 2, 2; 2) +20; 2, 8, 8, 2; 3) +12, 2, 8, 2; 4) +17; 2, 8, 7.

3. Распределению электронов по слоям в атомах серы соответствует ряд чисел: 1) 2, 8, 2; 2) 2, 3; 3) 2, 8, 4; 4) 2, 8, 6.

4. В ряду химических элементов $Ca \rightarrow Al \rightarrow C$ число электронных слоев в их атомах:

1) возрастает от 3 до 5;
2) возрастает от 2 до 4;
3) уменьшается от 4 до 2;
4) уменьшается от 5 до 3.

5. Одинаковое число электронов на внешнем электронном слое имеют атомы:

1) алюминия и кремния;
2) магния и бора;
3) азота и фтора;
4) серы и кислорода.

6. Атомы химических элементов магния и кальция имеют одинаковое число:

1) протонов в ядре;
2) электронов на внешнем электронном слое;
3) всех электронов;
4) электронных слоев.

7. На внешнем электронном слое 7 электронов имеют атомы:

1) серы; 3) углерода;

2) брома; 4) фосфора.

8. Атомы углерода и кремния имеют:

1) одинаковое число электронных слоев;

2) одинаковое число электронов на внешнем слое.

Ответы: 1 – 4); 2 – 4); 3 – 4); 4 – 3); 5 – 4); 6 – 2); 7 – 2); 8 – 2).

Домашнее задание: дайте характеристику химического элемента углерода, опираясь на его положение в Периодической системе, по плану:

1) Знак элемента. Название элемента.

2) Порядковый номер, номер периода, группы, к какой подгруппе относится.

3) Заряд ядра атома, число протонов, нейтронов и электронов.

4) Электронная конфигурация атома элемента.

5) Свойства простого вещества, образованного атомами элемента (металл, неметалл, переходный элемент).

6) Валентность атома.

7) Формула высшего оксида, гидроксида, летучего водородного соединения (если есть).

Тема 7
СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Урок 50
ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Цели: сформировать представление об электроотрицательности; повторить и закрепить материал о строении атома;

совершенствовать знания и умение характеризовать химические элементы.

Оборудование: Периодическая таблица химических элементов.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Беседа по вопросам.

Строение атома (ядро, протоны, нейтроны, электроны).

2. Работа с учебником (с. 139, схема 19).

– Используя текст учебника, сделайте обобщающий вывод о том, чем определяется принадлежность элементов к металлам или неметаллам. *(С точки зрения теории строения атомов принадлежность элементов к металлам и неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны при химических реакциях. Наиболее сильными металлическими свойствами обладают те элементы, атомы которых легко отдают электроны. Наоборот, неметаллические свойства особенно выражены у тех элементов, атомы которых энергично присоединяют электроны. Главные отличия в свойствах металлов и неметаллов в том, что металлы более склонны отдавать электроны своего внешнего электронного слоя, а неметаллы – наоборот, притягивать электроны, заполнять свой внешний слой до устойчивого октета электронов.)*

II. Изучение нового материала.

Формулирование определения (!!) *Электроотрицательность* – это свойство атомов элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях.

Для оценки способности того или иного элемента оттягивать на себя электроны пользуются *относительной электроотрицательностью (ЭО),* так как абсолютная ЭО выражается неудоб-

ными числами. Относительная ЭО вычисляется относительно лития, величина абсолютной электроотрицательности которого принята за единицу. Наибольшее значение ЭО имеет элемент фтор, оно равно четырем. Чем больше электроотрицательность, тем сильнее притягивает к себе электроны тот или иной атом.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Работа с учебником (с. 140, таблица 19).

Ответьте на вопросы:

– Назовите элемент с максимальной ЭО; с минимальной ЭО. *(Максимальная ЭО у фтора, равна 4; минимальная у цезия, равна 0,7.)*

– Как изменяется ЭО в пределах периода? *(ЭО закономерно изменяется в пределах периода: увеличивается слева направо от щелочного металла к галогену. В начале периода находятся элементы с минимальной ЭО, в конце – с максимальной ЭО для данного периода.)*

– Как изменяется ЭО в группе (в пределах главной подгруппы)? *(ЭО закономерно изменяется в пределах А-группы: уменьшается сверху вниз. У галогенов (VII А-группа) ЭО фтора равна 4, ЭО йода равна 2,5.)*

Вывод: чем более типичным неметаллом является элемент, тем его ЭО выше; чем более типичным металлом является элемент, тем ниже его ЭО.

2. Выполнение упражнения.

– Сравните значения ЭО элементов в парах: бром и хлор, кислород и углерод, натрий и магний, магний и литий.

Домашнее задание: § 50, упражнение 1, с. 145; задание исследовательского характера: «Попытайтесь научно обосновать причину, по которой фтор является самым электроотрицательным элементом».

Урок 51
КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Цели: объяснить механизм образования ковалентной связи; научить определять вещества с ковалентной связью, различать полярную и неполярную связи; развивать интеллектуальные умения сравнивать, выделять главное.

Оборудование: электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Работа учащихся у доски по заданиям.

1) Как изменяется значение ЭО в периоде?
2) Как изменяется значение ЭО в группе?
3) Упражнение 1, с.145.

2. Экспресс-тест (для всего класса).

• Наиболее электроотрицателен: *1) F;* 2) *H*; 3) C; 4) S.
• Наименее электроотрицателен: 1) *N*; 2) C; *3) H;* 4) *Cl.*
• Электроотрицательность элементов увеличивается в ряду: 1) *C, Si, S*; 2) *P, Cl, I*; 3) *Br, Cl, S*; *4) Se, S, Cl.*
• Сравните значения электроотрицательности в предложенных парах элементов, поставив знак «больше» или «меньше»: кислород и сера; калий и кальций; хлор и бром.

II. Изучение нового материала.

1. Формулирование определения химической связи.

(!!) Химическая связь – это связь, возникающая между атомами в молекуле.

2. Работа с учебником.

– Прочитайте с. 141 учебника. Какие три случая образования химической связи вам известны?

– Изобразите схематично эти три случая, обозначив атомы элементов, участвующих в образовании связи, через *A* и *B*.

(Предполагаемый ответ:

1) В молекуле, образованной атомами с одинаковой ЭО, например, в молекулах простых веществ A_2, B_2 (ковалентная неполярная) и между атомами в металле (металлическая связь).

2) Между атомами элементов, ЭО которых отличается, но не очень сильно. Например, AB (ковалентная полярная).

3) Между атомами элементов, ЭО которых отличается очень сильно. Например, A_nB_m (ионная).)

Отмечаем условный характер границы между различными типами связи.

3. Формулирование определения. (!!) *Ковалентная связь* – это связь, которая образуется при взаимодействии атомов с одинаковой или близкой электроотрицательностью; при этом образуются общие электронные пары, связывающие атомы. Пара электронов принадлежит обоим атомам.

4. Изображение образования ковалентной связи с помощью электронных формул. Алгоритм построения электронных формул:

• Записать рядом два знака химических элементов.

• Электроны внешнего электронного слоя обозначить точками, расположить вокруг знака элемента.

• Общие для двух атомов электроны обозначить точками, которые разместить между их символами.

• Двойная, тройная связь обозначается соответственно двумя, тремя парами точек.

Например, изобразим образование молекулы водорода из двух атомов водорода: $H \bullet + \bullet H = H : H$

Значение связи: при соединении двух атомов водорода в молекулу каждый из атомов приобретает устойчивую электронную конфигурацию.

Структурные формулы. Если пару электронов (то есть одну химическую связь) изобразить в виде черточки, то получится структурная формула.

Пример. Молекула сероводорода: H – S – H.

Понятие о сигма- и пи-связях (с. 143, р. 61, 62).

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Составьте электронные формулы молекул простых веществ хлора, кислорода, азота.

Домашнее задание: § 41, с. 141–143.

Урок 52
ПОЛЯРНАЯ И НЕПОЛЯРНАЯ КОВАЛЕНТНЫЕ СВЯЗИ

Цели: дать определения полярной и неполярной ковалентных связей, показать отличия их друг от друга, научить схематически изображать образование полярной и неполярной ковалентных связей.

Оборудование: электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

Проверка домашнего задания.

1. Индивидуальная работа (у доски).

• Составить электронную формулу простого вещества кислорода.

• Составить электронную формулу простого вещества азота.

• Изобразить схему образования симгма- и пи-связей. Сравнить их (по типам электронных орбиталей, расположению в пространстве.)

2. Экспресс-тест (для всего класса).

1. Наиболее электроотрицателен:
1) F; 2) *O*; 3) *C*; 4) *S*.

2. Число связывающих электронов в молекуле SO_3 равно:
1) 6; 2) 9; *3) 12;* 4) 3.

3. Наименее электроотрицателен:
1) *N*; 2) *C*; *3) H;* 4) *Cl*.

4. Ковалентная связь – это связь, образованная:
1) противоположно заряженными ионами;
2) всеми электронами атомов;
3) атомами с сильно различающейся величиной ЭО;
4) общими электронными парами.

II. Изучение нового материала.

1. Ковалентная неполярная связь.

1) Образование ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью: простые вещества A_2, B_2. Например, образование молекулы водорода $H \bullet + \bullet H = H \bullet\!\!\bullet H$.

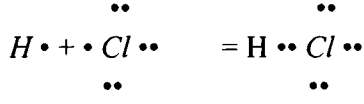
– Где располагаются связывающие электронные пары? *(Симметрично между ядрами соединяющихся атомов, центры положительных и отрицательных зарядов совпадают.)*

2) Сформулируйте определение ковалентной неполярной связи. Проверьте правильность формулировки в учебнике (с. 144).

(!!) Ковалентную химическую связь, которая существует между атомами с одинаковой электроотрицательностью за счет образования общих электронных пар, называют *ковалентной неполярной связью.*

2. Ковалентная полярная связь.

1) Образование ковалентной связи между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно, то есть вещества типа *AB*. Например, образование молекулы хлороводорода:



– Где располагаются связывающие электронные пары? *(Они смещены в сторону более электроотрицательного элемента, центры положительных и отрицательных зарядов не совпадают.)*

Общая электронная пара смещена в сторону атома хлора. У атома хлора появляется частично отрицательный заряд, у атома водорода, соответственно, частично положительный. Так образуется полярная молекула. Молекула тем более полярна, чем больше разность в значениях ЭО между атомами.

2) Сформулируйте определение ковалентной полярной связи. Проверьте правильность формулировки в учебнике (с. 144).

(!!) Химическую связь, образованную атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно, называют *ковалентной полярной связью.*

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Составьте формулы бинарных соединений, состоящих из элементов: кислород и кремний; хлор и углерод; азот и водород.

– Какая молекула более полярна? Определите тип химической связи.

Домашнее задание: § 41, выписать в словарь определения ковалентной полярной и ковалентной неполярной связей; сравнить эти типы химических связей.

Урок 53
ИОННАЯ СВЯЗЬ

Цели: дать определение ионной связи; научить составлять схемы образования и электронные формулы ионных соединений, писать уравнения реакций с обозначением перехода электронов.

Оборудование: электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

Индивидуальные задания *(работа у доски).*

– Составьте электронную схему образования молекулы сероводорода. Определите тип химической связи.

– Составьте электронную схему образования молекулы воды. Определите тип химической связи.

– Найдите общее и отличное в образовании ковалентной полярной и неполярной связей на примере образования молекул водорода и хлороводорода.

2. Экспресс-тест *(для всего класса).*

Вариант I

1. Соединения с ковалентной полярной связью образуются между атомами:

1) металлов;

2) разных неметаллов;

3) элементов с незначительно различающейся электроотрицательностью;

4) одинаковых неметаллов.

2. Ковалентная связь образуется между элементами в паре:

1) кальций и кислород; 3) натрий и фтор;

2) фтор и магний; *4) хлор и углерод.*

3. Химическая связь, образованная атомами с одинаковой электроотрицательностью, называется:

1) ковалентной неполярной;

2) ковалентной полярной;

3) металлической;

4) водородной.

4. Группа веществ с ковалентной неполярной химической связью:

1) H_2O, CS_2, *HCl*; 3) H_2O, Cl_2, *HCL*;

2) K*F*, O_3, HBr; *4) O_2, Cl_2, H_2.*

Вариант II

1. Формулы веществ с ковалентной связью составляют группу:

1) CH_4, F_2, $CaCl_2$; 3) CH_4, L*ICl*, SO_2;

2) H_2S, O_2, Na_2S; *4) PH_3, H_2S, SO_2.*

2. Соединения с ковалентной неполярной связью образуются между атомами:

1) типичных металлов и типичных неметаллов;

2) разных неметаллов;

3) одинаковых неметаллов;

4) металлов.

3. Неполярная ковалентная связь существует в веществе:

1) хлорид магния; 3) сульфид натрия;

2) хлороводород; *4) бром.*

4. Химическая связь в молекуле сероводорода H_2S:

1) ковалентная неполярная;

2) металлическая;

3) водородная;

4) ковалентная полярная.

II. Изучение нового материала.

1. Выполнение заданий.

а) Приведите примеры веществ с различными видами связи.

б) Определите тип химической связи в следующих соединениях: 1) H_2S; 2) PH_3; 3) CL_2; 4) $NaCl$.

Затруднение вызывает последнее соединение.

– Чем различаются наружные электронные слои щелочных металлов и галогенов?

– С какими простыми веществами вступают в реакцию щелочные металлы, галогены?

– Опишите реакцию горения натрия в хлоре и составьте уравнение этой реакции. *($2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$)*

2. Постановка проблемного вопроса: «Что удерживает атомы натрия и хлора в хлориде натрия?» *(Их удерживают силы электростатического притяжения.)*

3. Рассказ учителя.

Образование ионов.

Если осуществляется взаимодействие атомов элементов, электроотрицательности которых резко различаются, происходит почти полное смещение электронов (электронных облаков) от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью. **(!!)** Ионы – это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Атомы, которые почти полностью отдают свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы: $Na^0 - 1\bar{e} \rightarrow Na^+$, а атомы, которые эти электроны приобретают, в отрицательно заряженные ионы: $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$

Эти разноимённо заряженные ионы удерживаются друг около друга силами электростатического притяжения; образуется ионная связь.

Изменения свойств элементов в периоде и группе.

Работа с Периодической системой *(см. первый форзац учебника).*

– Ответьте на вопросы по вариантам:

Вариант 1. Сопоставьте заряды ядер и радиусы атомов элементов одного периода.

Вариант 2. Сопоставьте заряды ядер и радиусы атомов элементов одной группы (А-подгруппы).

Сделайте вывод об изменении этих параметров в периодах и группах (с увеличением зарядов ядер уменьшается радиус атомов элементов в периоде, наружные электроны прочнее удерживаются в атоме, металлические свойства с возрастанием относительных атомных масс ослабевают. С увеличением числа электронных слоев резко увеличивается радиус атомов элементов одной подгруппы, все сильнее проявляется экранирующее действие завершенных электронных слоев, поэтому связь наружных электронов с ядром ослабевает, в подгруппе металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают).

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

– Составьте схему образования связи, электронную формулу и химическое уравнение образования соединений из указанных ниже простых веществ: а) магния и кислорода *(облегченный вариант),* б) натрия и кислорода *(вариант средней сложности),* в) алюминия и кислорода *(усложненный вариант).*

Домашнее задание: § 41, выполнить упражнения 2–7 (с. 145); в словарь внести определение ионной химической связи.

Урок 54
КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ

Цели: рассказать об основных видах кристаллических решёток; научить соотносить физические свойства веществ со строением их кристаллов.

Оборудование: таблицы «Кристаллические решётки», модели кристаллических решёток хлорида натрия, алмаза, графита, йода; электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

*Индивидуальная работа (*у доски).

– Приведите примеры веществ с ионной и ковалентной химическими связями. В чём заключается сходство и различие ковалентной и ионной химических связей?

– Составьте электронную схему образования фторида натрия. Определите тип химической связи. Можно ли провести чёткую границу между ковалентной и ионной химическими связями?

2. Экспресс-тест *(для всего класса).*

1. В соединении с хлором элемента, в атоме которого распределение электронов по слоям 2, 8, 1, химическая связь:

1) ионная; 3) ковалентная неполярная;

2) ковалентная полярная; 4) металлическая.

2. Между химическими элементами с порядковыми номерами 12 и 16 образуется связь:

1) металлическая; 3) ионная;

2) ковалентная полярная; 4) ковалентная неполярная.

3. Формула вещества с ионной связью:

1) PCl_3; *2)* Na_3P; 3) P_2O_5; 4) CO_2.

4. Химическая связь между элементами в йодиде калия *KI*:

1) ковалентная полярная; *3) ионная;*

2) ковалентная неполярная; 4) металлическая.

5. Ионная связь в молекуле:

1) *HI*; 2) NH_3; 3) Br_2; *4) LiCl.*

6. Наиболее полярная связь в молекуле:

1) CF_4; 2) F_2; 3) NF_3; 4) OF_2.

II. Изучение нового материала.

1. Демонстрация образцов веществ и кристаллических решеток хлорида натрия, оксида магния, серы, йода, алмаза, оксида углерода (IV), воды или льда.

2. Описание физических свойств веществ.

Заполнение таблицы.

Вещества	*NaCl*	Сера (S_8), I_2	Алмаз	CO_2, H_2O
Тип химической связи	Ионная	Ковалентная неполярная		Ковалентная полярная
Физические свойства	Твердые, нерастворимые, тугоплавкие	Легкоплавкие, летучие, в твёрдом виде – хрупкие	Твёрдые, нерастворимые, тугоплавкие	Небольшая твёрдость, легкоплавкость, летучесть
Частицы, находящиеся в узлах	Ионы	Молекулы	Атомы	Молекулы
Тип кристаллической решетки	Ионная кристаллическая решетка	Молекулярная кристаллическая решетка	Атомная кристаллическая решетка	Молекулярная кристаллическая решетка

– В твердом состоянии эти вещества кристаллические, но различаются по свойствам. Почему их физические свойства различны? Проблемный вопрос: «Как построены кристаллы веществ, образованных соединениями с разным видом связи, от чего зависят их свойства?».

3. Лабораторный опыт 19 (с. 152). *Составление моделей молекул и кристаллов веществ с различным видом химических связей.*

– Принцип строения кристаллической решетки: упорядоченное расположение частиц, которые являются узлами кристаллической решетки, наличие разного рода сил притяжения между частицами. *(Строение ионных кристаллов рассматривается на моделях.)*

– Почему сера и алмаз резко различаются по свойствам, хотя связь в обоих этих простых веществах ковалентная неполярная? *(При обсуждении вопроса дается понятие о молекулярных и атомных кристаллических решетках. Демонстрация соответствующих слайдов компакт-диска*.)*

4. Обобщение: если известно строение веществ, то можно предсказать их свойства, и наоборот: если известны свойства веществ, то можно определить их строение.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Беседа.

– Какого типа кристаллическая решетка у нафталина? На основании чего это можно установить?

– Температура плавления прозрачного кристаллического вещества 850 °С. Какого типа кристаллическая решетка у этого вещества?

---

* Представлены на компакт-дисках «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия», «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия» (Волгоград: Учитель, 2007)

Домашнее задание: § 42, упражнения 1–3 (с. 152), повторить § 11; творческое задание с элементами исследования: «В чём сходство и в чём различие между атомными, молекулярными и ионными кристаллами?».

Урок 55
ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ. ПРАВИЛА ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Цели: дать понятие степени окисления, объяснить правила вычисления степени окисления; научить различать понятия степени окисления и валентности, определять степень окисления элементов в соединениях, состоящих более чем из двух элементов.

Оборудование: Периодическая таблица химических элементов; электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Работа с учебником (с. 32, учебник). *Вещества с постоянной и переменной валентностью (табл. 3, с. 34).*

2. Уточнение понятия «валентность» с точки зрения строения атома: валентность как число химических связей, которые образуются между атомами.

3. Составление электронных формул соединений: I_2, HI, Na_2S. Определить вид химической связи.

Беседа по вопросам:

– В каких случаях возможна ионная связь?

– Когда возникают неполярная и полярная связи?

– В чем причина смещения общей электронной плотности в полярных соединениях?

– Атом какого элемента – углерода или кислорода – будет оттягивать общую электронную плотность в их соединении *(CO)*?

– В сторону какого элемента будет смещена общая электронная пара в соединении селена с кислородом?

Вывод: резкой границы между ионными и полярными соединениями не наблюдается, из трёх соединений *(I_2, HI, Na_2S)* почти полный переход электронов наблюдается только при взаимодействии натрия с серой. В втором случае происходит частичное смещение электронов от атомов водорода к атомам йода. Это объясняется разностью значений электроотрицательностей. В наших примерах эта разность в случае натрия и серы наибольшая. Поэтому только в сульфиде натрия заряды, которые поставлены над знаками химических элементов, близки к +1 и –2. Этот условный заряд называется степенью окисления.

II. Изучение нового материала.

Объяснение правил вычисления степеней окисления.

Сумма степеней окисления в молекуле = 0.

Степень окисления атомов в простом веществе = 0.

Постоянные степени окисления:

+1: *H*, *Li*, *Na*, *K*, *Ag*, но *H* с металлами –1.

+2: *Mg*, *Ca*, *Ba*, *Zn* (в соединениях степень окисления металлов главных подгрупп *I*, *II*, *III* групп равна номеру группы со знаком «+»).

+3: *Al*; –1: *F*; –2: *O* (редко +2; +1; –1).

Отрицательная степень окисления неметаллов равна номеру группы – 8.

Положительная степень окисления большинства элементов – величина переменная. Высшая степень окисления равна номеру группы со знаком «+».

Пример 1. Составить формулу соединения магния с азотом.

1) Запишем рядом символы элементов *MgN*.

2) *Mg* – металл главной подгруппы II группы, значит, его степень окисления +2.

3) У *N* должна быть отрицательная степень окисления. *N* находится в V группе. Его степень окисления равна: номер группы – 8 = 5 – 8 = –3.

$$\overset{+2\ -3}{Mg\ N}$$

4) Получили *Mg N*.

Сносим степени окисления крест-накрест, если нужно – сокращаем полученные индексы, получаем: $Mg_3\ N_2$.

Пример 2. Составить формулу соединения углерода с хлором.

1) Запишем рядом *CCl*.

2) Определим по ряду электроотрицательности, у какого элемента будет более отрицательная степень окисления. Более электроотрицателен *Cl*. Его степень окисления равна: номер группы – 8 = 7 – 8 = –1.

3) У углерода степень окисления равна + № группы = +4.

$$\overset{+4\ -1}{C\,Cl}$$

4) Получили *CCl*. Сносим степени окисления крест-накрест, получаем CCl_4

Упражнения: составить формулы соединений натрия, кальция, алюминия с фтором, кислородом, азотом, углеродом; углерода, серы, фосфора с кислородом, фтором.

– В свою очередь, по формулам можно определить степени окисления элементов.

Пример 3. Дана формула SO_2. Определим более электроотрицательный элемент или элемент с более постоянной степенью окисления. В нашем случае это кислород. Его степень окисления –2.

1) Умножим степень окисления кислорода на индекс при нем: $-2 \cdot 2 = -4$.

2) Так как молекула электронейтральна, то на серу придется +4.

3) Делим +4 на индекс при атоме серы и получаем ее степень окисления $+4 : 1 = +4$.

Упражнения: определить степени окисления элементов в соединениях: Na_2S; $FeCl_3$; CaC_2; N_2O_5.

Алгоритм определения степени окисления в соединениях, где элементов более двух, таков:

1) Определим наиболее электроотрицательный атом, умножим его индекс на степень окисления.

2) Оставшаяся часть имеет такой же по модулю заряд, но со знаком «+».

3) Из положительной части формулы выбираем элемент с более постоянной степенью окисления. Определяем, какой заряд приходится на него.

4) Разница между зарядом всей положительной части и зарядом этого элемента приходится на оставшийся элемент.

Примеры:

$\overset{+1}{K_2}\,\overset{}{Mn}\,\overset{-2}{O_4}$	$\overset{+1}{Na_2}\,\overset{}{Cr_2}\,\overset{-2}{O_7}$
$+8 - (12) = +6$	$(14 - 2) : 2 = +6$

Упражнения: определить степени окисления всех элементов: $AlPO_4$; Na_2SO_4; Na_2SO_3 $Mg(NO_3)_2$ (прежде чем вычислять степени окисления, раскройте скобки).

– Валентность не характеризует тип связи и свойства соединения, хотя иногда значения валентности и степени окисления совпадают:

$\overset{I\ II}{H_2O}$	$\overset{II\ I}{CaF_2}$	$\overset{I\ I}{HCl}$	$\overset{II\ I}{MgCl_2}$

+1–2	+2–1	+1–1	+2–1
H_2O	CaF_2	HCl	$MgCl_2$

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Определить степени окисления элементов в соединениях:

1) Cr_2O_3, N_2O, SiO_2, HBr, б) CrO_3, N_2O_5, H_2S, $CrCl_3$.

2. Определить степени окисления в веществах:

$HMnO_4$, H_2SO_4, Na_2SO_3, $K_2Cr_2O_7$, Li_2MnO_4, HNO_3.

Домашнее задание: § 43, с. 150–152, упражнения 5, 6; решить задачу 1, с. 152.

Урок 56
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цели: сформировать понятия об окислителе и восстановителе, познакомив с сущностью процесса окисления и восстановления и их взаимосвязью; закрепить и усовершенствовать умение составлять простые химические уравнения с электронным балансом.

Оборудование: электронное пособие «Демонстрационное поурочное планирование. Общая химия», слайды «ОВР».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала. Проверка домашнего задания.

1. Индивидуальная работа: определить степени окисления элементов в соединениях, формулы которых Fe_2O_3, AlF_3, H_2SO_4, K_2S, $NaNO_3$, H_2CO_3.

2. Задание классу: составить уравнение реакции соединения кальция с серой.

II. Изучение нового материала.

Анализ химической связи между кальцием и серой.

$Ca + S = CaS$

Ионная связь, наблюдается переход электронов от атома с меньшей электроотрицательностью *(Ca)* к атому с большей электроотрицательностью *(S)*. Такие процессы называются окислительно-восстановительными. В этой реакции атомы кальция «отдали» два электрона.

(!!) Процесс отдачи электронов – это окисление. Элемент, который отдает электроны, окисляется. Элемент, который принимает электроны, восстанавливается, а процесс принятия электронов называется восстановлением.

Правило для запоминания:

ООВ – отдал, окислился, восстановитель.

ВВО – взял, восстановился, окислитель.

Атом серы получил заряд –2, атом кальция +2.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Алгоритм:

• Записать схему реакции, например: $Al + O_2 = Al_2O_3$.

• Проставить степени окисления над символами всех элементов в левой и правой частях уравнения. $Al^0 + O_2^0 = Al_2^{+3}O_3^{-2}$.

• Выписать отдельно полуреакции, отражающие процесс окисления и восстановления: $Al^0 - 3\bar{e} = Al^{+3}$; $O_2^0 + 4\bar{e} = 2O^{-2}$

• Если число отданных и принятых электронов неодинаково, следует найти наименьшее общее кратное для числа отданных и принятых электронов и затем путем деления наименьшего общего кратного на эти числа найти коэффициенты для каждой полуреакции.

• Определить и подписать окислитель и восстановитель: Al – восстановитель; O_2 – окислитель.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Выполнение упражнений по алгоритму на составление уравнений несложных окислительно-восстановительных реакций:

$Cu + Cl_2 =$

$K + O_2 =$

Домашнее задание: § 43, упражнение 7, с. 152; решить задачу 2, с. 152.

Урок 57
ПОВТОРЕНИЕ И ОБОБЩЕНИЕ ПО ТЕМАМ «ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН», «СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ»

Цели: систематизировать основные сведения по теме; закрепить умения и навыки, полученные при изучении темы.

Оборудование: Периодическая таблица химических элементов.

Ход урока

I. Повторение и обобщение знаний.

1. Задания для индивидуального опроса у доски.

– Объясните механизм образования связи между стронцием и фтором. Составьте уравнение с электронным балансом.

– Объясните механизм образования связи между цезием и кислородом. Составьте химическое уравнение с электронным балансом.

– Определите степени окисления в данных веществах: $NaNO_3$, P_2O_5, $Al(OH)_3$, K_2SO_4. Назовите вещества. Определите, к какому классу веществ они относятся. Вычислите молекулярную массу этих веществ.

2. Задания учащимся класса.

– Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

$C + O_2 =$ $Mg + O_2 =$

$KCl + AgNO_3 =$ $Na + S =$

$CaCO_3 =$ $CO + O_2 = CO_2$

$ZN + HCL =$

Пока учащиеся выполняют предложенные им задания, проверяется домашняя работа.

В течение всего урока можно проводить фронтальную беседу по вопросам предыдущих уроков.

Например:

– Что такое электроотрицательность?

– Расположите элементы в порядке возрастания ЭО: фосфор, магний, алюминий, кальций, литий, сера, кремний.

– Как значения ЭО позволяют судить о типе химической связи, возникающей между атомами?

– Приведите примеры веществ с ионной, ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью.

– Почему нельзя провести четкую границу между различными типами связи?

– Какое соединение является более прочным и почему: фторид натрия или хлорид натрия? Хлорид натрия или хлорид калия?

– Чем отличаются различные кристаллические решетки?

– Приведите примеры веществ с различными решетками.

– Что такое аморфное вещество? Приведите примеры.

– Какой тип решетки характерен для веществ: $NaBr$, O_2, H_2S?

Продолжение выполнения заданий и упражнений классом, подготовка к контрольной работе.

3. Решение задач.

1. Вычислите массовую долю алюминия в оксиде алюминия.

2. Какое количество вещества оксида железа образуется при окислении 2,5 моль железа?

Домашнее задание: § 34–43, подготовка к контрольной работе по темам 6 и 7.

Урок 58
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА ПО ТЕМАМ «ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА», «СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ»

Цели: повторить и проконтролировать уровень усвоения знаний и умений по темам «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева», «Строение веществ. Химическая связь».

Ход урока

Контрольная работа проводится в виде тестирования.

Вариант I

1. Степень окисления серы в $(NH_4)_2SO_3$ равна:
1) +4; 2) +6; 3) +3; 4) –2.

2. Имеет только восстановительные свойства:
1) S; 2) Al; 3) H_2SO_4; 4) SO_2.

3. Алюминий Al может быть:
1) только окислителем;
2) только восстановителем;
3) и окислителем, и восстановителем;
4) не имеет таких свойств.

4. Расставьте коэффициенты в схеме:
$Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

Коэффициент перед восстановителем равен:

1) 2; 2) 3; 3) 1; 4) 4.

5. Расставьте коэффициенты в схеме:

$KI + H_2SO_4 + NaNO_2 \rightarrow I_2 + NO + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Сумма коэффициентов в левой части уравнения равна:

1) 6; 2) 5; 3) 7; 4) 8.

6. Электронная конфигурация внешней оболочки атома хлора:

1) $3s^2 3p^7$; 2) $4s^2 4p^5$; 3) $3s^2 3p^5$; 4) $3s^2 3p^3$.

7. Наименее типичный неметалл:

1) *F*; 2) *Cl*; 3) *S*; 4) *O*.

8. Установите соответствие между веществами и типами химической связи в них:

1) KI А) ковалентная неполярная;

2) N_2 Б) ионная;

3) *Au* В) ковалентная полярная;

4) *HF* Г) металлическая.

Ответ запишите в виде последовательности букв, соответствующих цифрам по порядку от 1 до 4. Выберите правильную последовательность букв:

1) БВГА; 2) ВАГБ; 3) БАГВ; 4) ГБВА.

9. Масса 0,2 моль сульфата меди (II) равна:

1) 16 г; 2) 32 г; 3) 24 г; 4) 28 г.

10. В схеме $KCl + X \rightarrow Y + KNO_3$ вещества *X* и *Y* – это соответственно:

1) $AgNO_3$ и $AgCl$ 2) HNO_3 и HCl

3) $NaNO_3$ и $NaCl$ 4) $Cu(NO_3)_2$ и $CuCl_2$

11. Вещество *X* в цепочке $Cr(OH)_3 \rightarrow X \rightarrow AgCl$:

1) $CrCl_2$; 2) $AgNO_3$; 3) $Cr_2(SO_4)_3$; 4) $CrCl_3$.

12. К 80 г раствора гидроксида натрия с массовой долей $NaOH$ 20 % прибавили раствор сульфата меди (II) до прекраще-

ния выпадения осадка. Определите массу образовавшегося осадка.

1) 21,2 г; 2) 18,6 г; 3) 20,4 г; 4) 19,6 г.

Вариант II

1. Степень окисления хрома в $(NH_4)_2Cr_2O_7$ равна:

1) +7; 2) +6; 3) +5; 4) +4.

2. Имеет окислительные и восстановительные свойства:

1) *NaI*; 2) *Mg*; 3) F_2; 4) N_2.

3. Перманганат калия $KMnO_4$ может быть:

1) только окислителем;

2) только восстановителем;

3) и окислителем, и восстановителем;

4) не имеет таких свойств.

4. Расставьте коэффициенты в схеме:

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Коэффициент перед окислителем равен:

1) 1; 2) 3; 3) 4; 4) 2.

5. Электронная конфигурация внешней оболочки атома натрия:

1) $3s^2$; 2) $3s^1$; 3) $4s^1$; 4) $3s^2 3p^1$.

6. Наименьшие металлические свойства у:

1) *Li;* 2) *Na;* 3) *Mg;* 4) *Be.*

7. Установите соответствие между веществами и типами химической связи в них:

1) F_2	А) металлическая;
2) *Fe*	Б) ковалентная полярная;
3) NH_3	В) ковалентная неполярная;
4) *FeS*	Г) ионная.

Ответ запишите в виде последовательности букв, соответствующих цифрам по порядку от 1 до 4. Выберите правильную последовательность букв:

1) БАВГ; 2) ВАБГ; 3) АВБГ; 4) ГБВА.

8. Количество вещества в 83,3 г нитрата хрома (III) равно:

1) 0,35 моль; 2) 0,40 моль;

3) 0,30 моль; 4) 0,45 моль.

9. В схеме $CuCl_2 + X \rightarrow Y\downarrow + 2NaCl$ вещества X и Y – это соответственно:

1) H_2S и CuS 2) H_2O и $Cu(OH)_2$

3) Na_2S и CuS 4) KOH и $Cu(OH)_2$

10. Вещество X в цепочке $P \rightarrow X \rightarrow K_3PO_4$:

1) Na_3PO_4; 2) PH_3; 3) P_2O_5; 4) P_2O_3.

11. К 60 г известняка, содержащего 90 % карбоната кальция, добавили избыток раствора соляной кислоты. Определите объем (н. у.) выделившегося газа.

1) 9,8 л; 2) 10,4 л; 3) 12,1 л; 4) 11,6 л.

12. Ковалентная полярная связь и степени окисления +5 и –2 в веществе:

1) NH_3; 2) P_2O_3; 3) H_3P; 4) P_2O_5.

Ответы:

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
I вариант	1	2	2	3	1	3	1	3	2	1	4	4
II вариант	2	4	1	4	2	4	2	1	3	3	3	4

Тема 8
ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗОВ

Урок 59
ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗОВ

Цели: объяснить закон Авогадро, научить применять его при решении задач; раскрыть смысл понятия «молярный объем газообразных веществ» как отношения, связывающего объем и количество вещества.

Оборудование: куб объемом 22,4 л, образцы объемов различных соединений, взятых количеством вещества в 1 моль.

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Решение задач *(у доски)* по следующим данным:

$M(H_2SO_4)$ = 98 г/моль; m = 49 г; $\nu = X$.

$M(CaO)$ = 56 г/моль; $m = X$; ν = 3,5 моль.

$M(CO_2)$ = 44 г/моль; m = 4,4 г; $\nu = X$.

Определить число молекул, содержащееся в этом количестве вещества.

2. Беседа по ранее изученному материалу.

– Что такое моль? Что такое молярная масса? Что вы знаете о газообразных веществах из курса физики? Перечислите известные вам газовые законы. Удобно ли пользоваться массой газа при решении задач?

Термин «газ» Ван Гельмонта происходит от греческого слова *хаос,* так как газообразное состояние – это состояние вещества, в котором его частицы движутся свободно, равномерно заполняя доступное для них пространство.

3. Постановка проблемного вопроса: газообразные вещества неудобно взвешивать на весах, отмеряя их массу. Как же в этом случае проводить расчеты количества вещества какого-либо газа?

1 моль любого вещества имеет определенный объем, который будет вычисляться как частное при делении молярной массы на плотность вещества. Молярный объем обозначается V_m и измеряется в л/моль: $V = M/\rho$.

Авогадро установил, что молярные объемы всех газов при одинаковых условиях равны. Это связано с тем, что расстояние между молекулами газов гораздо больше размеров самих молекул.

Для газообразных веществ важно знать объем, который занимают $6 \cdot 10^{23}$ молекул газа (с учетом нормальных условий: при 0 °С и атмосферном давлении, равном 1 атм = 760 мм рт. ст. = = 103,325 кПа). Молярный объем всех газов равен 22,4 л/моль.

V_m = 22,4 л/моль для газов при н. у. В расчетах следует учесть, что объем одного миллимоля *(мМ)* равен 22,4 мл, одного киломоля *(кМ)* – 22,4 м^3, одного мегамоля *(ММ)* – 22 400 м^3.

Для перевода числа структурных единиц вещества в массу или объем пользуются следующими формулами:

$$\nu = \frac{N}{N_A}; \qquad \nu = \frac{m}{M}; \qquad \nu = \frac{V}{V_m} \quad \text{(для газов при н. у.)}$$

(!!) *Закон Авогадро:* в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул (одинаковое количество вещества).

Зная массу 1 л данного газа (при н. у.), можно вычислить молярную массу этого газа: М = 22,4 · ρ, где ρ – плотность, то есть масса 1 л данного газа при нормальных условиях.

II. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение задач.

Задача 1. Какой объем займет 5 моль углекислого газа при н. у.?

Вычисление объема газа по формуле $V = V_m \cdot \nu$.

V_m = 22,4 л / моль. $V = V_m \cdot \nu$ = 22,4· 5 = 112 л

Задача 2. Какой объем занимает углекислый газ массой 0,44 г при н. у.?

Вычисление количества вещества газа по формуле $\nu = m : M$.

$M(CO_2)$ = 44 г/моль; $\nu = m : M$ = 0,44 : 44 = 0,01 моль.

Вычисление объема по формулс $V = V_m \cdot \nu$.

V_m= 22,4 л/моль; V = 22,4· 0,01 = 0, 224 л

Самостоятельное решение задач.

1. Вычислите, какой объем при н. у. займет: а) аммиак количеством вещества 0,5 моль; б) водород количеством вещества 0,15 моль; в) кислород количеством вещества 25 моль; г) хлор количеством вещества 0,25 моль.

2. Вычислите, какой объем при н. у. займет: а) азот массой 560 г; б) оксид серы (VI) массой 8,0 г; в) оксид серы (IV) массой 6,4 г.

Домашнее задание: § 44, упражнения 1–3, с. 156; решить задачу 3, с. 56.

Урок 60
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗОВ

Цели: дать понятие «относительная плотность газов»; научить решать задачи на связь количества вещества, массы, объёма, числа структурных единиц вещества.

Оборудование: Периодическая таблица Д. И. Менделеева.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания *(у доски).*

• Определить количество вещества и массу углекислого газа объемом 112 л (при н. у.).

• Вычислить массу углекислого газа объемом 5 $м^3$ (при н. у.).

• Чему равна масса: а) 1 л этилена C_2H_4; б) 5,6 л угарного газа CO;

2. Работа с классом.

– Произведите вычисления:

• Плотность жидкого хлора 1,5 кг/м^3. Какой объем займет хлор, получившийся из 80 мл жидкого хлора при н. у.?

• Чему равна масса: а) 1 л CO_2 и 10 л CO; б) 4 л H_2 и 10 л NH_3; в) 10 л метана CH_4 и 5 л водорода при н. у.?

• Вычислите объем, занимаемый при н. у.: а) 4 г кислорода O_2 и 10 г азота N_2; б) 2,5 г CO_2 и 30 г водорода; в) 10 г кислорода O_2 и 50 г водорода H_2?

Определите число молекул в 500 м^3 водорода при н. у.

II. Изучение нового материала.

При расчетах более удобно использовать относительную плотность газа. Относительную плотность принято обозначать буквой *D*. Относительная плотность первого газа по второму показывает, во сколько раз один газ тяжелее другого. Для нахождения относительной плотности какого-либо газа по воздуху нужно помнить, что $M_{(воздуха)} = 29$ г/моль.

Чтобы определить, например, во сколько раз данный газ тяжелее водорода, следует массу определенного объема газа разделить на массу такого же объема водорода. Так как, согласно закону Авогадро, в равных объемах число молекул исследуемого газа и водорода будет одинаковым, то плотность по водороду можно вычислить так: $D_{H_2} = M_{(газа)} : 2$.

Задача 1. Найти плотность и относительную плотность по воздуху и по водороду углекислого газа при нормальных условиях.

Решение.

1. Плотность углекислого газа:

$\rho = M / V_m = 44 / 22{,}4 = 1{,}96$ г/л.

2. Относительная плотность по воздуху $D_B\,(CO_2) = M(CO_2)/ M_{(возд)} = 44/ 29 = 1{,}52$.

3. Относительная плотность по водороду $D(H_2) = M(CO_2)/ M(H_2) = 44/ 2 = 22$.

Задача 2 *(самостоятельно).* Вычислите относительную плотность по воздуху и по водороду оксида серы (VI).

Задача 3. Вычислите молярную массу газа, если его плотность по водороду равна 22.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Выполнение тестов по вариантам.

Вариант I

1. Определите объем, который занимает 1,5 моль водорода при н. у.

1) 11,2 л; 2) 22,4 л; *3) 33,6 л;* 4) 44,8 л.

2. Какой объем водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 1 г железа с избытком разбавленной серной кислоты?

1) 0,4 л; 2) 0,3 л; 3) 0,5 л; *4) 0,6 л.*

Вариант II

1. Определите объем, который занимает 0,5 моль азота при н. у.

1) 11,2 л; 2) 22,4 л; 3) 33,6 л; 4) 44,8 л.

2. Какой объем кислорода (н. у.) требуется для полного сгорания 1 г углерода?

1) 1,42 л; 2) 1,65 л; 3) 1,87 л; *4) 2,09 л.*

Домашнее задание: § 44 (с. 154–155), задача 1, с. 156.

Урок 61
ОБЪЕМНЫЕ ОТНОШЕНИЯ ГАЗОВ ПРИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Цели: рассмотреть закономерности повсдения газов в химических реакциях; научить производить расчёты на основе этих закономерностей.

Оборудование: компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Неорганическая химия», слайды и видеофрагменты «Основные химические понятия и законы».

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания.

2. Фронтальная беседа по ранее изученному материалу.

1) Сформулируйте закон Авогадро. *(В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (t°, p) содержится одинаковое количество вещества.)*

б) Что называется молярным объёмом? *(Любые газы в количестве вещества 1 моль при одинаковых условиях занимают один и тот же объем; этот объем является молярным объемом газа.)*

II. Изучение нового материала.

Решение задач *(устно).*

Сколько литров хлороводорода получится, если для реакции соединения израсходовать 1 л хлора?

Сколько водорода (в литрах) вступит в реакцию с хлором объемом 1 л?

$H_2 + Cl_2 = 2\ HCl$

1 моль	1 моль	2 моль
22,4 л	22,4 л	44,8 л

Если сократить значения объемов реагирующих и образующихся газов на число 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объемные отношения газов: 1 : 1 : 2.

После обобщения решений задач делается вывод:

В случае газов коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число молей, участвующих в реакции.

Объемные отношения газов выражаются отношениями коэффициентов в уравнении реакции.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

1. Работа с учебником.

– Сформулируйте выведенные закономерности между газообразными веществами и сравните данное определение с книжным (с. 156).

2. Решение задачи *(устно)*.

– Взорвали смесь водорода объемом 2 л и хлора объемом 1 л. Какие газы и в каком объеме находятся в сосуде после реакции?

Домашнее задание: § 45, упражнение 4, задача 4, с. 156.

Тема 9
ГАЛОГЕНЫ

Урок 62
ПОЛОЖЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЕ И СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ. ХЛОР. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХЛОРА. ПРИМЕНЕНИЕ

Цели: углубить и расширить знания учащихся о Периодической системе химических элементов, строении атомов на примере характеристики элементов седьмой группы главной подгруппы, о строении и свойствах простого вещества (хлора); рассмотреть физические и химические свойства хлора, взаимосвязь свойств хлора и нахождения его в природе и применения; дать характеристику элементов подгруппы галогенов по плану, исходя из положения в Периодической системе и строения атомов, учить доказывать химические свойства хлора уравнениями химических реакций в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях и закономерностях протекания химических реакций.

Оборудование: на демонстрационном столе: бром, йод; компакт-диск «Демонстрационное поурочное планирование. Химия элементов», слайды и видеофрагменты «Галогены», таблицы «Типы химической связи», «Галогены».

Ход урока

I. Изучение нового материала.

1. Рассказ учителя.

Характеристика химических элементов VII-А группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Положение в ПС.

Галогены находятся в VII-А группе Периодической системы химических элементов.

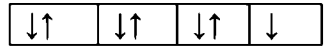
Строение атомов, молекул.

+9 F $1s^2\,2s^2\,2p^5$

+17 Cl … $3s^2 3p^5$

+35 Br … $4s^2 3d^{10} 4p^5$

+53 I … $5s^2 4d^{10} 5p^5$



Атомы галогенов имеют по семь электронов на внешнем уровне – s^2p^5. До восьми электронов (октета) на наружном энергетическом уровне, то есть до устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, атомам галогенов недостает по одному электрону. Атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют недостающий электрон, проявляя сильнейшие окислительные свойства. Галогены – это типичные неметаллы.

С увеличением порядкового номера увеличиваются металлические свойства, так как увеличивается R_a. Молекулы галогенов состоят из двух атомов (F_2, Cl_2, Br_2, I_2). Связь в молекуле – ковалентная неполярная.

Степени окисления.

Атомы всех галогенов, присоединяя один электрон, легко превращаются в отрицательные ионы: $Г + 1\bar{е} \rightarrow Г^{-1}$.

Галогены проявляют степени окисления от –1 до +7 (кроме фтора). Фтор обладает самой высокой электроотрицательностью и во всех соединениях (кроме оксидов) имеет степень окисления –1;

с.о. (высшая) +7 (Cl_2O_7)

с.о. (низшая) –1 (HCl)

Галогены – сильнейшие окислители.

Соединения элементов VII-А группы Периодической системы Д. И. Менделеева.

Слово «галогены» происходит от греч. «солерождающие». Это название они получили за свойство непосредственно соединяться с металлами и образовывать типичные соли – галиды (фториды, хлориды, бромиды, иодиды) *NaCl*, *NaBr*.

Летучие водородные соединения *HHal* (*HCl, HF*) хорошо растворимы в воде, в водных растворах ведут себя как кислоты. Сила их растёт по мере уменьшения электроотрицательности галогена (сверху вниз). Самая слабая кислота – плавиковая (*HF*).

Подведём итог: элементы 7-й группы главной подгруппы имеют сходное строение атомов (на их внешнем слое находится по семь электронов, до восьми электронов атомам галогенов недостает по одному электрону), поэтому атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют недостающий электрон, и следовательно, являются сильнейшими окислителями. Имеют сходный состав и характер летучего водородного соединения. Но все эти свойства соответственно уменьшаются в группе сверху вниз с увеличением относительной атомной массы, увеличением R_a, уменьшением ЭО.

2. Работа с учебником, с. 159–160.

Простое вещество – хлор Cl_2.

1) Строение молекул, тип химической связи, тип кристаллической решётки.

Cl_2 – ковалентная неполярная связь, молекулярная кристаллическая решётка. Молекула состоит из двух атомов.

2) Физические свойства.

Cl_2 – газ, желто-зелёного цвета, имеет резкий, удушливый запах. *(Отметить физиологическое действие хлора, его ядовитость, отравляющее действие на все живые организмы.)* Тяжелее воздуха в 2,5 раза.

3) Химические свойства.

– Рассмотрите схему 20 на с.160, ответьте на вопросы:

• С какими веществами реагирует хлор? *(С простыми – металлами и водородом, и со сложными – водой и щелочами.)*

• Перечислите простые вещества и составьте уравнения химических реакций взаимодействия хлора с металлами и водородом. Укажите окислитель и восстановитель.

• Ознакомьтесь с механизмом реакции взаимодействия хлора с водородом (с. 162) и ответьте на вопрос: «Какие реакции называются цепными?».

3. Просмотр видеофрагмента «Галогены» с компакт-диска.

– Перечислите сложные вещества, с которыми реагирует хлор. Составьте уравнения химических реакций взаимодействия хлора с водой и щёлочью. Укажите окислитель и восстановитель.

Предполагаемый ответ.

а) Уравнение реакции хлора с водой:

$$Cl_2^0 + H_2O = HCl^{-1} + HCl^{+1}O$$

хлорноватистая кислота

Окислитель и восстановитель – хлор.

Схема электронного баланса:

окислитель: $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^{-1}$

восстановитель: $Cl_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^{+1}$

б) Уравнение реакции хлора со щёлочью:

$Cl_2^0 + 2\,KOH = KCl^{+1}O + KCl^{-1} + H_2O$

Окислитель и восстановитель – хлор.

Схема электронного баланса:

окислитель: $Cl_2^0 + 2\,\bar{e} \rightarrow 2Cl^{-1}$

восстановитель: $Cl_2^0 - 2\,\bar{e} \rightarrow 2Cl^{+1}$

Общий вывод: простое вещество Cl_2 имеет молекулярную кристаллическую решётку. Является химически активным веществом (взаимодействует с простыми и сложными веществами). В химических реакциях может быть и окислителем, и восстановителем.

4) Продолжение рассказа учителя.

Получение простого вещества – хлора.

а) В лаборатории получают реакцией между соляной кислотой и сильными окислителями (оксидом марганца (IV) MnO_2 или перманганатом калия $KMnO_4$).

– Составьте уравнения химических реакций, определите степени окисления, найдите окислитель и восстановитель.

Предполагаемый ответ.

Уравнения реакций:

$4HCl^{-1} + Mn^{+4}O_2 = Mn^{+2}Cl_2 + Cl_2^0 + 2H_2O$

или

$2KMn^{+7}O_4 + 16HCl^{-1} = 2Mn^{+2}Cl_2 + 2KCl + 8H_2O + 5Cl_2^0$

Окислитель – MnO_2, $KMnO_4$, восстановитель – HCl.

б) В промышленности хлор получают из дешевого природного сырья – хлорида натрия, концентрированный водный раствор которого подвергают электролизу.

Применение хлора.

Постановка проблемного вопроса: «Какие области применения хлора вам известны из вашей повседневной жизни и на каких свойствах они основаны?». *(Хлор используется как отбеливатель, моющее, чистящее и дезинфицирующее средство, а также применяется для очистки питьевой воды.)*

Хлор ядовит. Противоядием от хлора является смесь раствора с массовой долей аммиака 10 % и спирта с массовой долей 96 %, которую следует нюхать, смочив ею платок.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Творческое задание исторического характера.

– Внимательно послушав отрывок из рассказа об истории открытия хлора, объясните, о каких свойствах хлора идет речь, и подтвердите ответ конкретными примерами.

В 1774 г. шведский химик Карл Вильгельм Шееле получил первый из галогенов – хлор. Ни одно из существенных свойств открытого газа не ускользнуло от внимания ученого, о чем свидетельствует составленный им перечень: «... 1) пробка от него желтеет, как от царской водки; 2) синяя лакмусовая бумага становится почти белой, все красные, синие цветы и даже зеленые растения желтеют; 3) все металлы атакуются; 4) когда в колбу вносится несколько капель нашатырного спирта, наблюдается белый туман; 5) насекомое в хлоре тотчас гибнет; 6) огонь в хлоре тотчас гаснет».

Обсуждение перечня свойств хлора (по К. Шееле) можно организовать как соревновательную игру, разделив учащихся на несколько групп.

Домашнее задание: § 46, 47, выполнить упражнения 3, 4, 6 (с. 164); решить задачу: «Хлор – весьма ядовитый газ. Достаточно сказать, что это был первый газ, примененный как боевое от-

равляющее средство во время Первой мировой войны. В каком объеме газообразного хлора Cl_2 (при н. у.) число молекул равно $1 \cdot 10^{25}$? Какова масса этого количества хлора?» *(Ответ: 372 л; 1,179 кг.)*

Урок 63
ХЛОРОВОДОРОД. ПОЛУЧЕНИЕ. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Цели: рассмотреть способы получения, свойства хлороводорода; научить соотносить области применения хлороводорода с его свойствами.

Оборудование: на демонстрационном столе – прибор для получения хлороводорода реакцией обмена и прибор для демонстрации растворимости хлороводорода в воде (учебник, с. 166, рис. 75).

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Проверка домашнего задания: упражнения 3, 6, с. 164 (учащиеся выполняют на доске).

2. Фронтальная беседа.

• Расскажите о физических свойствах хлора. *(Cl – газ, желто-зеленого цвета, имеет резкий, удушливый запах. Яд для всех живых организмов. Тяжелее воздуха в 2,5 раза. Кипит при температуре от +15 °С.)*

• Вычислите относительную плотность хлора по воздуху. *(2,44.)*

• Расскажите о возможных случаях реакции соединения хлора с водородом, механизме и сущности реакции. *(С водородом хлор взаимодействует на свету, а также при нагревании; взрывается при облучении, с образованием хлороводорода.)*

• Опишите взаимодействие хлора с водой, раскрыв сущность реакции. *($Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$. Реакция обмена, в результате получаются соляная и хлорноватистая кислоты; это окислительно-восстановительная реакция.)*

• Какой вид связи в молекуле хлороводорода? *(Ковалентная полярная.)*

• Какого типа кристаллическую решетку образует хлороводород? *(Атомная кристаллическая решетка.)*

• Какова относительная плотность хлороводорода по воздуху? *(1,258.)*

• Как растворяется хлороводород в воде и чем является его раствор? *(В воде растворяется хорошо. Его раствор является обеззараживающим средством от патогенных микробов.)*

II. Изучение нового материала.

1. Работа с учебником (с. 165).

Чтение статьи «Получение» и ответы на вопросы.

– Как получают хлороводород в промышленности? Как проверить водород «на чистоту»? Как получают хлороводород в лаборатории? *(Из хлоридов реакцией обмена с концентрированной серной кислотой.)*

– Предложите способы собирания хлороводорода и растворения его в воде. *(Предложения обсуждаются и подтверждаются опытами, указанными в учебнике.)*

2. Рассказ учителя.

Физические свойства.

а) Бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, во влажном воздухе дымит.

б) Наиболее характерным свойством хлороводорода является его большая растворимость в воде (при 0 °С в одном объеме воды растворяется около 500 объемов газа). *(Демонстрация растворимости газа в воде.)*

Химические свойства.

– Хлороводород не реагирует ни с металлами, ни с основными оксидами (в отличие от соляной кислоты). Запомните, что соляная кислота и хлороводород – не одно и то же вещество, хотя и описываются условно одинаковой формулой. Эти вещества имеют разные физические и химические свойства.

III. Закрепление знаний, умений, навыков.

Решение проблемных вопросов.

1. Установлено, что воды рек вблизи вулканов содержат соляную кислоту. Сделайте предположения о происхождении этого явления. *(Хлороводород является одной из составляющих ядовитых вулканических газов.)*

2. Известно, что хлороводород и его водный раствор – соляная кислота – это ядовитые вещества, оказывают отравляющее действие на организм человека. В то же время при некоторых желудочных заболеваниях врачи прописывают соляную кислоту как лекарственное средство.

Постановка проблемного вопроса: «Чем объясняются действия врача, выписывающего больному в качестве лекарства ядовитое вещество?».

Вопросы-подсказки: что такое желудочный сок? Вспомните состав желудочного сока. Какова роль соляной кислоты в пищеварении? При каких нарушениях процесса пищеварения выписывают сильно разбавленный раствор соляной кислоты?

Ядовитые вещества в небольших количествах оказываются полезными, а иногда и необходимыми для нормальной жизнедеятельности организма животных, в том числе человека. *(Для подтверждения и закрепления этих сведений можно рассказать о том, что волк-отец принимает участие в кормлении*

потомства, отрыгивая пищу. Предварительная обработка кусочков пищи соляной кислотой в желудке самца способствует ее усвоению волчатами, ведь у них желудки еще не до конца сформировались.)

Домашнее задание: § 48, выполнить упражнения 1, 2 (с. 169); решить задачи 1–3, с. 169.

Урок 64
СОЛЯНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

Цели: обобщить знания о свойствах соляной кислоты.

Оборудование: на столах склянки с соляной кислотой, металлы, индикаторная бумажка.

Ход урока

I. Подготовка к восприятию нового материала.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами.

2. Вопросы по изученной теме.

– Докажите, что в состав соляной кислоты входит водород. *(Проведение реакции соляной кислоты с цинком; наблюдение выделения газа. $Zn + HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$.)*

– Докажите, что в состав соляной кислоты входит хлор. *(Проведение качественной реакции на соляную кислоту и её соли – реакция с нитратом серебра $AgNO_3$; наблюдение выпадения белого осадка хлорида серебра $AgCl$).*

Уравнение реакции: $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$.

– Как осуществить превращение, отраженное схемой:

$CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow AgCl$? Выберите из числа написанных уравнений реакций то, которое отражает окислительно-восстановительный процесс, и ответьте на вопросы:

– Почему нет соединений, где бы хлор имел еще более низкую степень окисления, например –2 и –3? *(У атома хлора на внешнем уровне семь электронов, поэтому до завершения внешнего слоя ему не хватает одного электрона, принимая который хлор приобретает степень окисления –1.)*

– Почему для хлора возможны соединения с положительной степенью окисления? *(У атома хлора на третьем энергетическом уровне имеется пять незаполненных d-орбиталей. Поэтому возможно распаривание электронов. В результате этого у атома хлора появляются либо три, либо пять, либо семь неспаренных электронов, что позволяет проявлять положительную степень окисления при образовании кислородсодержащих соединений: $HCl^{+3}O_2$; $HCl^{+5}O_3$; $HCl^{+7}O_4$.)*

3. Экспресс-тест.

Вариант I

1. Электронное строение внешнего уровня атома хлора:
1) $1s^1$; 2) $2s^1\,2p^6$; 3) $3p^7$; 4) $3s^2 3p^5$.

2. Жидкий неметалл при комнатной температуре:
1) H_2; 2) Cl_2; 3) O_3; 4) Br_2.

3. Относительная молекулярная масса хлора:
1) 16; 2) 48; 3) 35,5; 4) 71.

4. Тип связи в молекуле хлороводорода:
1) металлическая;
2) ковалентная полярная;
3) ковалентная неполярная;
4) ионная.

Вариант II

1. Электронное строение внешнего уровня атома брома:
1) $3s^2 3p^5$; 2) $4s^2 4p^5$; 3) $3s^2 3p^1$; 4) $2s^2 2p^5$.

2. Твёрдый неметалл при комнатной температуре

1) F_2; 2) I_2; 3) Br_2; 4) Cl_2.

3. Относительная молекулярная масса брома:

1) 170; 2) 160; 3) 71; 4) 80.

4. Тип связи в молекуле Br_2:

1) ионная;

2) металлическая;

3) ковалентная полярная;

4) ковалентная неполярная.

Ответы: *Вариант 1:* 1(1), 2(4), 3(4), 4(2); *Вариант 2:* 1(2), 2(2), 3(2), 4(4).

II. Изучение нового материала.

1. Проведение исследовательского задания.

– Опишите физические свойства соляной кислоты с помощью своих наблюдений и данных учебника, с. 166–167. *(Бесцветная жидкость с резким запахом.)*

– Прочитайте статью учебника (с. 166) и изучите способы получения соляной кислоты *HCl* в лаборатории и в промышленности. Составьте уравнения соответствующих реакций (в лаборатории – действием H_2SO_4 на хлорид натрия *NaCl*).

Уравнения реакций:

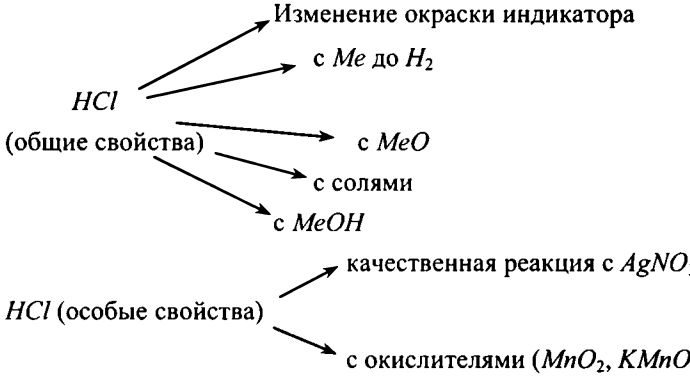
$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$ *(в лаборатории);*

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$ *(в промышленности).*

2. Самостоятельная работа по исследованию химических свойств кислот на примере соляной кислоты.

– Пользуясь текстом учебника и табл. 23 на с. 167, составьте схему, отражающую химические свойства соляной кислоты, общие с другими кислотами, и выделите ее особые свойства.

Примерная схема:



Качественная реакция на соляную кислоту и хлориды. Выполнение лабораторного опыта 20 (с. 172) *(техника безопасности при работе с кислотой).*

Задание: запишите уравнения реакций и наблюдения в тетрадь для практических работ, сделайте вывод о том, с помощью какого вещества можно обнаруживать в растворах соляную кислоту и ее соли.

(!!) Качественная реакция на соляную кислоту и её соли: образование белого осадка, нерастворимого ни в воде, ни в кислоте при реакции с нитратом серебра. Уравнение химической реакции: $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$.

Соли соляной кислоты.

NaCl – поваренная соль – является неизменным спутником человека на протяжении всей его жизни, о чем красноречиво свидетельствует история человечества.

Вспомните известные исторические события, связанные с поваренной солью, например историю «соляного бунта».

– В чём смысл известной поговорки «Несолоно хлебавши»?

– Каковы, на ваш взгляд, предпосылки возникновения старинных городов нашей родины – Соликамска, Солигорска, Сольвычегодска и др.?

Постановка проблемного вопроса: «Чем объясняется такое отношение людей к обычному и всем нам известному веществу? Почему поваренная соль всегда и везде считалась и считается продуктом первой необходимости?» *(Поваренная соль как пищевая добавка является важнейшим источником образования соляной кислоты в организме, которая является необходимым компонентом желудочного сока. Поступление хлорида натрия в организм поддерживает постоянство химического состава крови.)*

Домашнее задание: § 49, упражнения 3–5, с. 169; решить задачи 4, 5 на с. 169; ознакомиться с заданием для практической работы № 7 (с. 173–174); выписать из учебника и дополнительной литературы области применения галогенов.

Урок 65
ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ И ЕЕ СВОЙСТВА
(практическая работа № 6)

Цели: закрепить знания о хлороводороде, получении соляной кислоты и ее свойствах; совершенствовать умения выполнять химические опыты, обращаться е кислотами; научить способам распознавания соляной кислоты и ее солей; учить выполнять рисунки приборов, составлять уравнения реакций, делать выводы, соблюдать правила техники безопасности.

Оборудование: реактивы, посуда и приборы для выполнения практического занятия 6 (учебник, с. 173–174).

Ход урока

I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотой, со спиртовкой.

2. Беседа о проведении практической работы.

1) Назовите формулу соляной кислоты. *(HCl.)*

2) Какие вещества используют для получения соляной кислоты? *(KCl и H_2SO_4.)*

3) При каком условии идет химическая реакция? *(При нагревании.)*

Учащиеся приступают к работе, пользуясь инструкцией учебника (с. 173, работа 6).

II. Проведение практической работы по вариантам.

Вариант I

Получение соляной кислоты и доказательство ее присутствия в растворе.

1) Соберите прибор по рис. 76 с. 166. Получите хлороводород. Запишите уравнение реакции и наблюдения в тетрадь для практических работ.

2) Докажите с помощью индикатора наличие кислоты в растворе. Вспомните окраску индикаторов в различных средах.

Вариант II

Химические свойства соляной кислоты.

1) Прочитайте инструкцию на с. 173 учебника, опыт 2 «Химические свойства соляной кислоты».

2) Выполните опыты с готовой соляной кислотой, соблюдая правила по технике безопасности.

Готовую соляную кислоту налейте в 5 пробирок. Затем добавьте в пробирки:

а) несколько гранул цинка;

б) медную проволоку;

в) лакмус;

г) оксид меди (слегка подогрейте пробирку);

д) гидроксид натрия (осторожно! Пробирка может сильно нагреться);

е) кусочек мела.

3) Составьте уравнения реакций, запишите наблюдения.

Вариант III

Распознавание соляной кислоты и хлоридов (с. 174, качественная реакция на хлорид-ион).

Домашнее задание: § 49, оформить отчёт о работе.

Урок 66
СРАВНИТЕЛЬНАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ. ПОДГОТОВКА К ИТОГОВОЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

Цели: научить сопоставлять и обобщать сведения об элементах семейства галогенов, характеризовать химические вещества, составлять уравнения реакций, решать качественные и количественные задачи.

Оборудование: йодид калия, бромная вода, коллекция природных соединений галогенов.

Ход урока

I. Повторение и обобщение знаний.

1. Беседа по вопросам.

– Ответьте на вопросы, пользуясь Периодической таблицей, текстом § 50, а также таблицей 24 учебника (с. 171):

• Сравните строение атомов галогенов (состав и заряд ядра), строение и заполнение электронных оболочек. Какая особенность в строении атомов галогенов определяет их принадлежность к типичным неметаллам? Как меняется электроотрицательность галогенов с возрастанием относительных атомных масс?

• Сравните соединения галогенов. Какого вида химическая связь существует: а) в простых веществах, образованных галогенами; б) в их соединениях с водородом; в) в их соединениях с металлами? Чем объясняется наличие разного вида связи?

• Что общего и различного в строении атомов хлора и других галогенов? Что происходит с атомами хлора при реакции с металлами? Составьте уравнение реакции между хлором и магнием. Укажите окислитель и восстановитель.

2. Задания исследовательского характера *(по вариантам).*

Вариант I

– Познакомьтесь со схемой 21 (с. 169). Сделайте анализ нахождения галогенов в природе. Назовите самые распространённые соединения галогенов. Обратите внимание на содержание галогенов в земной коре. Встречаются ли галогены в природе в свободном состоянии? Объясните причину этого.

Постановка проблемного вопроса: «Как объяснить существование пресных и соленых водоемов на нашей планете?». *(Накопление в первоначально пресном океане хлоридов длится столько миллиардов лет, сколько существуют океаны.)*

Вариант II

– Прочитайте статью «Получение» (с. 170) и составьте опорный конспект по получению галогенов. Сделайте вывод о вытеснительной способности галогенов.

Примерный вариант опорного конспекта:

Фторид-ионы F^-	Можно окислить (получить свободный фтор) только в процессе электролиза
Хлорид-ионы Cl^-	Можно окислить не только в процессе электролиза, но и соединениями марганца, в которых содержатся Mn^{+4} или Mn^{+7}
Бромид-ионы Br^-	Можно окислить не только упомянутыми выше соединениями марганца, но и свободным хлором
Иодид-ионы I^-	Можно окислить не только упомянутыми выше соединениями марганца, но и свободным хлором, а также бромом

– Проведите лабораторный опыт 21 (с. 173) «Вытеснение галогенов друг другом из растворов их соединений». *(Вспомнить правила техники безопасности.)*

– На основе проделанных опытов поясните, в какой последовательности галогены вытесняют друг друга из соединений. Чем это можно объяснить? *(Более активные галогены способны вытеснять менее активные из их соединений. Это можно объяснить изменением способности к окислению в ряду ионов F^-, Cl^-, Br^-, I^-. Слабее всего удерживают избыточные электроны те ионы, радиус которых больше, то есть иодид-ионы I^-. Это подтверждается выполненным лабораторным опытом: по изменению цвета можно обнаружить выделение свободных брома и йода.)*

Вариант III

Пользуясь таблицей 24 и выданными образцами брома и йода, ответьте на вопросы:

• Как меняются температура кипения, окраска, растворимость галогенов в воде с увеличением порядкового номера? Проведите опыт: возгонка йода. *(Несколько кристалликов йода поместить в колбу объемом 2–4 литра. Отверстие колбы заткнуть комком ваты. Колбу осторожно нагревать над пламенем горелки. Колба наполняется густыми фиолетовыми парами. При охлаждении пары оседают на стенках колбы в виде блестящих кристаллов.)*

• Что такое возгонка и конденсация? *(Возгонка (!!) – переход вещества из твёрдого состояния (без плавления) в газообразное).)*

• Назовите области применения этих процессов. *(Для получения йода и других веществ в чистом виде.)*

Вариант IV

– Сравните химическую активность хлора и остальных галогенов на основе теории строения атомов и представлений об электроотрицательности (с. 139).

Вариант V

– Охарактеризуйте области применения галогенов (используйте текст учебника на с. 172, 163 и жизненный опыт).

II. Обобщение и закрепления знаний, умений, навыков.

Анализ наиболее типичных тестовых заданий контрольной работы.

Тест.

1. Выберите верный ответ.

• Элементы фтор, хлор, бром, йод и астат составляют группу галогенов. Какое из утверждений, относящихся к галогенам, неверно?

[1] Все галогены обладают внешней электронной конфигурацией ns^2np^5.

[2] Для всех галогенов характерна степень окисления –1.

[3] Астат радиоактивен, получен искусственно и в природе не встречается.

[4] Йод – наиболее электроотрицательный элемент Периодической системы.

(Галогены составляют 7А-группу Периодической системы, на их внешнем уровне находится 7 электронов; галогены составляют р-семейство, то есть у них заполняется р-подуровень, поэтому первое утверждение верно. До завершения внешнего слоя галогенам не хватает 1 электрона, который они принимают, приобретая степень окисления –1, поэтому второе утверждение тоже верно. Самым электроотрицательным

элементом является фтор (ЭО фтора по таблице Л. Поллинга равна 4,1), поэтому четвёртое утверждение неверно.)

2. Определите число молекул в 235,9 г хлора Cl_2:

1) $1{,}8 \cdot 10^{24}$; 2) $1{,}9 \cdot 10^{24}$; 3) $2{,}0 \cdot 10^{24}$; 4) $2{,}1 \cdot 10^{24}$.

Решение. В одном моле любого вещества содержится $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или ионов (вспомните *число Авогадро*).

$N = N_A \cdot \frac{m}{M}$, тогда $N = 6 \cdot 10^{23} \cdot 235{,}9$ г : 71 г/моль = $1{,}9 \cdot 10^{24}$ молекул. *(Правильный ответ: 2.)*

3. Определите массу 4,72 л хлора при н. у.

1) 13 г; 2)14 г; 3) 15 г; 4)16 г.

Решение. В равных объёмах любых газов при одинаковых условиях содержится одно и то же число молекул (вспомните *закон Авогадро*). Из закона Авогадро следует, что при н. у. (760 мм рт. ст., 0 °С) 1 моль любого газа занимает объём 22,4 л (молярный объём).

$m = \frac{V}{V_m} \cdot M$ = 4,72 л / 22,4 л/моль · 71 г/моль = 15 г. *(Правильный ответ: 3.)*

4. В 100 г воды растворили 25 г соли $CuSO_4$. Массовая доля $CuSO_4$ в полученном растворе равна:

1) 0,2; 2) 0,25; 3) 0,3; 4) 0,35.

Решение.

Масса всего раствора составит:

$m_{р\text{-}ра}$ = 100 г + 25 г = 125 г, следовательно, массовая доля $CuSO_4$ в растворе равна:

$w = m(CuSO_4) / m_{р\text{-}ра} = 25 : 125 = 0{,}2$.

$w(CuSO_4) = 0{,}2$. *(Правильный ответ: 1.)*

Домашнее задание: подготовиться к итоговой контрольной работе за курс 8 класса; обратить внимание на строение электронных оболочек атомов, изменение их свойств и свойств их соединений в зависимости от заряда ядра атома и R_a, особенности химических свойств классов неорганических соединений, решение расчётных задач по уравнениям и формулам.

Урок 67
ИТОГОВАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Цели: закрепить, углубить и выявить уровень усвоения знаний, умений и навыков за курс 8 класса.

Ход урока

Контрольная работа проводится в форме тестов (примерный вариант работы, можно использовать [7]).

1. Вещество:
1) спичка; 2) скрепка; 3) глина; 4) ножницы.

2. Физическое явление:
1) перегонка нефти;
2) синтез аммиака;
3) горение угля;
4) разложение перманганата калия.

3. Химическое явление:
1) вытягивание проволоки;
2) возгонка йода;
3) растворение соли в воде;
4) электролиз раствора соли.

4. Сложное вещество:
1) азот; 2) вода; 3) озон; 4) красный фосфор.

5. Полярная ковалентная связь имеется в молекуле:
1) CO_2; 2) KI; 3) F_2; 4) H_2.

6. Относительная молекулярная масса измеряется:

1) в граммах; 2) в а. е. м.;

3) в килограммах; 4) это безразмерная величина.

7. Определите число молекул в 69,77 г угарного газа *CO*:

1) $1{,}6 \cdot 10^{24}$; 2) $1{,}5 \cdot 10^{24}$;

3) $1{,}4 \cdot 10^{24}$; 4) $1{,}3 \cdot 10^{24}$.

8. Гантелеобразная форма характерна для:

1) s-орбиталей;

2) *f*-орбиталей;

3) d-орбиталей;

4) *p*-орбиталей.

9. Серной кислоте H_2SO_4 соответствует следующий оксид:

1) SO_2; 2) SO_3; 3) CO_2; 4) SIO_2.

10. Электронная конфигурация внешней оболочки хлора:

1) $3s^23p^7$; 2) $3s^23p^5$; 3) $3s^23p^3$; 4) $4s^24p^5$.

11. Число валентных электронов в атоме *As* равно:

1) 6; 2) 3; 3) 4; 4) 5.

12. Металлическая связь имеется в соединении:

1) *FeO*; 2) $FeCl_3$; 3) *Fe*; 4) $Fe(OH)_3$.

13. Реакция $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – это реакция:

1) соединения; 2) разложения;

3) замещения; 4) обмена.

14. Реагирует с раствором *HCl*, но не с раствором *NaOH*:

1) CrO_3; 2) SO_3; 3) N_2O; 4) *MgO*.

15. Определите массу 3,5 л оксида серы (IV) SO_2 при н. у.:

1) 8 г; 2) 10 г; 3) 12 г; 4) 14 г.

16. Нерастворимое основание – это:

1) *NaOH*; 2) $Fe(OH)_2$; 3) *KOH*; 4) $Ba(OH)_2$.

17. Гидроксиду марганца (II) $Mn(OH)_2$ соответствует следующий оксид:

1) MnO_3; 2) MnO_2; 3) Mn_2O_7; 4) *MnO*.

18. Определите массу воды, в которой надо растворить 25 г соли для получения раствора с массовой долей соли 10 %:

1) 275 г; 2) 250 г; 3) 225 г; 4) 200 г.

19. Молярный объем газа измеряется:

1) в литрах на моль;

2) в литрах;

3) в молях на литр;

4) в молях.

20. С возрастанием атомной массы у атомов галогенов:

1) увеличивается окислительная способность;

2) возрастает электроотрицательность;

3) увеличивается число валентных электронов;

4) увеличивается радиус атома.

21. Технический алюминий массой 15 г, содержащий в качестве примеси 3,57 % оксида алюминия, обработали избытком раствора соляной кислоты. Объем полученного газа (н. у.) равен:

1) 18,0 л; 2) 18,5 л; 3)19,0 л; 4) 19,5 л.

22. Соляная кислота будет реагировать со всеми веществами группы:

1) CuO, Cu, $Cu(OH)_2$, $NaNO_3$;

2) Ca, CaO, $Ca(OH)_2$, $CaBr_2$;

3) Mg, MgO, $Mg(OH)_2$, $AgNO_3$;

4) Fe, FeO, $FeSO_4$, $Fe(OH)_3$.

23. Соляная кислота не реагирует с:

1) $CuSO_4$; 2) CuO; 3) $Cu(OH)_2$; 4) $CuCO_3$.

24. Какое основание не разлагается при нагревании:

1) $Fe(OH)_3$; 2) KOH; 3) $Zn(OH)_2$; 4) $Cu(OH)_2$.

25. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

$Cu + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ равна:

1) 13; 2) 9; 3) 11; 4) 7.

26. Соль не может быть получена при взаимодействии:

1) металла с кислотой;

2) основания с солью;

3) оксида неметалла с водой;

4) кислотного оксида с основанием.

27. Раствор сульфата меди (II) реагирует с раствором:

1) $NaOH$; 2) HCl; 3) $AlCl_3$; 4) $NaNO_3$.

28. Степень окисления марганца равна +6 в соединении:

1) $KMnO_4$; 2) K_2MnO_4; 3) $Mn(OH)_2$; 4) MnO_2.

Ответы:

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
№ ответа	3	!	4	2	1	4	2	4	2	2	4	3	1	4
№ вопроса	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
№ ответа	2	2	4	3	1	4	1	3	1	2	4	3	1	2

Урок 68
АНАЛИЗ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Цель: коррекция знаний и умений за курс химии 8 класса.

Ход урока

Анализ учителем типичных ошибок.

Схема анализа контрольной работы

1. Всего учащихся в классе_____ .

2. Писали работу _____, из них на «5» ___, на «4» ___, на «3» ___, на «2» ___.

3. Не справились с тестом ___чел.

4. ***Не знают:***

• *химическую символику:* знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций _____ чел.;

• *химических понятий:* химический элемент, атом, молекула, A_r, M_r, моль, молярная масса ___ чел.;

• *основные законы химии:* сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон ___ чел.

Не умеют:

• *характеризовать* химические элементы на основе их положения в Периодической системе Д. И. Менделеева и особенностей строения их атомов _____ чел.;

• *характеризовать* химические свойства основных классов неорганических веществ _____ чел.;

• *определять* принадлежность веществ к определенному классу соединений ___ чел.;

• *определять* типы химических реакций, валентность и степень окисления элемента в соединениях ___ чел.;

• *определять* вид химической связи в соединениях ___ чел.;

• *составлять* формулы неорганических соединений изученных классов ___ чел.;

• *составлять* уравнения химических реакций ___ чел.;

• *вычислять* массовую долю вещества в растворе ___ чел.;

• *вычислять* количество вещества, объем или массу по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов реакции __ чел.;

Решение у доски заданий, вызвавших наибольшие затруднения у класса.

Учащимся, не справившимся с контрольной работой, дается другой вариант для решения дома.

ЛИТЕРАТУРА

1. *Азимов, А.* Краткая история химии / А. Азимов. – М. : Мир, 1983.

2. *Аликберова, Л. Ю.* Полезная химия : задачи и истории / Л. Ю. Аликберова. – М. : Дрофа, 2008.

3. *Боровских, Т. А.* Дидактические карточки-задания по химии. 8 класс / Т. А. Боровских. – М. : Экзамен, 2004.

4. *Гара, Н. Н.* Программы общеобразовательных учреждений. Химия. 8–9 кл., 10-11 кл. / Н. Н. Гара. – М. : Просвещение, 2008.

5. *Ковалевская, Н. Б.* Химия. 9 класс. В таблицах и схемах / Н. Б. Ковалевская. – М. : Издат-Школа XXI век, 2003.

6. *Кузьменко, Н. Е.* Химия. Тесты для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко. – М. : Экзамен, 2006.

7. *Рудзитис, Г. Е.* Химия. Неорганическая химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М. : Просвещение, 2009.

8. *Рыбников, А. В.* Опорные конспекты по неорганической химии за курс средней школы : справочное пособие / А. В. Рыбников. – М. : АРКТИ, 2002.

9. *Рябов, М. А.* Тесты по химии : 8 класс / М. А. Рябов, Е. Ю. Невская. – М. : Экзамен, 2004.

10. *Степин, Б. Д.* Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. – М. : Химия, 1994.

11. *Тикунова, И. В.* Химия : учебное пособие для учащихся общеобразовательных школ и классов с углубленным изучением химии / И. В. Тикунова [и др.]. – Белгород : Квант, 1993.

12. *Тикунова, И. В.* Школьный справочник по химии / И. В. Тикунова, В. А. Малеванный, Л. А. Дейнека. – М. : АРКТИ, 2002.

13. *Шаталов, М. А.* Обучение химии. Решение интегративных учебных проблем. 8–9 классы / М. А. Шаталов, Н. Е. Кузнецова. – М. : Вентана-Граф, 2006.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение 3

Тематическое планирование учебного материала в 8 классе (70 часов, 2 часа в неделю) 4

Тема 1. Первоначальные химические понятия 5

Урок 1. Химия как часть естествознания. Понятие о веществе 5

Урок 2. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Ознакомление с лабораторным оборудованием (практическая работа № 1) 8

Урок 3. Чистые вещества и смеси. Способы разделения смесей 9

Урок 4. Очистка загрязненной поваренной соли (практическая работа № 2) 11

Урок 5. Физические и химические явления 12

Урок 6. Атомы и молекулы. Атомно-молекулярное учение. Вещества молекулярного и немолекулярного строения 14

Урок 7. Простые и сложные вещества. Химический элемент 17

Урок 8. Язык химии. Знаки химических элементов. Относительная атомная масса 21

Урок 9. Закон постоянства состава веществ 23

Урок 10. Относительная молекулярная масса. Химические формулы 25

Урок 11. Массовая доля химического элемента в соединении 27

Урок 12. Валентность химических элементов. Составление химических формул по валентности 30

Урок 13. Валентность химических элементов. Составление химических формул по валентности (самостоятельная работа) 32

Урок 14. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения 33

Урок 15. Классификация химических реакций по числу и составу исходных и полученных веществ 36

Урок 16. Моль – единица количества вещества. Молярная масса 38

Урок 17. Решение расчетных задач по химическим уравнениям реакций 39

Урок 18. Контрольная работа по теме «Первоначальные химические понятия» 42
Тема 2. Кислород 46
Урок 19. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе. Получение кислорода и его физические свойства 46
Урок 20. Химические свойства кислорода. Оксиды. Применение. Круговорот кислорода в природе 47
Урок 21. Получение и свойства кислорода (практическая работа № 3) 50
Урок 22. Воздух и его состав. Защита атмосферного воздуха от загрязнения 51
Урок 23. Горение и медленное окисление. Тепловой эффект химических реакций 53
Тема 3. Водород 58
Урок 24. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе. Получение водорода и его физические свойства 58
Урок 25. Химические свойства водорода. Применение 61
Урок 26. Повторение и обобщение по темам «Кислород», «Водород» 65
Тема 4. Растворы. Вода 68
Урок 27. Вода – растворитель. Растворы. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Растворимость веществ в воде 68
Урок 28. Концентрация растворов. Массовая доля растворенного вещества 73
Урок 29. Приготовление растворов солей с определенной массовой долей растворенного вещества (практическая работа № 4) 77
Урок 30. Вода. Методы определения состава воды – анализ и синтез. Вода в природе и способы ее очистки 79
Урок 31. Физические и химические свойства воды. Круговорот воды в природе 82
Урок 32. Контрольная работа по темам «Кислород», «Водород», «Вода. Растворы» 87
Тема 5. Основные классы неорганических соединений 89
Урок 33. Оксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства оксидов. Получение. Применение (урок-исследование) 89

Урок 34. Основания. Классификация. Номенклатура. Получение (урок-исследование) 93
Урок 35. Физические и химические свойства оснований. Реакция нейтрализации (урок-исследование) 97
Урок 36. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Физические и химические свойства кислот 101
Урок 37. Соли. Классификация. Номенклатура. Способы получения солей 104
Урок 38. Физические и химические свойства солей 108
Урок 39. Решение экспериментальных задач по теме «Основные классы неорганических соединений» (практическая работа № 5) 112
Урок 40. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений. Подготовка к контрольной работе 113
Урок 41. Контрольная работа по теме «Основные классы неорганических соединений» (тесты) 116
Тема 6. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома 119
Урок 42. Классификация химических элементов. Амфотерные соединения 119
Урок 43. Периодический закон Д. И. Менделеева 123
Урок 44. Периодическая таблица химических элементов. Группы и периоды 125
Урок 45. Строение атома. Состав атомных ядер. Изотопы. Химический элемент – вид атомов с одинаковым зарядом ядра 128
Урок 46. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона 132
Урок 47. Состояние электронов в атомах. Периодическое изменение свойств химических элементов в периодах и главных подгруппах 134
Урок 48. Значение периодического закона. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева 137
Урок 49. Повторение и обобщение по теме 139

Тема 7. Строение веществ. Химическая связь 141
Урок 50. Электроотрицательность химических элементов 141
Урок 51. Ковалентная связь 144
Урок 52. Полярная и неполярная ковалентные связи 146
Урок 53. Ионная связь 149
Урок 54. Кристаллические решетки 153
Урок 55. Валентность и степень окисления. Правила определения степеней окисления элементов 156
Урок 56. Окислительно-восстановительные реакции 160
Урок 57. Повторение и обобщение по темам «Периодический закон», «Строение веществ. Химическая связь» 162
Урок 58. Контрольная работа по темам «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома, «Строение веществ. Химическая связь» 164
Тема 8. Закон Авогадро. Молярный объем газов 167
Урок 59. Закон Авогадро. Молярный объем газов 167
Урок 60. Относительная плотность газов 170
Урок 61. Объемные отношения газов при химических реакциях .. 172
Тема 9. Галогены 174
Урок 62. Положение галогенов в Периодической таблице и строение их атомов. Хлор. Физические и химические свойства хлора. Применение 174
Урок 63. Хлороводород. Получение. Физические свойства 180
Урок 64. Соляная кислота и ее соли 183
Урок 65. Получение соляной кислоты и ее свойства (практическая работа № 6) 187
Урок 66. Сравнительная характеристика галогенов. Подготовка к итоговой контрольной работе 189
Урок 67. Итоговая контрольная работа 194
Урок 68. Анализ контрольной работы 197
Литература 199

Охраняется законом об авторском праве. Воспроизведение всего пособия или любой его части, а также реализация тиража запрещаются без письменного разрешения издателя. Любые попытки нарушения закона будут преследоваться в судебном порядке.

Приглашаем к сотрудничеству
учителей, методистов и других специалистов в области образования для поиска и рекомендации к публикации интересных материалов, разработок, проектов по учебной и воспитательной работе. Издательство «Учитель» выплачивает вознаграждение за работу по поиску материала. Издательство также приглашает к сотрудничеству авторов и гарантирует им выплату гонораров за предоставленные работы.

E-mail: metod-uch@bk.ru
Телефон: (8442) 45-41-43; 66-17-39
Подробности см. на сайте издательства «Учитель»: www.uchitel-izd.ru

ХИМИЯ

8 класс

Поурочные планы
по учебнику Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана

Автор-составитель
Марина Викторовна Князева

Ответственные за выпуск
Л. Е. Гринин, А. В. Перепёлкина
Редактор **А. В. Перепёлкина**
Редакторы-методисты **Л. В. Голубева, Г. П. Попова**
Выпускающий редактор **Н. Е. Волкова-Алексеева**
Технический редактор **Л. В. Иванова**
Редактор-корректор **Н. И. Березнева**
Компьютерная верстка **М. И. Кухаревой**

Издательство «Учитель»
400067, г. Волгоград, ул. Кирова, 122

Если Вы напишете по адресу: **400067, г. Волгоград, ул. Кирова, 122, издательство «Учитель»** или позвоните по телефону: **код (8442) 42-24-79, 42-20-63,** Вам будет выслан полный каталог пособий и книг издательства «Учитель». **Адрес электронной почты (E-mail): uchitel@avtlg.ru**

По вопросам оптовых поставок обращаться по тел.:
42-03-92, 42-40-12, 42-25-58

Подписано в печать 02.08.10. Формат 60 × 84/16.
Бумага газетная. Гарнитура Тип Таймс. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 11,85. Тираж 7 500 экз. (1-й з-д 1–2 500). Заказ № 1091.

Отпечатано с оригинал-макета в ОАО «Калачевская типография».
404507, Волгоградская обл., г. Калач-на-Дону, ул. Кравченко, 7.

98д

Для преподавателей химии, работающих по учебнику Г. Е. Рудзитиса

Издательство «Учитель»

ИНТЕРНЕТ-МАГАЗИН
учебно-методической литературы
WWW.UCHMAG.RU

САЙТ WWW.UCHITEL-IZD.RU