Уважаемые учителя!

Данное пособие призвано помочь организовать работу с учебно-методическим комплексом (УМК)[1], разработанным коллективом преподавателей химического факультета Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова. Методическое пособие написано в соответствии с рабочей программой[2], созданной вышеупомянутым авторским коллективом.

В первой части пособия представлено поурочное планирование изучения материала, во второй — методические рекомендации к каждому уроку, использующие подходы к обучению химии в свете Федерального государственного образовательного стандарта (ФГОС) основного общего образования: активное использование современных средств обучения, проведение уроков с ориентацией на достижение личностных и метапредметных результатов обучения, организация проектной деятельности.

Основываясь на собственном педагогическом опыте, авторы считают целесообразным в начале или в конце некоторых уроков проводить краткую проверочную работу, протяжённостью не более 5 мин. Проведение этой работы позволяет организовать учащихся и подготовить их к восприятию нового материала. Темы и содержание проверочных ра-

[1] См.: Химия. 8 класс / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин. — М.: Дрофа, 2011; Химия. 8 класс: рабочая тетрадь к учебнику В. В. Еремина и др. «Химия. 8 класс» / В. В. Еремин, А. А. Дроздов, Г. А. Шипарева. — М.: Дрофа, 2010.

[2] См.: Рабочие программы. Химия. 7—9 классы: Учебно-методическое пособие/сост. Т. Д. Гамбурцева. — М.: Дрофа, 2012.

бот обсуждаются в методических указаниях к урокам.

Многие из вас имеют свою, выработанную годами систему преподавания. Методические рекомендации адресованы в основном учителям с небольшим педагогическим опытом, которые используют наш УМК.

Химия, как известно, это наука, изучающая вещества. Поэтому на первых уроках главную задачу учителя мы видим в ознакомлении учащихся с миром веществ. На этом этапе важно заинтересовать учащегося, обращаясь к любознательности подростка, его желанию посмотреть и подержать в руках новые для него вещи и предметы. На наш взгляд, интерес к химии гаснет оттого, что во многих программах авторы уже на первых уроках обращаются к абстрактному понятию о количестве вещества и расчётам по химическим уравнениям, суть которых пока учащимся не ясна. Поэтому мы перенесли эти разделы курса химии в начало 9 класса, когда школьники уже познакомились с миром веществ и их превращений, способны воспринимать уравнения реакций не как абстрактные схемы, но видеть за ними реальные химические процессы, которые они наблюдали на уроках или проводили самостоятельно.

Авторы помнят слова поэта: «нет в мире совершенства» — и прекрасно понимают, что любой труд не лишён недостатков. Мы с радостью ознакомимся с вашими отзывами, пожеланиями и рекомендациями. Присылайте их по адресу: 119992, г. Москва, Ленинские горы, дом 1, строение 3, МГУ им. М. В. Ломоносова, химический факультет, на имя авторов с указанием на конверте «Учебник «Химия-8» или по электронной почте: vadim@educ.chem.msu.ru, drozdov@inorg.chem.msu.ru.

*Желаем вам больших творческих успехов в преподавании химии!*

## ПОУРОЧНОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Ниже представлено распределение материала из расчёта двух уроков химии в неделю — всего 68 часов (табл. 1) и трёх уроков химии в неделю — всего 105 часов (табл. 2 на с. 33).

*Таблица 1*

### Поурочное тематическое планирование учебного материала 8 класса

(*68 часов, из них 3 часа резервного времени, 2 часа в неделю*)

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | Предмет химии | Место химии среди естественных наук | **Д1.** Нагревание и горение парафина. **Д2.** Получение гидроксида меди(II) и его взаимодействие с глюкозой на холоду и при нагревании | Понимать место химии среди естественных наук | | Введение |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **Тема 1.** Первоначальные химические понятия | | | | | | |
| 2 | Вещества | Вещество, тело, физические свойства, агрегатные состояния вещества | **Д3.** Образцы тел и веществ. **Л1.** Изучение свойств веществ | Различать понятия «вещество» и «тело», давать характеристику данного вещества | | § 1, 2 |
| 3 | Практическая работа 1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории. | Химическая посуда, приёмы нагревания веществ, пламя, правила работы в химической лаборатории, первая помощь при | | Знать различную химическую посуду, уметь нагревать вещества на пламени спиртовки, знать строение пламени, правила безопасного обращения с веществами, уметь зажигать и тушить | Физические свойства веществ | § 3, правила работы в химической лаборатории (с. 230), практическая работа 1 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | Знакомство с лабораторным оборудованием | ожогах и порезах | | спиртовку, перемешивать жидкости в пробирке, пользоваться лабораторным штативом | | |
| 4 | Индивидуальные вещества и смеси | Однородные и неоднородные смеси, чистые вещества, отстаивание, фильтрование, выпаривание | **Д4.** Разделение смеси речного песка и угля отстаиванием. **Д5.** Разделение смеси воды и масла на делительной воронке. **Д6.** Фильтрование. **Д7.** Разделение смеси железа и серы магнитом. **Л2.** Разделение смеси | Понимать различие между индивидуальным веществом и смесью, приводить примеры смесей из повседневной жизни, знать способы разделения смесей | Вещество, правила пользования химической посудой | § 4, 5 |
| 5 | Практическая работа 2. Очистка загрязнённой поваренной соли | | | Освоить на практике приёмы приготовления раствора, фильтрования, выпаривания, уметь готовить фильтр из фильтровальной бумаги | Однородные и неоднородные смеси, способы разделения смесей | Практическая работа 2 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 6 | Физические и химические явления | Физические и химические явления, химические реакции, признаки химических реакций | **Д8.** Испарение и конденсация этилового спирта.<br>**Д9.** Обугливание сахара.<br>**Д10.** Изменение окраски индикатора (фенолфталеин, тимолфталеин, тимоловый синий).<br>**Д11.** Гашение соды кислотой.<br>**Д12.** Помутнение известковой воды.<br>**Д13.** Взаимодействие железа с серой.<br>**Л3.** Физические явления и химические реакции | Уметь отличать химические явления от физических, знать признаки химических реакций, знать принцип действия кислотного огнетушителя | Агрегатные состояния веществ | § 6 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 7 | Атомы. Химические элементы | Химический элемент, атом, распространённость химических элементов | | Знать, что атомы химически неделимы, выучить названия и символы важнейших химических элементов | Представление об атомах из курса физики | § 7 |
| 8 | Молекулы. Атомно-молекулярная теория | Молекула, химическая формула, вещества молекулярного и немолекулярного строения | **Д14.** Модели некоторых простых молекул (вода, углекислый газ, кислород, водород) | Уметь формулировать важнейшие положения атомно-молекулярной теории, понимать, что не все вещества состоят из молекул, уметь записывать формулы химических веществ | Названия и символы химических элементов | § 8 |
| 9 | Закон постоянства состава веществ молекулярного строения | Закон постоянства состава, качественный и количественный состав вещества | **Д15.** Окрашенные кристаллы сильвина или сильвинита | Уметь формулировать закон постоянства состава, понимать, что химическая формула выражает качественный и количественный состав вещества | Чистые вещества и смеси, химическая формула, вещества молекулярного и немолекулярного строения | § 9 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 10 | Классификация веществ. Простые и сложные вещества | Простые и сложные вещества, металлы, неметаллы, неорганические и органические вещества | **Л4.** Ознакомление с образцами простых и сложных веществ | Понимать различие между простыми и сложными веществами, отличать органические вещества от неорганических | Чистые вещества и смеси, химический элемент, символы химических элементов | § 10 |
| 11 | Относительная атомная и молекулярная массы | Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, качественный и количественный состав вещества | | Проводить расчёт относительных молекулярных масс веществ, характеризовать качественный и количественный состав вещества по его химической формуле | Простые и сложные вещества, химический элемент | § 11 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 12 | Массовая доля химического элемента | Массовая доля химического элемента | | Проводить расчёт массовой доли химического элемента в соединении | Химический элемент, качественный и количественный состав вещества | § 11 |
| 13 | Закон сохранения массы веществ | Закон сохранения массы веществ, уравнение химической реакции, коэффициент, расстановка коэффициентов | **Д16.** Горение метана как пример химической реакции | Формулировать закон сохранения массы веществ, составлять уравнения реакций, осознавать роль М. В. Ломоносова в развитии отечественной науки | Химическая формула, закон сохранения энергии | § 12 |
| 14 | Типы химических реакций | Классификация химических реакций, реакции соединения, разложения, замещения, обмена | **Д17.** Горение магния.<br>**Л5.** Окисление медной пластинки (проволоки).<br>**Л6.** Разложение малахита.<br>**Л7.** Взаимодействие железа с раствором медного купороса | Классифицировать реакции на четыре известных типа | Составление уравнений химических реакций, расстановка коэффициентов | § 13 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 15 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Первоначальные химические понятия» | Химия как наука о веществах, их свойствах и превращениях | | | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций, классификация химических реакций, расчёт массовой доли элемента в соединении | Самое важное в главе 1 |
| 16 | Контрольная работа 1 | | | | | |

| Тема 2. Кислород. Водород. Вода. Растворы | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 17 | Кислород как химический элемент и простое вещество | Распространённость кислорода в земной коре, физические свойства кислорода, озон | **Д18.** Образование озона при действии на пероксид бария охлаждённой серной кислотой | Описывать физические свойства кислорода и озона, характеризовать распространённость кислорода в земной коре | Различие понятий «химический элемент» и «простое вещество» | § 14 |
| 18 | Получение и химические свойства кислорода | Методы получения кислорода в лаборатории. Химические свойства кислорода | **Д19.** Наполнение газометра кислородом. **Д20.** Горение в кислороде угля, серы, фосфора, железа. **Л8.** Получение кислорода разложением пероксида водорода | Описывать химические свойства кислорода | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций, различие физических и химических свойств | § 15, 16 |
| 19 | Практическая работа 3. Получение кислорода и изучение его свойств | Получение кислорода и изучение его свойств | | Знать лабораторный метод получения кислорода, уметь собирать прибор, проверять его на герметичность | Названия и назначение химической посуды, правила техники безопасности при работе в лаборатории | |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 20 | Валентность | Валентность. Составление формул по валентности | **Д21.** Модели молекул воды, углекислого газа, водорода, кислорода, метана, аммиака | Знать определение валентности, уметь составлять формулы по валентности | Химическая формула | § 17 |
| 21 | Воздух | Воздух как пример газовой смеси. Состав воздуха, медленное окисление | **Д22.** Определение состава воздуха сжиганием фосфора под колоколом | Знать состав воздуха, понимать, какая его часть поддерживает горение, понимать суть процесса медленного окисления | Смеси и индивидуальные вещества, кислород как окислитель | § 18 |
| 22 | Горение веществ на воздухе | Горение на воздухе простых и сложных веществ, температура воспламенения | **Д23.** Горение спирта и способы тушения пламени | Уметь объяснять значение термина «температура воспламенения», знать правила тушения пламени | Составление формул по валентности, составление уравнений | § 19 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | химических реакций и расстановка коэффициентов | |
| 23 | Применение кислорода | Получение кислорода в промышленности и его применение | | Уметь сравнивать способы получения кислорода в лаборатории и промышленности, связывать свойства кислорода с областями его применения | Разделение смесей, физические и химические свойства кислорода, получение кислорода в лаборатории | § 20 |
| 24 | Водород | Водород как химический элемент и простое вещество | **Д24.** Вытеснение водородом воздуха. **Д25.** Переливание водорода | Уметь описывать физические свойства водорода, сопоставлять их со свойствами кислорода | Простое вещество и химический элемент, распространённость химических элементов, физические свойства | § 21 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 25 | Получение водорода | Получение водорода в лаборатории, ряд активности металлов | **Д26.** Получение водорода в приборе Кирюшкина и аппарате Киппа.<br>**Л9.** Взаимодействие кислот с металлами | Знать метод получения водорода действием кислот на металлы, иметь первоначальное представление о ряде активности металлов | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций | § 22 |
| 26 | Химические свойства водорода | Химические свойства водорода.<br>Водород — восстановитель | **Д27.** Проверка водорода на чистоту.<br>**Д28.** Горение водорода.<br>**Л10.** Получение водорода и изучение его свойств.<br>**Л11.** Восстановление оксида меди(II) водородом | Знать химические свойства водорода, сравнивать их с химическими свойствами кислорода, уметь проверять водород на чистоту | Составление уравнений химических реакций, отличие химических свойств от физических | § 23 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 27 | Применение водорода | Применение водорода и получение его в промышленности | **Д29.** Коллекция «Топливо» | Знать методы получения водорода в промышленности, уметь сопоставлять свойства водорода с областями его применения | Физические и химические свойства водорода | § 24 |
| 28 | Кислоты | Состав кислот, классификация кислот, индикаторы, действие кислот на металлы | **Д30.** Образцы неорганических и органических кислот. **Д31.** Действие кислот на индикаторы. **Д32.** Склянки с концентрированной соляной и серной кислотами. **Л12.** Ознакомление со свойствами соляной и серной кислот | Уметь давать определение класса кислот, классифицировать кислоты по наличию в них кислорода и по основности, знать общие свойства кислот | Составление формул по валентности, классификация веществ | § 25 |
| 29 | Соли | Составление формул и названий солей, кристаллогидраты | **Д33.** Образцы различных солей. **Д34.** Обезвоживание медного купороса | Уметь давать определение класса солей, составлять формулы и названия солей | Валентность, кислоты | § 26 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 30 | Кислотные оксиды | Кислотные оксиды как ангидриды кислот | **Д35.** Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. **Д36.** Нагревание конца стеклянной палочки, опущенной в серную кислоту (под тягой) | Знать, какой кислотный оксид соответствует какой кислоте | Кислоты | § 27 |
| 31 | Вода | Вода в природе, физические свойства, дистиллированная вода, минеральная вода, очистка питьевой воды, гигроскопичность | **Д37.** Перегонка воды | Уметь описывать физические свойства воды, понимать отличие дистиллированной воды от водопроводной, понимать необходимость бережного отношения к воде | Физические свойства веществ | § 28 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 32 | Растворы | Растворимость веществ в воде, насыщенный и ненасыщенный растворы, растворение как физико-химический процесс | **Д38.** Растворение окрашенной соли (медного купороса, хлорида никеля, перманганата калия) в воде. **Д39.** «Золотой дождь». **Л13.** Растворимость твёрдых веществ в воде | Знать классификацию веществ по растворимости, уметь пользоваться таблицей растворимости и кривыми растворимости | Смеси и химические соединения, названия и физические свойства солей | § 29 |
| 33 | Массовая доля растворённого вещества | Приготовление растворов. Массовая доля растворённого вещества | **Д40.** Растворы медного купороса с различной массовой долей соли | Уметь рассчитывать массовую долю растворённого вещества | Массовая доля элемента в соединении, растворимость веществ в воде | § 31 |
| 34 | Практическая работа 4. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества | Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества | | Уметь готовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества | Пользование лабораторной посудой, расчёт массовой доли растворённого вещества | |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 35 | Химические свойства воды | Взаимодействие воды с оксидами, активными металлами, электролиз | **Д41.** Электролиз водного раствора сульфата натрия. **Д42.** Взаимодействие натрия с водой. **Д43.** Гашение извести | Уметь описывать химические свойства воды, её взаимодействие с активными металлами и их оксидами, разложение током, знать определение термина «электролиз» | Физические свойства воды, валентность, расстановка коэффициентов в уравнениях реакций | § 33 |
| 36 | Основания | Классификация оснований. Щёлочи. Окраска индикаторов в растворах щелочей | **Д44.** Образцы оснований, известковая вода и известковое молоко. **Д45.** Гигроскопичность твёрдого гидроксида натрия. **Л15.** Ознакомление | Давать определение класса оснований, уметь составлять формулы оснований по валентности, знать классификацию оснований, уметь | Валентность, классификация веществ, индикаторы, гигроскопичность | § 34 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | со свойствами щелочей.<br>**Л16.** Дегидратация гидроксида меди(II) | определять в растворе щелочную среду при помощи индикаторов | | |
| 37 | Повторительно-обобщающий урок | Обобщение сведений о свойствах кислорода, водорода, оксидов, кислот, оснований | | Уметь классифицировать неорганические вещества | Валентность, составление формул по валентности, физические, химические свойства и методы получения водорода и кислорода, классы неорганических веществ | |
| 38 | Контрольная работа 2 | | | | | |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **Тема 3.** Основные классы неорганических соединений | | | | | | |
| 39 | Оксиды | Классификация оксидов, их химические свойства и методы синтеза, индифферентные и солеобразующие оксиды | **Д46.** Образцы оксидов. **Л17.** Ознакомление с образцами оксидов | Знать методы синтеза оксидов и характер их взаимодействия с водой | Кислотные и осно́вные оксиды | § 35, приложение 2 учебника |
| 40 | Реакция нейтрализации | Реакция нейтрализации, кислые и осно́вные соли | **Д47.** Реакция нейтрализации (опыт с бюреткой). **Л18.** Реакция нейтрализации (в пробирках) | Понимать сущность реакции нейтрализации как процесса взаимодействия кислоты и щёлочи, уметь составлять формулы кислых солей | Реакции обмена, кислоты и основания, индикаторы, составление формул солей | § 36, приложение 2 учебника |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 41 | Взаимодействие оксидов с кислотами, основаниями и друг с другом | Взаимодействие оксидов с кислотами и щелочами | **Л19.** Взаимодействие основ́ных оксидов с кислотами | Понимать единую сущность реакции нейтрализации и реакций оксидов с кислотами, щелочами и друг с другом | Реакции обмена, реакция нейтрализации, классификация оксидов | § 36, приложение 2 учебника |
| 42 | Условия протекания реакций обмена в водных растворах | Реакции обмена в водных растворах и условия их протекания | **Л20.** Реакции обмена в водных растворах | Уметь формулировать условия протекания реакций обмена в водных растворах | Реакции обмена, реакция нейтрализации, признаки химических реакций | § 37 |
| 43 | Свойства кислот | Изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, оксидами, основаниями, солями | **Д48.** Свойства кислот | Уметь формулировать общие химические свойства кислот | Кислоты, индикаторы, ряд напряжений металлов, реакции обмена и условия их протекания | § 25, 36, 37, приложение 3 учебника |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 44 | Свойства оснований | Изменение окраски индикаторов, взаимодействие с оксидами, кислотами, солями | **Д49.** Свойства оснований | Уметь формулировать общие химические свойства оснований | Основания, индикаторы, реакции обмена и условия их протекания | § 34, 36, 37, приложение 4 учебника |
| 45 | Свойства солей | Взаимодействие с кислотами, щелочами, друг с другом | **Д50.** Свойства солей | Уметь формулировать общие химические свойства солей | Соли, классификация солей, реакции обмена и условия их протекания, реакции солей с металлами | § 26, 36, 37, приложение 4 учебника |
| 46 | Генетическая связь между | Генетическая связь между различными | **Д51.** Иллюстрация генетического ряда фосфора (горение на | Понимать общие закономерности генетической связи | Химические свойства важ- | § 38 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | важнейшими классами неорганических веществ | классами неорганических веществ | воздухе, гидратация, нейтрализация) | между веществами различных классов | нейших классов неорганических веществ | |
| 47 | Решение задач на тему «Генетическая связь» | | | Уметь записывать уравнения реакций, иллюстрирующих «цепочки» химических превращений, выбирать метод синтеза заданного вещества | Генетическая связь | § 38 |
| 48 | Практическая работа 5. Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений» | Осуществление химических превращений, иллюстрирующих генетическую связь | | Уметь осуществлять на практике химические превращения веществ различных классов, иллюстрирующие генетическую связь | Генетическая связь | |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 49 | Контрольная работа 3 | | | | | |
| **Тема 4.** Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома. Химическая связь. Строение вещества | | | | | | |
| 50 | Первые попытки классификации элементов | Семейства щелочных металлов, галогенов, инертных газов | **Д52.** Коллекции галогенов, халькогенов, щелочных и щёлочноземельных металлов | Уметь определять принадлежность элемента к тому или иному семейству, знать важнейшие свойства элементов, входящих в семейства щелочных металлов и галогенов | Металлы и неметаллы | § 39 |
| 51 | Амфотерность | Понятие об амфотерности на примере | **Д53.** Получение гидроксидов цинка и меди, их отноше- | Знать определение амфотерности, приводить приме- | Химические свойства кис- | § 40, приложение 5 учебника |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | бериллия и алюминия | ние к кислотам и основаниям. **Л21.** Получение гидроксида цинка и изучение его свойств | ры амфотерных соединений, уметь описывать их отношение к кислотам и щелочам | лотных и основ́ных оксидов, кислот и оснований | |
| 52 | Периодический закон Д. И. Менделеева | Формулировка периодического закона, данная Д. И. Менделеевым | | Формулировать периодический закон Д. И. Менделеева (историческая формулировка), понимать фундаментальность периодического закона | Группы элементов со сходными свойствами (щелочные металлы, галогены, инертные газы) | § 41 |
| 53 | Периодическая система элементов | Структура периодической таблицы, изменение свойств в группах и периодах | | Различать группы и периоды, главные и побочные подгруппы, малые и большие периоды, понимать закономерности изменения свойств элементов в группах и периодах | Периодический закон Д. И. Менделеева | § 42 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 54 | Характеристика элемента по его положению в Периодической системе | Предсказание свойств элементов, жизнь и деятельность Д. И. Менделеева | | Уметь давать характеристику элемента по его положению в периодической таблице, понимать сущность научного подвига Д. И. Менделеева по предсказанию свойств еще неоткрытых элементов | Периодический закон и Периодическая система элементов | § 43 |
| 55 | Ядро атома. Изотопы | Строение атомного ядра. Массовое число. Изотопы. Радиоактивность | | Уметь определять число протонов, нейтронов и электронов в конкретном атоме (нуклиде), понимать фундаментальный | Относительная атомная масса. Строение атома | § 44, 45 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | смысл порядкового номера элемента, давать современную формулировку периодического закона, понимать смысл термина «радиоактивность» | | |
| 56 | Строение электронных оболочек атомов | Понятие о волновых свойствах электрона. Орбитали | | Иметь представление о волновых свойствах электрона, атомных орбиталях | Строение атома | § 46 |
| 57 | Составление электронных конфигураций элементов | Составление электронных конфигураций элементов первых трёх периодов, валентные электроны | | Уметь описывать электронное строение атомов элементов первых трёх периодов | Атомная орбиталь, Периодическая система | § 47 |

*Продолжение табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 58 | Изменение свойств в группах и периодах. Электроотрицательность | Изменение радиуса атома, электроотрицательности, металлических свойств, электронные аналоги | | Уметь предсказывать изменение различных свойств в периодах и группах Периодической системы | Электронное строение атома | § 48 |
| 59 | Химическая связь. Ковалентная связь | Понятие о ковалентной связи | | Понимать электростатическую природу химической связи | Электроотрицательность | § 49, 50 |
| 60 | Свойства ковалентной связи | Полярная и неполярная связь, кратность связи, | **Д54.** Модели молекул. **Л22.** Составление моделей молекул. | Понимать механизм образования ковалентной связи, знать её свойства | Химическая связь, электроотри- | § 51 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | направленность связи | **Д55.** Вещества с ковалентными связями | | цательность | |
| 61 | Ионная связь | Ионная связь, координационное число | **Д56.** Кристаллическая решётка хлорида натрия | Понимать механизм образования ионной связи, приводить примеры ионных соединений | Химическая связь, электроотрицательность, важнейшие классы неорганических соединений | § 52, 53 |
| 62 | Валентность и степень окисления | Различие между валентностью и степенью окисления | | Понимать отличие валентности и степени окисления, уметь определять степени окисления в бинарных соединениях | Составление формул по валентности, электроотрицательность, ковалентная и ионная связь | § 54 |

*Окончание табл. 1*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 63 | Твёрдые вещества | Кристаллические и аморфные вещества. Типы кристаллических решёток | **Л23.** Возгонка иода.<br>**Д58.** Примеры веществ с ионными, атомными и молекулярными решётками.<br>**Д59.** Модели кристаллических решёток | Соотносить свойства твердых веществ с видом химической связи и типом кристаллической решётки | Важнейшие классы неорганических соединений, химическая связь | § 55 |
| 64 | Повторительно-обобщающий урок | | | | | |
| 65 | Итоговая контрольная работа 4 | | | | | |

*Таблица 2*

## Поурочное планирование учебного материала 8 класса

(*102 часа, из них 3 часа резервного времени, 3 часа в неделю*)

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | Предмет химии | Место химии среди естественных наук | **Д1.** Нагревание и горение парафина. **Д2.** Получение гидроксида меди(II) и его взаимодействие с глюкозой на холоду и при нагревании | Понимать место химии среди естественных наук | | Введение |
| **Тема 1.** Первоначальные химические понятия | | | | | | |
| 2 | Вещества | Вещество, тело, физические свойства | **Д3.** Образцы тел и веществ. **Л1.** Изучение свойств веществ | Различать понятия «вещество» и «тело», давать характеристику данного вещества | | § 1 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 3 | Агрегатные состояния вещества | Агрегатные состояния вещества | **Д4.** Переходы веществ из одного агрегатного состояния в другое (плавление олова, возгонка иода) | Понимать, что вещество может находиться в различных агрегатных состояниях | Вещество и тело | § 2 |
| 4 | Практическая работа 1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабо- | Химическая посуда, приёмы нагревания веществ, пламя, правила работы в химической лаборатории, первая помощь при ожогах и порезах | | Знать различную химическую посуду, уметь нагревать вещества на пламени спиртовки, знать строение пламени, правила безопасного обращения с веществами, уметь зажигать и тушить спиртовку, пере- | Физические свойства веществ | § 3, правила работы в химической лаборатории (с. 230), практическая работа 1 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | раторным оборудованием | | | мешивать жидкости в пробирке, пользоваться лабораторным штативом | | |
| 5 | Индивидуальные вещества и смеси | Однородные и неоднородные смеси, чистые вещества | **Д5.** Примеры индивидуальных веществ (вода, кварц, слюда, полевой шпат) и смесей (однородной — лимонад, неоднородной — гранит) | Понимать различие между индивидуальным веществом и смесью, приводить примеры смесей из повседневной жизни | Вещество, правила пользования химической посудой | § 4, 5 |
| 6 | Методы разделения смесей | Отстаивание, фильтрование, выпаривание | **Д6.** Разделение смеси речного песка и угля отстаиванием.<br>**Д7.** Разделение смеси воды и масла на делительной воронке.<br>**Д8.** Фильтрование.<br>**Д9.** Разделение смеси железа и серы магнитом.<br>**Л2.** Разделение смеси | Знать способы разделения смесей | Индивидуальные вещества и смеси | § 5 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 7 | Практическая работа 2. Очистка загрязнённой поваренной соли | | | Освоить на практике приёмы приготовления раствора, фильтрования, выпаривания, уметь готовить фильтр из фильтровальной бумаги | Однородные и неоднородные смеси, способы разделения смесей | Практическая работа 2 |
| 8 | Физические и химические явления | Физические и химические явления, химические реакции, признаки химических реакций | **Д10.** Испарение и конденсация этилового спирта.<br>**Д11.** Обугливание сахара.<br>**Д12.** Изменение окраски индикатора (фенолфталеин, тимолфталеин, тимоловый синий).<br>**Д13.** Гашение соды кислотой. | Уметь отличать химические явления от физических, знать признаки химических реакций, знать принцип действия кислотного огнетушителя | Агрегатные состояния веществ | § 6 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | **Д14.** Помутнение известковой воды. **Д15.** Взаимодействие железа с серой. **Л3.** Физические явления и химические реакции | | | |
| 9 | Атомы. Химические элементы | Химический элемент, атом, распространённость химических элементов | | Знать, что атомы химически неделимы, выучить названия и символы важнейших химических элементов | Представление об атомах из курса физики | § 7 |
| 10 | Молекулы. Атомно-молекулярная теория | Молекула, химическая формула, вещества молекулярного и немолекулярного строения | **Д16.** Модели некоторых простых молекул (вода, углекислый газ, кислород, водород) | Уметь формулировать важнейшие положения атомно-молекулярной теории, понимать, что не все вещества состоят из молекул, уметь записывать формулы химических веществ при помощи символов | Названия и символы химических элементов | § 8 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 11 | Происхождение названий химических элементов | Названия химических элементов | | Знать этимологию названий важнейших химических элементов и названия элементов, происходящие от фамилий учёных | Символы химических элементов | § 7 |
| 12 | Закон постоянства состава веществ молекулярного строения | Закон постоянства состава, качественный и количественный состав вещества | **Д17.** Окрашенные кристаллы сильвина или сильвинита | Уметь формулировать закон постоянства состава, понимать, что химическая формула выражает качественный и количественный состав вещества | Чистые вещества и смеси, химическая формула, вещества молекулярного и немолекулярного строения | § 9 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 13 | Классификация веществ. Простые и сложные вещества | Простые и сложные вещества, металлы, неметаллы, неорганические и органические вещества | **Л4.** Ознакомление с образцами простых и сложных веществ | Понимать различие между простыми и сложными веществами, отличать органические вещества от неорганических | Чистые вещества и смеси, химический элемент, символы химических элементов | § 10 |
| 14 | Относительная атомная и молекулярная массы | Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, качественный и количественный состав вещества | | Проводить расчёт относительных молекулярных масс веществ, характеризовать качественный и количественный состав вещества по его химической формуле | Простые и сложные вещества, химический элемент | § 11 |
| 15 | Массовая доля химического элемента | Массовая доля химического элемента | | Проводить расчёт массовой доли химического элемента в соединении | Химический элемент, качественный и количественный состав вещества | § 11 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 16 | Решение задач на тему «Массовая доля химического элемента» | | | | Массовая доля химического элемента | § 11 |
| 17 | Закон сохранения массы веществ | Закон сохранения массы веществ, уравнение химической реакции, коэффициент, расстановка коэффициентов | **Д18.** Горение метана как пример химической реакции | Формулировать закон сохранения массы веществ, составлять уравнения реакций, осознавать роль М. В. Ломоносова в развитии отечественной науки | Химическая формула, закон сохранения энергии | § 12 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 18 | Типы химических реакций | Классификация химических реакций, реакции соединения, разложения, замещения, обмена | **Д19.** Горение магния.<br>**Л5.** Окисление медной пластинки (проволоки).<br>**Л6.** Разложение малахита.<br>**Л7.** Взаимодействие железа с раствором медного купороса | Классифицировать реакции на четыре известных типа | Составление уравнений химических реакций, расстановка коэффициентов | § 13 |
| 19 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Первоначальные химические понятия» | Химия как наука о веществах, их свойствах и превращениях | | | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций, классификация химических реакций, расчёт массовой доли элемента в соединении | Самое важное в главе 1 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 20 | Контрольная работа 1 | | | | | |
| 21 | Анализ контрольной работы 1 и работа над ошибками | | | | | |
| **Тема 2.** Кислород. Водород. Вода. Растворы | | | | | | |
| 22 | Кислород как химический элемент и простое вещество | Распространённость кислорода в земной коре, физические свойства кислорода, озон | **Д20.** Образование озона при действии на пероксид бария охлаждённой серной кислотой | Описывать физические свойства кислорода и озона, характеризовать распространённость кислорода в земной коре | Различие понятий «химический элемент» и «простое вещество» | § 14 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 23 | Получение кислорода | Методы получения кислорода в лаборатории | **Д21.** Наполнение газометра кислородом.<br>**Л8.** Получение кислорода разложением пероксида водорода | Знать методы получения кислорода в лаборатории | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций, признаки химических реакций | § 15 |
| 24 | Химические свойства кислорода | Химические свойства кислорода | **Д22.** Горение в кислороде угля, серы, фосфора, железа | Описывать химические свойства кислорода | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций, различие физических и химических свойств, признаки химических реакций | § 16 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 25 | Практическая работа 3. Получение кислорода и изучение его свойств | Получение кислорода и изучение его свойств | | Знать лабораторный метод получения кислорода, уметь собирать прибор, проверять его на герметичность | Названия и назначение химической посуды, правила техники безопасности при работе в лаборатории | |
| 26 | Валентность | Валентность | **Д23.** Модели молекул воды, углекислого газа, водорода, кислорода, метана, аммиака | Знать определение валентности | Химическая формула | § 17 |
| 27 | Составление формул по валентности | Составление формул по валентности | | Уметь составлять формулы по валентности | Валентность | § 17 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 28 | Воздух | Воздух как пример газовой смеси. Состав воздуха, медленное окисление | **Д24.** Определение состава воздуха сжиганием фосфора под колоколом | Знать состав воздуха, понимать, какая его часть поддерживает горение, понимать суть процесса медленного окисления | Смеси и индивидуальные вещества, кислород как окислитель | § 18 |
| 29 | Горение веществ на воздухе | Горение на воздухе простых и сложных веществ, температура воспламенения | **Д25.** Горение спирта и способы тушения пламени | Уметь объяснять значение термина «температура воспламенения», знать правила тушения пламени | Составление формул по валентности, составление уравнений химических реакций и расстановка коэффициентов | § 19 |
| 30 | Применение кислорода | Получение кислорода в промышленности и его применение | | Уметь сравнивать способы получения кислорода в лаборатории и промышленности, связывать свойства кислорода с областями его применения | Разделение смесей, физические и химические свойства кислорода, получение кислорода в лаборатории | § 20 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 31 | Повторительно-обобщающий урок «Кислород. Оксиды. Горение» | | | | | |
| 32 | Водород | Водород как химический элемент и простое вещество | **Д26.** Вытеснение водородом воздуха. **Д27.** Переливание водорода | Уметь описывать физические свойства водорода, сопоставлять их со свойствами кислорода | Простое вещество и химический элемент, распространённость химических элементов, физические свойства | § 21 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 33 | Получение водорода | Получение водорода в лаборатории, ряд активности металлов | **Д28.** Получение водорода в приборе Кирюшкина и аппарате Киппа.<br>**Л9.** Взаимодействие кислот с металлами | Знать метод получения водорода действием кислот на металлы, иметь первоначальное представление о ряде активности металлов | Расстановка коэффициентов в уравнениях реакций | § 22 |
| 34 | Химические свойства водорода | Химические свойства водорода.<br>Водород — восстановитель | **Д29.** Проверка водорода на чистоту.<br>**Д30.** Горение водорода.<br>**Д31.** Восстановление оксида металла водородом.<br>**Л10.** Получение водорода и изучение его свойств.<br>**Л11.** Восстановление оксида меди водородом | Знать химические свойства водорода, сравнивать их с химическими свойствами кислорода, уметь проверять водород на чистоту | Составление уравнений химических реакций, отличие химических свойств от физических | § 23 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 35 | Применение водорода | Применение водорода и получение его в промышленности | **Д32.** Коллекция «Топливо» | Знать методы получения водорода в промышленности, уметь сопоставлять свойства водорода с областями его применения | Физические и химические свойства водорода | § 24 |
| 36 | Кислоты | Состав кислот, классификация кислот, индикаторы, действие кислот на металлы | **Д33.** Образцы неорганических и органических кислот. **Д34.** Действие кислот на индикаторы. **Д35.** Склянки с концентрированной соляной и серной кислотами. **Л12.** Ознакомление со свойствами соляной и серной кислот | Уметь давать определение класса кислот, классифицировать кислоты по наличию в них кислорода и по основности, знать общие свойства кислот | Составление формул по валентности, классификация веществ | § 25 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 37 | Соли | Составление формул и названий солей, кристаллогидраты | **Д36.** Образцы различных солей. **Д37.** Обезвоживание медного купороса | Уметь давать определение класса солей, составлять формулы и названия солей | Валентность, кислоты | § 26 |
| 38 | Кислотные оксиды | Кислотные оксиды как ангидриды кислот | **Д38.** Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. **Д39.** Нагревание конца стеклянной палочки, опущенной в серную кислоту (под тягой) | Знать, какой кислотный оксид соответствует какой кислоте | Кислоты | § 27 |
| 39 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Водород. Кислоты. Соли» | | | | | |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 40 | Вода | Вода в природе, физические свойства, дистиллированная вода, минеральная вода, очистка питьевой воды, гигроскопичность | **Д40.** Перегонка воды | Уметь описывать физические свойства воды, понимать отличие дистиллированной воды от водопроводной, понимать необходимость бережного отношения к воде | Физические свойства веществ | § 28 |
| 41 | Растворы | Растворимость веществ в воде, насыщенный и ненасыщенный растворы, растворение | **Д41.** Растворение окрашенной соли (медного купороса, хлорида никеля, перманганата калия) в воде. | Знать классификацию веществ по растворимости, уметь пользоваться таблицей растворимости и кри- | Смеси и химические соединения, названия и физические свойства солей | § 29 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | как физико-химический процесс | **Д42.** «Золотой дождь». **Л13.** Растворимость твёрдых веществ в воде | выми растворимости | | |
| 42 | Растворимость газов и жидкостей в воде | Зависимость растворимости газов в воде от температуры | **Л14.** Зависимость растворимости газов от температуры. **Д43.** Растворимость спирта, ацетона, серной кислоты, бензина и четырёххлористого углерода в воде | Знать зависимость растворимости газов от температуры, уметь приводить примеры жидкостей, которые смешиваются и которые не смешиваются с водой | Смеси и химические соединения, физические свойства | § 30 |
| 43 | Массовая доля растворённого вещества | Приготовление растворов. Массовая доля растворённого вещества | **Д44.** Растворы медного купороса с различной массовой долей соли | Уметь рассчитывать массовую долю растворённого вещества | Массовая доля элемента в соединении, растворимость веществ в воде | § 31 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 44 | Практическая работа 4. Приготовление растворов с заданной массовой долей | Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества | | Уметь готовить раствор с заданной массовой долей растворённого вещества | Пользование лабораторной посудой, расчёт массовой доли растворённого вещества | |
| 45 | Приготовление растворов | Плотность раствора | **Д45.** Измерение плотностей растворов при помощи ареометра | Уметь производить расчёты, необходимые для приготовления растворов с известной массовой долей | Массовая доля растворённого вещества, растворимость | § 32 |
| 46 | Решение задач на тему «При- | | | | Массовая доля растворённого ве- | § 31, 32 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | готовление растворов» | | | | щества, растворимость, плотность раствора | |
| 47 | Химические свойства воды | Взаимодействие воды с оксидами, активными металлами, электролиз | **Д46.** Электролиз водного раствора сульфата натрия. **Д47.** Взаимодействие натрия с водой. **Д48.** Гашение извести | Уметь описывать химические свойства воды, её взаимодействие с активными металлами и их оксидами, разложение током, знать определение термина «электролиз» | Физические свойства воды, валентность, расстановка коэффициентов в уравнениях реакций | § 33 |
| 48 | Основания | Классификация оснований. Щёлочи. Окраска индикаторов в растворах щелочей | **Д49.** Образцы оснований, известковая вода и известковое молоко. **Д50.** Гигроскопичность твёрдого гидроксида натрия. **Л15.** Ознакомление со свойствами щелочей. **Л16.** Дегидратация гидроксида меди(II) | Давать определение класса оснований, уметь составлять формулы оснований по валентности, знать классификацию оснований, уметь определять в растворе щелочную среду при помощи индикаторов | Валентность, классификация веществ, индикаторы, гигроскопичность | § 34 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 49 | Повторительно-обобщающий урок | Обобщение сведений о свойствах кислорода, водорода, оксидов, кислот, оснований | | Уметь классифицировать неорганические вещества | Валентность, составление формул по валентности, физические, химические свойства и методы получения водорода и кислорода, классы неорганических веществ | |
| 50 | Контрольная работа 2 | | | | | |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 51 | Анализ контрольной работы 2 и работа над ошибками | | | | | |
| **Тема 3.** Основные классы неорганических соединений | | | | | | |
| 52 | Оксиды | Классификация оксидов, их химические свойства и методы синтеза, индифферентные и солеобразующие оксиды | **Д51.** Образцы оксидов. **Л17.** Ознакомление с образцами оксидов | Знать методы синтеза оксидов и характер их взаимодействия с водой | Кислотные и осно́вные оксиды | § 35 |
| 53 | Реакция нейтрализации | Реакция нейтрализации, кислые и осно́вные соли | **Д52.** Реакция нейтрализации (опыт с бюреткой). **Л18.** Реакция нейтрализации (в пробирках) | Понимать сущность реакции нейтрализации как процесса взаимодействия кислоты и щёлочи, уметь составлять формулы кислых солей | Реакции обмена, кислоты и основания, индикаторы, составление формул солей | § 36, приложение 2 учебника |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 54 | Взаимодействие оксидов с кислотами, основаниями и друг с другом | Взаимодействие оксидов с кислотами и щелочами | **Л19.** Взаимодействие основ́ных оксидов с кислотами | Понимать единую сущность реакции нейтрализации и реакций оксидов с кислотами, щелочами и друг с другом | Реакции обмена, реакция нейтрализации, классификация оксидов | § 36, приложение 2 учебника |
| 55 | Условия протекания реакций обмена в водных растворах | Реакции обмена в водных растворах и условия их протекания | **Л20.** Реакции обмена в водных растворах | Уметь формулировать условия протекания реакций обмена в водных растворах | Реакции обмена, реакция нейтрализации, признаки химических реакций | § 37 |
| 56 | Свойства кислот | Изменение окраски индикаторов, | **Д53.** Свойства кислот | Уметь формулировать общие хими- | Кислоты, индикато- | § 25, 36, 37, при- |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | взаимодействие с металлами, оксидами, основаниями, солями | | ческие свойства кислот | ры, ряд напряжений металлов, реакции обмена и условия их протекания | ложение 3 учебника |
| 57 | Свойства оснований | Изменение окраски индикаторов, взаимодействие с оксидами, кислотами, солями | **Д54.** Свойства оснований | Уметь формулировать общие химические свойства оснований | Основания, индикаторы, реакции обмена и условия их протекания | § 34, 36, 37, приложение 4 учебника |
| 58 | Свойства солей | Взаимодействие с кислотами, щелочами, друг с другом | **Д55.** Свойства солей | Уметь формулировать общие химические свойства солей | Соли, классификация солей, реакции обмена и условия их протекания, реакции солей с металлами | § 26, 36, 37, приложение 4 учебника |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 59 | Решение задач на тему «Химические свойства важнейших классов неорганических веществ» | | | | | |
| 60 | Генетическая связь | Генетическая связь между различными классами неорганических веществ | **Д56.** Иллюстрация генетического ряда фосфора (горение на воздухе, гидратация, нейтрализация) | Понимать общие закономерности генетической связи между веществами различных классов | Химические свойства важнейших классов неорганических веществ | § 38 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 61 | Решение задач на тему «Генетическая связь» | | | Уметь записывать уравнения реакций, иллюстрирующих «цепочки» химических превращений, выбирать метод синтеза заданного вещества | Генетическая связь | § 38 |
| 62 | Практическая работа 5. Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений» | Осуществление химических превращений, иллюстрирующих генетическую связь | | Уметь осуществлять на практике химические превращения веществ различных классов, иллюстрирующие генетическую связь | Генетическая связь | |
| 63 | Решение задач | | | | | |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 64 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Важнейшие классы неорганических веществ» | | | | | |
| 65 | Контрольная работа 3 | | | | | |
| 66 | Разбор контрольной работы 3 | | | | | |

| Тема 4. Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома. Химическая связь. Строение вещества | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 67 | Первые попытки классификации элементов | Семейства щелочных металлов, галогенов, инертных газов | **Д57.** Коллекции галогенов, халькогенов, щелочных и щёлочноземельных металлов | Уметь определять принадлежность элемента к тому или иному семейству, знать важнейшие свойства элементов, входящих в семейства щелочных металлов и галогенов | Металлы и неметаллы | § 39 |
| 68 | Амфотерность | Понятие об амфотерности на примере бериллия и алюминия | **Д58.** Получение гидроксидов цинка и меди, их отношение к кислотам и основаниям.<br>**Л21.** Амфотерные свойства гидроксида цинка | Знать определение амфотерности, приводить примеры амфотерных соединений, уметь описывать их отношение к кислотам и щелочам | Химические свойства кислотных и основ́ных оксидов, кислот и оснований | § 40, приложение 5 учебника |
| 69 | Решение задач по теме «Амфотерность» | | | | | |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 70 | Периодический закон Д. И. Менделеева | Формулировка периодического закона, данная Д. И. Менделеевым | | Формулировать периодический закон Д. И. Менделеева (историческая формулировка), понимать фундаментальность периодического закона | Группы элементов со сходными свойствами (щелочные металлы, галогены, инертные газы) | § 41 |
| 71 | Периодическая система элементов | Структура периодической таблицы, изменение свойств в группах и периодах | | Различать группы и периоды, главные и побочные подгруппы, малые и большие периоды, понимать закономерности изменения свойств элементов в группах и периодах | Периодический закон Д. И. Менделеева | § 42 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 72 | Характеристика элемента по его положению в Периодической системе | | | Уметь давать характеристику элемента по его положению в периодической таблице | Периодический закон и Периодическая система элементов | § 43 |
| 73 | Предсказание свойств элементов по их положению в Периодической системе | | | Уметь предсказывать свойства элементов по их положению в Периодической системе | Периодический закон и Периодическая система элементов | § 43 |
| 74 | Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева | | | Понимать сущность научного подвига Д. И. Менделеева по предсказанию свойств ещё неоткрытых элементов | | § 43 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 75 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева» | | | | | |
| 76 | Ядро атома. Изотопы | Строение атомного ядра. Массовое число. Изотопы | | Понимать фундаментальный смысл порядкового номера элемента, давать современную | Относительная атомная масса. Строение атома | § 44 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | формулировку периодического закона, понимать смысл термина «радиоактивность» | | |
| 77 | Нахождение числа протонов, нейтронов и электронов в нуклиде. Радиоактивность | Радиоактивные изотопы (радионуклиды) | | Уметь определять число протонов, нейтронов и электронов в конкретном атоме (нуклиде), приводить примеры радионуклидов | Современная формулировка Периодического закона, изотопы | § 45 |
| 78 | Строение электронных оболочек атомов | Понятие о волновых свойствах электрона. Орбитали | | Иметь представление о волновых свойствах электрона, атомных орбиталях | Строение атома | § 46 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 79 | Составление электронных конфигураций элементов | Составление электронных конфигураций элементов первых трёх периодов, валентные электроны | | Уметь описывать электронное строение атомов элементов первых трёх периодов | Атомная орбиталь, Периодическая система | § 47 |
| 80 | Решение задач на составление электронных конфигураций атомов | | | | | |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 81 | Изменение свойств в группах и периодах. Электроотрицательность | Изменение радиуса атома, электроотрицательности, металлических свойств, электронные аналоги | | Уметь предсказывать изменение различных свойств в периодах и группах Периодической системы | Электронное строение атома | § 48 |
| 82 | Обобщение и повторение знаний по теме «Электронное строение атома» | | | | | |
| 83 | Химическая связь | Химическая связь | | Понимать электростатическую природу химической связи | Электроотрицательность | § 49, 50 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 84 | Ковалентная связь | Понятие о ковалентной связи | | Понимать принцип образования ковалентной связи (обменный механизм) | Атомы и молекулы | § 50 |
| 85 | Полярная и неполярная ковалентная связь | Полярная и неполярная связь | **Д59.** Модели молекул.<br>**Д60.** Вещества с ковалентными связями | Понимать механизм образования ковалентной связи | Химическая связь, электроотрицательность | § 51 |
| 86 | Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи | Донор, акцептор | | Понимать донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи | Ковалентная связь, обменный механизм образования ковалентной связи | § 50 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 87 | Свойства ковалентной связи | Кратность связи, направленность связи, валентный угол | | Знать свойства ковалентной связи | | § 51 |
| 88 | Геометрия молекул | Электронные пары химической связи, неподелённые электронные пары | **Д61.** Модели молекул воды, углекислого и сернистого газов, пентахлорида фосфора, гексафторида серы | Понимать влияние неподелённых электронных пар на геометрию молекул | | § 51 |
| 89 | Ионная связь | Ионная связь, координационное число | **Д62.** Кристаллические решётки хлорида натрия и хлорида цезия | Понимать механизм образования ионной связи, приводить примеры ионных соединений | Химическая связь, электроотрицательность, важнейшие классы неорганических соединений | § 52 |
| 90 | Металлическая связь | Металлическая связь | | Понимать механизм образования металлической связи, приводить примеры соединений с металлической связью | Металлы | § 53 |

*Продолжение табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 91 | Анализ важнейших классов неорганических соединений с позиций типов химической связи, которые в них реализуются | Корреляция между типом химической связи и свойствами вещества | | Понимать, что свойства веществ определяются типом химической связи | Металлы и неметаллы, оксиды, основания, кислоты, соли. Ковалентная, ионная и металлическая связь | |
| 92 | Валентность и степень окисления | Различие между валентностью и степенью окисления | | Понимать отличие валентности и степени окисления, уметь определять степени окисления в бинарных соединениях | Составление формул по валентности, электроотрицательность, ковалентная и ионная связь | § 54 |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 93 | Решение задач на определение степеней окисления в простых и сложных веществах | | | | | |
| 94 | Твёрдые вещества | Кристаллические и аморфные вещества. Типы кристаллических решёток | **Л23.** Возгонка иода.<br>**Д63.** Примеры веществ с ионными, атомными и молекулярными решётками.<br>**Д64.** Модели кристаллических решёток | Соотносить свойства твёрдых веществ с видом химической связи и типом кристаллической решётки | Важнейшие классы неорганических соединений, химическая связь | § 55 |
| 95 | Повторительно-обобщающий урок по теме «Химическая связь» | | | | | |

*Окончание табл. 2*

| Номер урока | Тема урока | Новые понятия | Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л) | Требования к результатам урока | Повторение ранее изученного материала | Домашнее задание по учебнику |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 96 | Подготовка к итоговой контрольной работе | | | | | |
| 97 | Итоговая контрольная работа | | | | | |
| 98 | Анализ итоговой контрольной работы и работа над ошибками | | | | | |
| 99 | Повторение и обобщение знаний, полученных в 8 классе | | | | | |

## МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЕДЕНИЮ УРОКОВ

### *УРОК 1.* Предмет химии

На первом уроке учитель знакомится с учащимися. Мы предлагаем построить урок в форме доверительной беседы между учителем и учащимися. Следует опираться на знания по природоведению, физике и биологии, которые школьники уже получили, а также на жизненный опыт учащихся.

Химия наряду с физикой и биологией входит в число естественных наук. Так называют разделы науки, изучающие внешние по отношению к человеку природные (естественные — от «естество», т. е. «природа») явления. Для описания этих явлений естественные науки используют математику.

Проводя беседу, определяют, на какие вопросы отвечают естественные науки, уже знакомые учащимся, — физика и биология. Физика изучает наиболее общие законы и явления природы. Например, мяч падает на землю под действием силы тяжести. Знание физики помогает рассчитать скорость движения мяча, время, когда он достигнет поверхности земли, и т. д. Для этого необходимо знать массу мяча, но для физики не важно, из каких веществ, из атомов какого вида он состоит. Классическая биология изучает живые организмы — растения, животные, а также их жизнедеятельность. Все эти объекты состоят из веществ, которые, изменяясь, и обусловливают их существование.

Объектами изучения химии как раз и являются вещества, а также их свойства и превращения. Учитель предлагает школьникам привести примеры веществ, которые им известны. Некоторые из названных учащимися веществ учитель может продемонстрировать. Можно поступить и иным образом — показывать учащимся вещества и спрашивать, как они называются.

Удобно взять парафин. С ним проводят несколько демонстрационных опытов. Для этого в фарфоровую чашку помещают несколько кусочков парафина, а чашку нагревают на электроплитке. Обращают внимание учащихся на правила поведения в кабинете химии, запрещают трогать руками любые предметы, расположенные на кафедре и столе учителя. Как только парафин расплавится, поджигают лучинку и прикасаются ею к поверхности парафина. Парафин горит коптящим пламенем. Быстро тушат его, накрыв чашку керамической плиткой. Когда прибор остынет, демонстрируют внутреннюю поверхность плитки, на которой осел чёрный налёт. Учащиеся могут знать, что это угольная сажа.

Другим эффектным экспериментом служит получение синего осадка гидроксида меди(II) и его взаимодействие с глюкозой на холоду и при нагревании.

## *УРОК 2.* Вещества

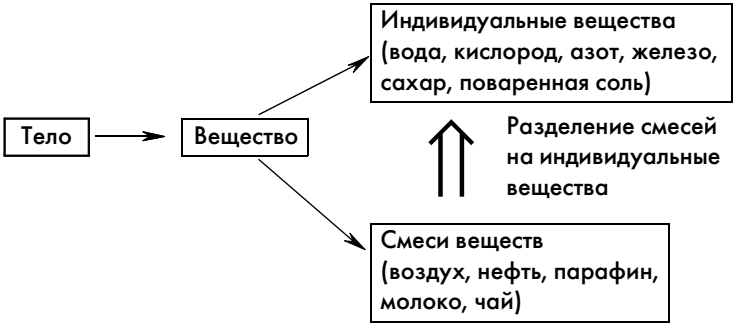
Важно конкретизировать понятие «вещество», противопоставив его понятию «тело». Под веществом мы понимаем не только индивидуальные вещества, но и смеси веществ. Учащимся 8 класса трудно дать определение понятия «вещество». Для учителя напомним, что вещество — это форма материи, обладающая (в отличие от поля) массой покоя. Оно состоит из атомов или ионов. Школьникам определение вещества мы рекомендуем заменить перечнем: «Медь, алюминий, вода, парафин — это вещества».

Учитель демонстрирует ученикам коллекцию веществ. Учащиеся должны научиться различать понятия «вещество» и «тело». Для этого демонстрируют школьникам несколько предметов (тел), сделанных из одного и того же вещества, например бесцветного стекла или латуни.

Учитель сообщает, что число веществ в принципе очень велико и постоянно возрастает за счёт веществ как открываемых в природе, так и синтезируемых искусственно, а затем просит учащихся привести примеры известных им веществ. Наверняка кто-нибудь из класса в качестве примера вещества приведёт воздух. В таком случае обращают внимание, что воздух — это смесь нескольких индивидуальных веществ. На доске это следует представить схемой 1.

*Схема 1*

Взаимосвязь понятий «тело», «вещество», «смесь»

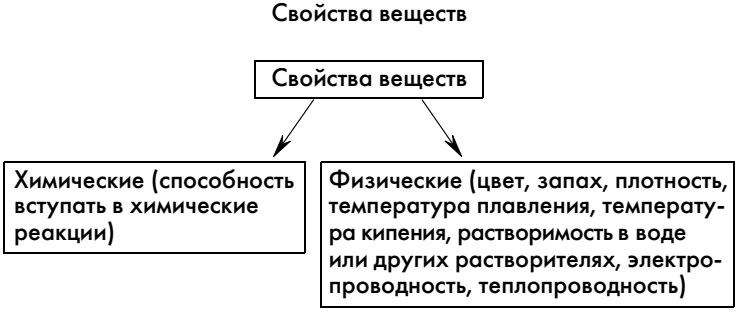



Каждому веществу присущ набор специфических свойств — объективных характеристик, определяющих индивидуальность данного вещества и тем самым позволяющих отличить его от всех других веществ. При помощи учащихся следует назвать важнейшие свойства веществ. Можно начать описание с хорошо известного вещества — воды.

Задача учителя — описать физические свойства. Но если кто-то из учеников упомянет какое-либо химическое свойство (уголь горит на воздухе, сахар обугливается при нагревании и т. д.), то сообщают школьникам о наличии у веществ химических свойств.

Задавая наводящие вопросы, учитель может свести все перечисленные свойства в схему 2, которую учащиеся зарисовывают в тетради.

*Схема 2*




Используя схему 2, личный опыт и таблицу 3 (её раздают на каждый стол), учащиеся могут описать свойства выданных им веществ. Полезно научить школьников сравнивать плотности веществ с плотностью воды (тяжелее воды, легче воды), оценивать температуры плавления (тугоплавкий, легкоплавкий). Например, медь — оранжево-красный тугоплавкий металл, обладает блеском, не имеет запаха, тяжелее воды, нерастворим в воде. Поваренная соль — бесцветные хрупкие тугоплавкие кристаллы, тяжелее воды, растворимы в ней. Аналогичное задание помещено в конце § 1 (задание 3).

Обращают внимание школьников на то, что среди физических свойств легко и однозначно можно охарактеризовать далеко не все (учитель просит учащихся подчеркнуть на схеме 2 те свойства, которые можно измерить). Например, на вопрос, какой цвет имеет вода, учащиеся ответят, что она бесцветна. Бесцветен и лёд. А снег, который состоит из мелких кристалликов льда, кажется нам белым. Воде посвящена и обложка учебника — на ней представлена кристаллическая структура льда, а также вода в разных агрегатных состояниях.

С агрегатными состояниями веществ школьники знакомы из курса физики, поэтому § 2 может быть задан для самостоятельного изучения на дом. Разумно попросить учащихся вспомнить известные им

из физики названия процессов перехода из одного агрегатного состояния в другое, представленные схемой 3.

*Схема 3*

Переходы веществ из одного агрегатного состояния в другое

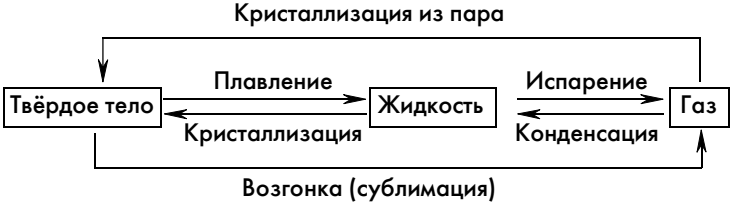



*Таблица 3*

**Физические свойства некоторых веществ**

| Вещество | Плотность, г/см$^3$ | Температура плавления, °С | Температура кипения, °С | Растворимость в воде |
|---|---|---|---|---|
| Азот | 0,00125 | –210 | –196 | Малорастворимо |
| Алмаз | 3,52 | Ок. 4000* | Неизвестна | Нерастворимо |
| Алюминий | 2,70 | 660 | 2500 | Нерастворимо |
| Ацетон | 0,79 | –95 | 56 | Смешивается |
| Вода | 1,00 | 0 | 100 | — |
| Водород | 0,00009 | –259 | –253 | Малорастворимо |
| Глицерин | 1,26 | 20 | Разлагается | Хорошо растворимо |
| Графит | 2,27 | Ок. 4000 | Неизвестна | Нерастворимо |

*Продолжение табл. 3*

| Вещество | Плотность, г/см$^3$ | Температура плавления, °С | Температура кипения, °С | Растворимость в воде |
|---|---|---|---|---|
| Железо | 7,87 | 1539 | 2870 | Нерастворимо |
| Золото | 19,3 | 1063 | 2880 | Нерастворимо |
| Иод | 4,94 | 114 | 186 | Малорастворимо |
| Кварц | 2,65 | 1610 | 2950 | Нерастворимо |
| Кислород | 0,00143 | –219 | –183 | Малорастворимо |
| Медный купорос | 2,28 | Разлагается | Разлагается | Хорошо растворимо |
| Медь | 8,96 | 1083 | 2543 | Нерастворимо |
| Мел | 2,71 | Разлагается | Разлагается | Нерастворимо |
| Олово | 7,29 | 232 | 2620 | Нерастворимо |
| Пищевая сода | 2,16 | Разлагается | Разлагается | Хорошо растворимо |
| Поваренная соль | 2,17 | 801 | 1465 | Хорошо растворимо |
| Сахар | 1,59 | 185 | Разлагается | Хорошо растворимо |
| Свинец | 11,3 | 327 | 1745 | Нерастворимо |
| Сера | 1,96 | 119 | 445 | Нерастворимо |

*Окончание табл. 3*

| Вещество | Плотность, г/см$^3$ | Температура плавления, °С | Температура кипения, °С | Растворимость в воде |
|---|---|---|---|---|
| Серебро | 10,5 | 961 | 2167 | Нерастворимо |
| Сода | 2,53 | 852 | Разлагается | Хорошо растворимо |
| Уксусная кислота | 1,05 | 16,8 | 118 | Смешивается |
| Цинк | 7,13 | 420 | 906 | Нерастворимо |
| Этиловый спирт | 0,79 | –114 | 78 | Смешивается |

* При повышенном давлении.

Давая домашнее задание, учитель сообщает учащимся, что на следующем уроке они будут выполнять практическую работу, поэтому нужно принести спички и чистую тряпку (маленькое полотенце).

## *УРОК 3.* Практическая работа 1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабораторным оборудованием

Целью урока является знакомство учащихся с лабораторным оборудованием (лабораторным штативом, посудой, спиртовкой), а также с простейшими операциями (закрепление пробирок и колб в лапках штатива, зажигание и тушение спиртовки, переливание жидкости по стеклянной палочке). Учащиеся должны усвоить приёмы техники безопасности при работе в школьной химической лаборатории.

Перед началом урока учитель выставляет на демонстрационный стол образцы стеклянной и фарфоровой посуды, а также лабораторный штатив, держатель для пробирок, штатив для пробирок, демонстрационную спиртовку, газовую горелку (при наличии газа).

Учитель проводит вводный инструктаж по технике безопасности, знакомит учащихся с правилами поведения в кабинете химии, которые вывешены на стенде и приведены в учебнике на с. 230.

Знакомство с посудой и оборудованием удобнее начать с изучения спиртовки (или газовой горелки). Напомним, что спиртовка предназначена для нагревания в пламени пробирок, содержащих небольшие количества твёрдых или жидких химических веществ. Учитель демонстрирует учащимся спиртовку. Снимая колпачок (крышку), обращает внимание на то, что диск с трубкой должен плотно прикрывать отверстие резервуара, иначе при зажигании спиртовки спирт в резервуаре может воспламениться.

Приподнимают фитиль, если он был прижат крышкой, и зажигают спиртовку спичкой. Рассказывают школьникам о строении пламени, они сопоставляют реальное пламя с рисунком в параграфе. Обращают внимание на то, что самая горячая часть пламени — его верхняя треть. Предлагают учащимся по команде зажечь спиртовки, а затем потушить их и повторить эту операцию дважды. Горящую спиртовку нельзя сильно наклонять, иначе спирт может вылиться и загореться уже на столе. Горящий на столе спирт можно потушить, накрыв его полотенцем или залив водой.

Пользуясь плакатом или рисунком 4 учебника, школьники знакомятся со строением пламени и зарисовывают его в тетрадь. Внося лучинку в разные части пламени и визуально оценивая скорость её обугливания, сравнивают температуру различных зон пламени. Заметим, что температура воспламенения древесины (т. е. температура нагретой древесины, при которой из неё начинают выделяться летучие продукты, способные воспламеняться от внешнего источника тепла) зависит от времени воз-

действия источника тепла. При быстром нагревании древесина воспламеняется при температуре 250—330 °С (ель — при 230—260 °С, сосна — при 260—300 °С). Чем быстрее происходит воспламенение кончика лучинки, тем выше температура. (На факультативе, воспользовавшись секундомером, можно изучить время воспламенения лучинки в разных частях пламени и по их отношению оценить разность температур.)

Затем учитель показывает учащимся различную посуду, начиная от пробирок, колб различной формы, стаканов, фарфоровых чашек и заканчивая ступкой с пестиком, кристаллизатором, холодильником. Учащиеся зарисовывают посуду в тетрадь или подписывают её в рабочей тетради на печатной основе.

После этого демонстрируют лабораторный штатив и показывают учащимся, как правильно следует закреплять пробирки в лапке штатива. В заключение учащиеся должны освоить переливание жидкости (воды) из стакана в пробирку при помощи стеклянной палочки.

В конце урока учитель проводит лабораторную работу «Изучение свойств веществ». В качестве объектов изучения мы рекомендуем использовать стиральную соду, поваренную соль, железо, медь, алюминий, глицерин, ацетон, этиловый спирт, серу. Металлы лучше выдавать в виде пластинок или фольги, соли — в виде порошка, серу — кусочком. Глицерин, этиловый спирт и ацетон наливают в пробирку. Для описания свойств веществ следует использовать приведённую ранее таблицу 3, которую необходимо положить на каждую парту.

## *УРОК 4.* Индивидуальные вещества и смеси

Задача учителя — на основе атомно-молекулярного учения сформулировать понятие о чистом веществе и смеси веществ, раскрыть значение смесей

в природе и жизни человека, познакомить со способами разделения смесей, развивать навыки работы с лабораторным оборудованием.

План урока включает: 1) знакомство со смесями; 2) классификацию смесей на однородные и неоднородные; 3) методы разделения смесей; 4) проведение лабораторной работы.

В начале урока учитель сообщает учащимся, что большинство веществ существуют в природе не в чистом виде, а образуют смеси. Для примера можно продемонстрировать образец гранита или обратиться к рисунку 6 учебника. Напомним, что гранит — это горная порода, состоящая из кварца, полевого шпата и слюды. Чай, кофе, а также физиологические жидкости организма также представляют собой сложные смеси многих веществ.

Заметим, что понятие «чистое вещество» условно, так как абсолютно чистое вещество получить невозможно, оно всё равно содержит примеси других веществ. Поэтому чистыми считают вещества, в которых так мало примесей, что они не влияют на физические и химические свойства.

Смеси состоят из нескольких веществ, причём соотношение между этими веществами в смеси может быть различным. Удобно иметь в классе два образца гранита, различающихся соотношением кварца, полевого шпата и слюды, что легко заметно даже невооружённым глазом по окраске. Индивидуальные вещества, составляющие эти смеси, — одни и те же, а их соотношение различно, т. е. смеси имеют переменный состав. Каждое из веществ, составляющих смесь, не утрачивает своей индивидуальности, а сохраняет все свои свойства, так что свойства смеси определяются суммой свойств её составных частей. Если мы смешаем поваренную соль с сахаром, то получим смесь, одновременно и солёную, и сладкую на вкус.

Учитель чертит на доске таблицу 4 и просит учащихся заполнить её примерами из предложенного списка. Работу выполняют по вариантам.

*Таблица 4*

Чистые вещества и смеси

| Чистые вещества | Смеси веществ |
|---|---|
| | |

*Вариант 1*

Лёд, золото, туман, фарфор, сода.

*Вариант 2*

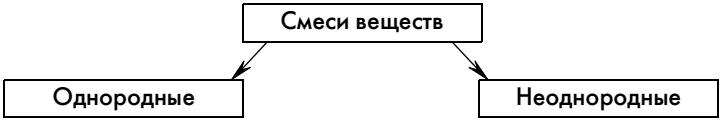
Железо, воздух, сталь, сахар, чернила.

Далее учитель сообщает учащимся, что смеси могут быть однородными и неоднородными. Однородными называют такие смеси, в которых невооружённым глазом или с помощью оптического микроскопа нельзя обнаружить частицы веществ, образующих смесь. Примерами однородных смесей служат растворы, смеси газов, тонко измельчённые твёрдые смеси (нанопорошки). Неоднородными называют смеси, в которых невооружённым глазом или с помощью оптического микроскопа можно заметить частицы веществ, составляющих смесь. Это гранит, мутная вода, бетонный раствор.

Схему классификации смесей учитель изображает на доске (схема 4) и просит учащихся заполнить её примерами из предложенного списка.

*Схема 4*

Классификация смесей




*Вариант 1*

Дым, речная вода, глина, чугун.

*Вариант 2*

Чернила, воздух, строительный раствор, мороженое.

Разделение смесей основано на различии в физических свойствах отдельных её компонентов, т. е. веществ, составляющих смесь. Учитель демонстрирует опыт по разделению смеси растительного масла и воды с помощью делительной воронки (предварительно смесь надо сильно встряхнуть). Здесь разделение основано на том, что оба компонента смеси — жидкости, не смешивающиеся друг с другом и обладающие разной плотностью. Более тяжёлая жидкость (вода) опускается вниз, а более лёгкая (масло) всплывает наверх. Между жидкостями со временем образуется граница раздела. При разделении смесей можно также пользоваться различной растворимостью одного компонента смеси в другом (кристаллизация), разницей в температурах кипения (перегонка), различной растворимостью веществ, составляющих смесь, в воде (растворение, фильтрование, кристаллизация) или иными специфическими свойствами веществ (способность притягиваться магнитом и т. д.).

Например, требуется разделить смесь речного песка и сахара. Учащимся известно, что сахар растворим в воде, а песок — нет. Поэтому с целью разделения помещаем смесь в воду, размешиваем, а полученную жидкость пропускаем через фильтр. Песок осядет на фильтре, а очищенный раствор сахара пройдёт через фильтр и соберётся в стакане. Это можно оставить кристаллизоваться или осторожно выпарить на водяной бане (в стакане с кипящей водой). При длительном кипячении раствора сахара на открытом пламени сахар разложится, и мы получим карамель.

Учитель обсуждает с учащимися

• способы выделения:

1) соли из раствора поваренной соли в воде;

2) глины из смеси глины с водой;

3) кислорода из воздуха;

4) мела из смеси мела и соды;

5) меди из смеси меди и древесных опилок;

• способы разделения на компоненты смеси:

1) речного песка и растительного масла;

2) древесных опилок, железных опилок и поваренной соли;

3) машинного масла и поваренной соли;

4) порошка мела и пенопластовой крошки.

Полученные знания мы рекомендуем закрепить на практике проведением лабораторной работы по разделению смеси древесных, медных и железных опилок. Вместо медных опилок учитель может взять цинковую или алюминиевую стружку.

**Лабораторная работа** «Разделение смеси древесных, медных, железных опилок»

**Оборудование:** 1) образец смеси древесных, медных, железных опилок; 2) магнит, лист бумаги; 3) стакан с водой, чистый сосуд.

**Ход работы**

Рассмотрите выданный вам образец смеси и различите в нём отдельные компоненты.

Предложите способы отделения их друг от друга и последовательность выполнения операций.

Отделите железо от смеси выбранным вами способом.

Отделите опилки от смеси выбранным вами способом.

Отделите медные стружки.

Заполните таблицу 5.

*Таблица 5*

Разделение смесей

| Компонент смеси | Способ выделения | Физическое свойство, лежащее в основе выделения |
|---|---|---|
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |

В конце урока учащиеся формулируют выводы:

1) чистые вещества имеют постоянные физические свойства;

2) смеси содержат отдельные компоненты в любых отношениях;

3) свойства отдельных компонентов в смеси сохраняются;

4) смеси могут быть разделены на компоненты физическими способами.

В домашнее задание следует включить знакомство с практической работой 2, которую учащимся предстоит выполнить на следующем уроке.

## *УРОК 5.* Практическая работа 2. Очистка загрязнённой поваренной соли

Цель постановки данной работы — развитие у школьников экспериментальных навыков по работе с веществами.

Целью выполнения данной работы для учащегося служит очистка загрязнённой поваренной соли от нерастворимых примесей. Учащимся сообщают, что им выдана загрязнённая песком соль и её нужно сделать чистой.

Работу мы рекомендуем проводить в па́рах. На каждой парте должны стоять стакан для растворения грязной соли, колба с дистиллированной водой для растворения соли и чистая колба для фильтрования, стеклянная палочка для размешивания раствора, воронка и кусок фильтровальной бумаги, ножницы для вырезания фильтра, фарфоровая чашка для выпаривания, штатив с кольцом, спиртовка и спички.

Перед началом работы учитель обсуждает с учащимися порядок производимых операций, выполняемых при очистке загрязнённой поваренной соли, и объясняет назначение каждого предмета, который стоит на парте. Учащиеся должны понимать, что

фильтровальная бумага отличается от писчей бумаги тем, что в ней нет клеящих веществ и наполнителей, которые придают бумаге плотность, цвет. Фильтровальная бумага состоит только из волокон целлюлозы, между которыми легко проходит раствор (отдельные молекулы), но застревают крупные частицы веществ, нерастворимых в воде.

В ходе беседы с учениками определяют порядок действий.

1) Высыпают грязную соль в стакан, приливают к ней немного воды и размешивают стеклянной палочкой. Если на дне стакана остаются кристаллы соли, приливают ещё воды и снова размешивают, и так до полного растворения соли.

2) Берут лист фильтровальной бумаги, складывают её вдвое и ещё раз вдвое, а потом срезают один уголок по дуге, как показано на рисунке 126 учебника (с. 236). Края фильтра не должны выступать за края воронки! Расправляют фильтр так, чтобы он принял форму конуса, у которого одна сторона из трёх слоёв бумаги, а другая из одного. Вкладывают его в воронку и слегка смачивают водой с помощью стеклянной палочки. Фильтр готов. Вставляют воронку в горлышко чистой колбы.

3) Постепенно приливают мутную жидкость из химического стакана, в котором растворяли грязную соль. Учитель напоминает учащимся способ приливания жидкости по стеклянной палочке. Струю направляют на ту сторону фильтра, где тройной слой бумаги. Уровень жидкости в воронке не должен достигать верха. Постепенно в колбе собирается прозрачная жидкость, состоящая из воды и растворённой в ней соли. Необходимо сообщить учащимся, что раствор, прошедший через фильтр, называют фильтратом.

4) Для выделения соли из фильтрата прибегают к выпариванию. Для этого на подставку штатива ставят спиртовку, на стержне штатива укрепляют кольцо для выпарительной чашки на такой высоте, чтобы пламя спиртовки касалось её верхней, самой горячей частью. В чашку наливают немного фильт-

рата и зажигают спиртовку. Учитель должен проследить, чтобы школьники не наливали в чашку много жидкости, иначе времени урока не хватит на её выпаривание. Раствор закипает, вода испаряется, а на краях чашки появляются кристаллы чистой соли. После выпаривания в чашке остаётся чистая сухая соль.

В конце работы учащиеся должны зарисовать в тетради приборы для фильтрования и упаривания, указав название оборудования.

В конце занятия классу можно задать вопрос: от всех ли примесей можно таким образом очистить поваренную соль? Получим ли мы чистую соль, если вместо речного песка в неё попал песок сахарный?

## *УРОК 6.* Физические и химические явления

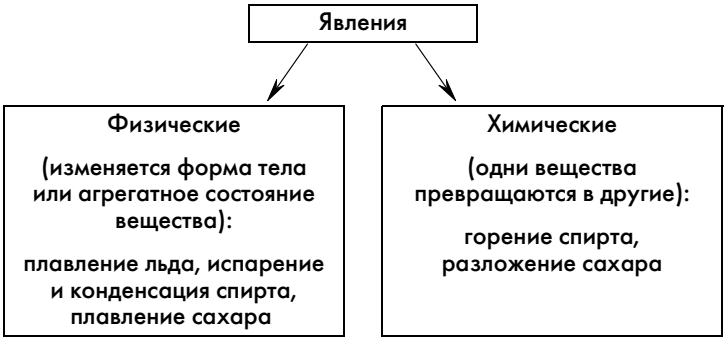
Если на первых уроках учащиеся познакомились с веществами и их свойствами, то сейчас объектом изучения станет изменение веществ. Задача учителя — классифицировать эти изменения, а в последующем и объяснить их на основе атомно-молекулярного учения.

Изложение нового материала удобно начать с демонстрационного эксперимента. Для проведения опыта по испарению и конденсации спирта, описанного в учебнике, следует взять химический стакан без носика и плотно закрыть его фарфоровой чашкой или ступкой, в которую помещены куски льда. Лёд надо заранее заготовить! Очень нагляден также и опыт по нагреванию сахара, при проведении которого нужно обратить внимание учащихся на две стадии превращения — сначала сахар плавится, не изменяя окраски, а затем начинает разлагаться.

Наблюдая опыты, учащиеся подразделяют изменения, происходящие с веществами, на физические и химические, зарисовывая схему 5.

*Схема 5*

Классификация явлений




Рассказ можно проиллюстрировать таблицей 6.

*Таблица 6*

**Физические и химические явления**

| Признаки сравнения | Явления | |
|---|---|---|
| | физические | химические |
| Определение | Не происходит: а) изменения мельчайших частиц вещества; б) превращения одних веществ в другие | Происходит: а) изменение мельчайших частиц вещества; б) превращение одних веществ в другие |
| Примеры | Плавление льда, перегонка нефти, образование тумана, прокатка стали | Ржавление железа, горение свечи, скисание молока, потемнение свинцовых белил |
| Признаки | Изменение физических свойств (агрегатного состояния, электропроводности, твёрдости и т. д.) | Выпадение осадка, выделение газа, изменение окраски, выделение или поглощение теплоты, появление запаха |

Для объяснения наблюдаемых явлений учитель обращается к представлениям о строении вещества, которое учащиеся получили в курсе физики. Проводя беседу с учащимися, формулирует вывод: вещества состоят из атомов, которые соединяются друг с другом в бесконечные образования (так построены, например, металлы, алмаз, поваренная соль) или в молекулы — обособленные друг от друга частицы, состоящие из нескольких атомов. Более детально атомно-молекулярное учение будет рассмотрено на следующих уроках. Заметим, что все вещества, которые представлены в демонстрационном эксперименте, состоят из молекул.

Учащиеся записывают в тетради, что при физических явлениях молекулы вещества не разрушаются, вещество сохраняется. При химических явлениях молекулы вещества распадаются на атомы, из которых образуются молекулы нового вещества.

Если описанные опыты по каким-то причинам провести невозможно, всё равно следует обратиться к эксперименту. Хотя бы простейшему опыту по горению свечи, которому М. Фарадей посвятил целую книгу. Наблюдая за горением свечи и внося в пламя холодный предмет (фарфоровую чашечку, предметное стекло, перевёрнутый вверх дном стакан), следует обсудить с классом следующие вопросы.

1. Свеча — это тело или вещество?

2. Из какого вещества состоит свеча? (Свечи делают из смеси парафина и стеарина, бывают также восковые свечи.)

3. Какие части пламени вы наблюдаете? (Здесь надо попросить ученика сделать выводы о температуре разных частей пламени. Для этого можно внести в пламя лучинку, держа её горизонтально.)

4. Что вы наблюдаете при горении свечи?

5. Что происходит с веществом? Почему?

6. Почему чернеет стекло? Откуда взялась вода на стенках стакана?

Учитель демонстрирует учащимся и другие превращения веществ — изменение окраски индикаторов или взаимодействие пероксида водорода с под-

кисленным раствором перманганата калия, реакцию мела с кислотой. На основании демонстрационного эксперимента учащиеся делают выводы о признаках химических реакций:

1) изменение окраски;
2) изменение запаха;
3) выделение газа;
4) выпадение или растворение осадка;
5) выделение и (или) поглощение теплоты и света.

В ходе реакции может проявляться и более одного признака. Так, при взаимодействии мела с кислотой происходит растворение осадка и выделение газа, взаимодействие перманганата калия с пероксидом водорода сопровождается выделением газа и изменением окраски и т. д. Признаки протекания реакций учащиеся записывают в тетрадь.

Учитель отмечает, что выделение теплоты происходит и при некоторых физических процессах (кристаллизация), измельчение некоторых веществ (оксида ртути(II), дихромата калия, медного купороса) также сопровождается изменением окраски, а приведение давления в сосуде к атмосферному приводит к выделению растворённого в воде газа. Надо помнить, что перечисленные признаки не являются универсальными свидетельством протекания реакции.

Затем следует обсудить, какие условия требуются для протекания реакций. После проведения беседы учащиеся приходят к выводу об условиях протекания реакций, некоторые из которых дополняет учитель:

1) контакт веществ;
2) нагревание;
3) действие электрического тока;
4) облучение светом.

Некоторые реакции, например разложение сахара, протекают только при нагревании. Мы рекомендуем учителю провести опыт по взаимодействию порошков железа и серы, описанный в учебнике. Учитель демонстрирует уже готовую смесь, показывает, что железо легко отделяется от серы магнитом, а за-

тем переносит смесь в пробирку и сильно нагревает её до начала реакции. Как только реакция начнётся, спиртовку убирают. Затем остывшую пробирку оборачивают в тряпку и разбивают молотком. Продукт реакции переносят в фарфоровую чашку и демонстрируют его учащимся, в том числе исследуют его отношение к магниту. Для проведения реакции требуется сильное нагревание на спиртовке с большим пламенем!

В ходе урока учащиеся выполняют лабораторный опыт «Физические явления и химические реакции». В целях экономии времени самостоятельная экспериментальная работа учащихся может ограничиться лишь пунктами 3—5. Удобно представить наблюдения в форме таблицы 7. Учитель сообщает классу, что осадок, образующийся при взаимодействии растворов соды и хлорида кальция, — это мел.

*Таблица 7*

Реакции и их признаки

| Номер опыта | Реакция | Признак |
|---|---|---|
| 1 | Сода + хлорид кальция | |
| 2 | Мел + соляная кислота | |
| 3 | Медный купорос + нашатырный спирт | |

Возможно проведение самостоятельной работы. Учащимся раздают карточки с перечисленными в них физическими и химическими явлениями. В тетрадь надо выписать отдельно номера, соответствующие явлениям того и иного вида. Близкие по содержанию задания имеются и в рабочей тетради на печатной основе.

*Вариант 1*

1) Растворение сахара в воде;

2) разложение воды электрическим током на водород и кислород;

3) образование чёрного налёта на серебряных изделиях;

4) образование кристаллов поваренной соли при упаривании раствора;

5) плавление алюминия;

6) горение свечи.

*Вариант 2*

1) Окисление меди;

2) испарение воды;

3) ржавление железа;

4) горение древесины;

5) растворение вещества;

6) плавление меди.

*Вариант 3*

1) Замерзание воды;

2) возгонка иода;

3) горение свечи;

4) переваривание пищи;

5) скисание молока;

6) плавление железа.

В конце урока учитель делает вывод не только о разделении явлений на физические и химические, но и указывает классу на необходимость умения наблюдать, проводить эксперимент, изучать вещества и происходящие с ними явления.

## *УРОК 7.* Атомы. Химические элементы

Этот и следующий уроки направлены на рассмотрение атомно-молекулярного учения. Логика изложения материала может быть такова. Сначала учитель формулирует утверждение о том, что все вещества состоят из атомов. Классу задаётся вопрос: почему одни вещества отличаются от других? Рассуждая, приходят к выводу, что в состав веществ входят атомы разных видов. Учащихся нужно познакомить с различными видами атомов. В тетради школьники записывают: атомы определённого вида называют химическим элементом. На данном этапе

обучения школьникам трудно понять, чем атомы одного вида отличаются от атомов другого вида. В качестве доступной им характеристики может фигурировать лишь масса, хотя утверждение о том, что атомы разного вида отличаются друг от друга массой вообще, некорректно (например, $^{40}K$ и $^{40}Ar$, такие атомы называют изобарами, от греческих слов *isos* — «одинаковый» и *baros* — «вес»; напомним, что элементом называют множество атомов с одним и тем же зарядом ядра).

Учитель может сослаться на имеющиеся у учеников знания по курсу физики и сказать, что атомы разных элементов отличаются друг от друга строением, а часто — и массой.

Следующий вопрос: сколько видов атомов, т. е. химических элементов, известно? На октябрь 2009 г. учёным известно 117 химических элементов (с порядковыми номерами с 1-го по 116-й и 118-й), из них 94 обнаружены в природе (некоторые — лишь в следовых количествах), а 23 получены искусственно. Таким образом, всё многообразие природных веществ состоит лишь из 94 видов атомов. Учитель должен обратить на это особое внимание класса. Как объяснить данный факт? В состав большинства веществ входят атомы разных видов в разных соотношениях.

Далее следует обратиться к Периодической системе элементов. Учитель сообщает школьникам, что в ней представлены атомы всех видов, т. е. все химические элементы. Каждый химический элемент занимает определённую клеточку, в которой он обозначен символом. Чтобы обозначить состав вещества, необходимо уметь записывать символы элементов, входящих в его состав. Символ элемента состоит из одной или двух букв его латинского названия. Можно обратить внимание учащихся на таблицу 3 учебника, в которой перечислены названия некоторых элементов — латинские и русские. Отдельный вопрос — происхождение названий. Учитель может привести несколько интересных примеров из этимологии. Заметим, что на время написания рукописи из 117 химических элементов названия имеют только

112. Последние два элемента, символы которых не приведены в Периодической системе на форзаце учебника, названы недавно: 111-й элемент рентгений Rg — в честь Вильгельма Рентгена, открывшего рентгеновские лучи, 112-й элемент коперниций Cn — в честь Николая Коперника. Названия вновь открываемым элементам даёт Международный конгресс по теоретической и прикладной химии (ИЮПАК). Элементы со 113-го по 118-й пока обозначают по их порядковому номеру — 113-й элемент унунтрий (дословно Ununtrium означает «одно-одно-третий», или сто тринадцатый), 114-й элемент унунквадий (Ununquadium означает «одно-одно-четвёртый»), 118-й элемент унуноктий. Однако это временные названия, они будут использоваться до тех пор, пока им не будет дано название на конгрессе ИЮПАК.

Проводя первое знакомство с Периодической системой, учитель должен обратить внимание, что все элементы в ней пронумерованы целыми числами. В каждой клеточке элемента записан его порядковый номер. Физическая суть этой величины учащимся пока неизвестна, но знать о существовании порядкового номера они должны. Также в клеточке элемента указана его атомная масса. Хотя понятие об относительной атомной массе будет введено позже, уже сейчас мы предлагаем упомянуть о ней, с тем чтобы организовать заучивание символов элементов (табл. 3 в учебнике) уже вместе с их относительными атомными массами. Заметим, что символы и названия элементов имеют историческое и, может быть, эстетическое значение, но не несут никакого смысла. Формально убрать их из Периодической системы можно без какого-либо ущерба для науки. В таком случае формулы легко записывать, ставя вместо символа элемента его порядковый номер, например $1_2 8$ ($H_2O$), $13_2 8_3$ ($Al_2O_3$) и т. д. Тем не менее делать такую замену авторы не предлагают.

Учителю важно подчеркнуть неизменность атома химического элемента в ходе химических превращений. Определение атома, данное в рамке на с. 24 учебника, ученики записывают в тетрадь. У уча-

щихся может возникнуть вопрос: а как же учёные получают новые элементы? В таком случае учитель сообщает, что превращения атомов одного вида в атомы другого вида возможны, но они являются предметом изучения не химии, а ядерной физики. В химических реакциях атомы не изменяются. В этом подходе формальное противоречие. Дело в том, что физические явления мы определяли (урок 6) как явления, в ходе которых с атомами и молекулами вещества ничего не происходит. Получается, что ядерная реакция — это процесс не физический и не химический. Наверное, здесь следует говорить об особых ядерных явлениях, которые изучает ядерная физика.

В заключение учитель рассказывает о распространённости элементов во Вселенной, земной коре и в организме человека. Важно подчеркнуть, что наиболее лёгкий элемент — водород — оказывается наиболее распространённым во Вселенной. Важно обратить внимание на отличие атомных и массовых процентов. Атомный процент можно определить как выраженную в процентах атомную (мольную) долю, т. е. отношение числа атомов данного элемента во Вселенной к общему числу атомов всех элементов во Вселенной. А массовая доля есть отношение массы атомов данного элемента во Вселенной к общей массе Вселенной.

Важно, чтобы учащиеся дома выучили символы химических элементов и их относительные атомные массы. Можно на каждый урок задавать для заучивания по 10 элементов из таблицы 3 учебника. Заучиванию элементов помогает домашняя работа по изготовлению карточек. Для каждого из элементов первых трёх периодов надо заготовить вырезанную из картона прямоугольную карточку размером $5 \times 7$ см. Карточку располагают вертикально и записывают на ней символ элемента, его название, значение атомной массы. Их удобно использовать в дальнейшем при выводе периодического закона.

В дополнительное время, чтобы стимулировать интерес к заучиванию символов элементов, иногда прибегают к шуточным загадкам, которые уже не раз публиковались в печати. Приведём некоторые из них.

1. Какой элемент вращается вокруг Солнца? (Уран.)

2. Какой металл по древнегреческой мифологии «обречён» на вечные муки? (Тантал.)

3. В состав какого металла входит дерево? (Никель.)

4. Какой благородный металл состоит из болотных водорослей? (Платина.)

5. Частью какого химического элемента любят играть на досуге взрослые и дети? (Золото.)

На факультативе с учащимися можно решить задачу.

## *УРОК 8.* Молекулы. Атомно-молекулярная теория

Урок можно построить в форме беседы с учащимися. Школьники уже знают, что атомы, объединяясь друг с другом, образуют вещества. Однако объединяться атомы могут по-разному. Они могут собираться в отдельные, более крупные частицы — молекулы, а могут образовывать различные бесконечные структуры. Это удобно представить в виде рисунка 1.

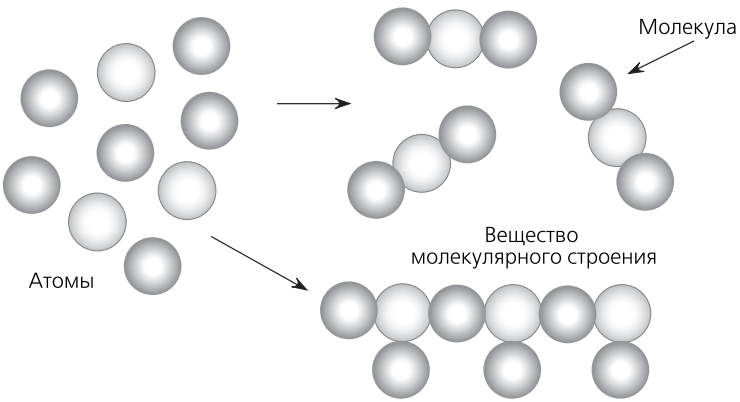
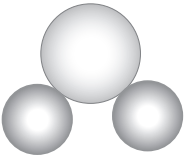



*Рис. 1*

Учитель демонстрирует модели простейших молекул, в том числе представленные и на рисунках 19, 20 учебника. В тетрадь учащиеся записывают определение понятия «молекула», помещённое в рамке на с. 27 учебника.

Химические свойства вещества определяются его отдельными молекулами, а физические свойства (окраска, температура плавления) — веществом, т. е. совокупностью молекул. Важно подчеркнуть, что атомы и молекулы не имеют окраски, а окраска шаров на моделях условна. Теперь учащимся должна быть понятна разница между физическими и химическими явлениями: при физических явлениях молекулы сохраняются, а при химических — молекулы одних веществ превращаются в молекулы других.

Далее уместно перейти к химической формуле. За основу можно взять молекулу воды (рис. 19 в учебнике). Она состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. С символами этих элементов учащиеся уже знакомы. Таким образом, состав молекулы воды можно записать как $H_2O$. Аналогично рассматривают формулы других веществ (рис. 20 в учебнике). Обращают внимание учащихся на то, что молекулы многих газов, образованных атомами одного элемента, двухатомны. На доске учитель записывает



$H_2O$

Индекс 1 не ставится

Индекс (указывает число атомов данного вида в молекуле)

Учитель сообщает, что молекулы могут быть крупными, содержать тысячи атомов. Дополнительные примеры молекул разных веществ приведены в рабочей тетради на печатной основе.

Можно использовать исторический подход. Предположения о том, что вещества состоят из отдельных частиц, высказывались ещё в древности. Так, римский учёный Лукреций, живший в I в. до н. э., в поэме «О природе вещей» («De rerum natura») рассуждал так:

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

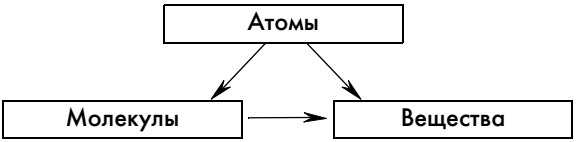
В другом месте поэмы он приводит другое доказательство делимости вещества — существование запахов. Если мы чувствуем запах вещества, значит, мельчайшие частицы этого вещества — его молекулы — переходят в пар, который мы и улавливаем органами чувств. Объяснение совершенно верное с точки зрения современных воззрений. Остаётся добавить, что экспериментально существование молекул было доказано лишь в XIX в.

Известный русский химик Иван Александрович Каблуков (1857—1942) в своём учебнике «Основные начала неорганической химии» предлагает такое доказательство молекулярного строения вещества: «Если мы возьмём 50 мл безводного спирта и смешаем с 50 мл воды, то объём образовавшейся смеси будет занимать не 100 мл, а 96 мл. Происшедшее сжатие мы легко объясним, если примем, что как вода, так и спирт состоят из мельчайших невидимых частиц, находящихся на некотором расстоянии друг от друга; объём частицы спирта не равняется объёму частицы воды, и поэтому при смешении частицы воды размещаются между частицами спирта, и вся смесь может занять меньший объём, чем сумма объёмов отдельных жидкостей, подобно тому как при смешении двух сортов дроби, мелкой и крупной, происходит также сжатие».

Важно, что вещество молекулярного строения состоит из отдельных молекул, которые слабо связаны между собой. Учащиеся должны понять, что все вещества состоят из атомов, но не все из молекул. Это представлено на схеме 6, которую можно изобразить на доске.

*Схема 6*

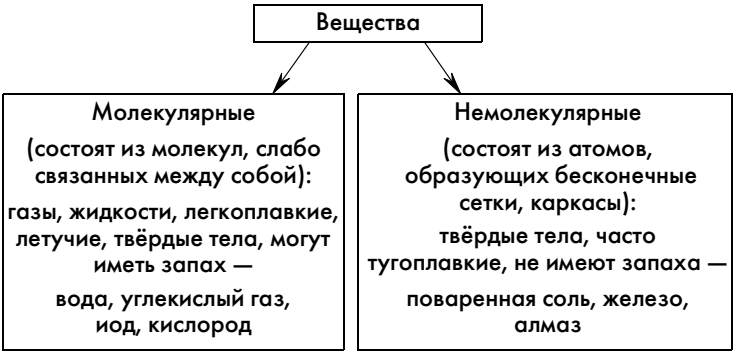
Взаимосвязь понятий «атомы», «молекулы», «вещества»




Далее учитель ставит перед классом вопрос: чем же отличаются друг от друга вещества молекулярного и немолекулярного строения? Они различаются по формальным признакам (строению) и по свойствам. Уже здесь, на первом этапе обучения, мы предлагаем приучать школьников к мысли о том, что свойства вещества определяются его строением. Беседу можно построить таким образом: учитель перечисляет вещества: а) молекулярного, б) немолекулярного строения и вместе со школьниками методом индукции приходит к обобщению, результат которого отражает схема 7.

*Схема 7*

Классификация веществ



Важно обсудить вопрос о том, что запах имеют вещества молекулярного строения. Все ли вещества молекулярного строения имеют запах? Запах — это ощущение, возникающее при воздействии пахучих веществ на рецепторы слизистой оболочки носа. Как правило, учащиеся без труда объясняют, почему запах присущ веществам молекулярного строения. Ведь молекулы слабо связаны друг с другом и легко отрываются от поверхности вещества. А в газах и пара́х жидкости они вообще перемещаются свободно. Почему же мы не ощущаем запах кислорода, воды? Если школьники затрудняются ответить на эти вопросы, следует направить их мысль от противного — как бы они ощущали себя, если бы кислород имел запах. Удалось бы им как-нибудь избавиться от этого запаха? Сравнение свойств веществ молекулярного и немолекулярного строения удобно проводить, заполняя таблицу 13 в рабочей тетради на печатной основе.

Учитель спрашивает у класса: какое строение (молекулярное или немолекулярное) имеет, например, какао-масло — вещество, выделяемое из какао-бобов и придающее характерный запах шоколаду? Хорошо, если учитель обзаведётся пластинкой какао-масла, которое иногда продают в кондитерских магазинах. Оно напоминает воск, плавится при 34 °С и сильно пахнет шоколадом (точнее, наоборот, шоколад пахнет какао-маслом). Или, например, есть ли молекулы в составе алюминия? Учащиеся должны уметь отвечать на такие вопросы-загадки.

Какой смысл несёт в себе химическая формула? Для веществ молекулярного строения она выражает состав молекулы, а для веществ немолекулярного строения — состав наименьшего повторяющегося фрагмента. Последнее легко объяснить, воспользовавшись рисунком 23 учебника. Слева представлено строение железа, все атомы одинаковые, поэтому формула железа Fe. На структуре кварца видно, что чёрных шариков (атомов кремния) в два раза меньше, чем красных (атомов кислорода). Поэтому на

один атом кремния приходится два атома кислорода, т. е. кварц имеет формулу $SiO_2$.

В заключение следует записать основные положения атомно-молекулярного учения (см. с. 28 учебника), основы которого были сформулированы Джоном Дальтоном в вышедшей в 1808 г. «Новой системе химической философии». На рисунке 22 учебника приведены символы химических элементов из книги Дж. Дальтона. Заметьте, что название magnesia относится к магнию, lime (известь) — к кальцию, soda — к натрию, potash — к калию, strontian — к стронцию, barites — к барию. Справа от названия элемента приведены определённые Дальтоном значения относительных атомных масс, которые значительно отличаются от современных. Это объясняется тем, что состав многих сложных веществ в то время был определён неверно. Так, например, воде приписывали формулу НО. Современные символы химических элементов были введены шведским химиком Йенсом Якобом Берцелиусом в 1813 г. Дома учащимся предлагают изобразить формулы воды, кислорода, водорода, углекислого газа, аммиака и серной кислоты, пользуясь обозначениями Дальтона (взять из рис. 22 учебника) и Берцелиуса (современными).

## *УРОК 9.* Закон постоянства состава веществ молекулярного строения

В начале урока можно провести диктант для проверки знаний символов химических элементов и навыков написания формул. Учитель последовательно называет русские названия элементов, а затем просит написать формулу вещества, состоящего из двух атомов водорода, одного атома серы и четырёх атомов кислорода; формулу вещества, состоящего из одного атома калия и одного атома хлора и т. д. В заключение можно проверить навык записи химической формулы по её произношению. Для этого надо прочитать формулы нескольких веществ (например,

$KMnO_4$, $Na_2S$, $CaCO_3$) и попросить учащихся их записать. Проверить диктант и разобрать ошибки уместно здесь же, на уроке. Следует напомнить, что вещества делятся на вещества молекулярного и немолекулярного строения. После этого учитель формулирует закон постоянства состава и комментирует его, как это сделано в учебнике (с. 31). Формулировку закона учащиеся записывают в тетрадь.

Таким образом, каждое вещество имеет химическую формулу, которая и показывает его состав. Состав вещества постоянен, т. е. не зависит от условий его хранения, способа получения и т. д. Если состав вещества изменился, значит, это вещество превратилось в другое, произошла химическая реакция.

Следует сравнить индивидуальные вещества и смеси. Смесь, в отличие от индивидуальных веществ, не имеет постоянного состава, т. е. ей нельзя приписать химическую формулу. Поэтому нельзя, например, привести химическую формулу нефти или лимонада. Необходимо перечислить все вещества, входящие в состав смеси. Пример с лимонадом или иным напитком, который потребляют школьники, очень нагляден. Можно, например, вместе с учащимися изучить указанный на этикетке состав этого напитка. Учитель называет все вещества (можно указать и их формулы, хотя бы некоторых, например, лимонной кислоты $C_6H_8O_7$, бензоата натрия $C_7H_5O_2Na$ (консервант), сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ и др.), а затем спрашивает, из каких элементов они состоят. Желательно, чтобы учитель кратко охарактеризовал роль каждого из веществ, составляющих лимонад, — что придаёт ему вкус, окраску, предотвращает напиток от порчи на воздухе (консервант), каким веществом газируют напиток (углекислый газ).

Затем обсуждают вещества немолекулярного строения. Они представляют собой твёрдые тела, в которых атомы расположены друг относительно друга в определённой последовательности. Для демонстрации рекомендуем использовать кристалли-

ческую решётку хлорида натрия, за неимением — обратиться к рисунку 23, *б* учебника, где показана структура кварца. Надо напомнить, что формула такого вещества выражает не состав молекулы (молекул там вообще нет), а состав простейшего повторяющегося фрагмента. Однако в реальной кристаллической решётке некоторые места могут оказаться свободными. Так возникают дефекты, которые и приводят к тому, что реальный состав одного кристалла может отличаться от другого. Пример с хлоридом калия, приведённый в учебнике, очень нагляден. Заметим, что некоторые вещества, например оксид железа(II) FeO, вообще не удаётся получить стехиометрического состава, т. е. состава, указанного в формуле. Состав реального вещества всегда содержит меньше железа, например $Fe_{0,948}O$. Для учителя сообщим, что такая возможная область составов, например множество значений $x$ для $Fe_{1-x}O$, называется областью гомогенности. При знакомстве учащихся с массовыми долями можно попросить их оценить, насколько в таком минерале (вюстите) содержится железа меньше, чем в формуле стехиометрического состава.

Учащимся, интересующимся химией, можно сообщить, что вещества постоянного состава называют дальтонидами (в честь уже известного им химика Дж. Дальтона), а вещества переменного состава — бертоллидами (в честь французского химика К. Бертолле); сам термин введён русским химиком Н. С. Курнаковым в 1912 г. Однако в этой терминологии есть своя специфика. Бертоллидами исторически считали соединения с ненулевой областью гомогенности, но в современной науке так называют соединения, область гомогенности которых вообще не включает стехиометрический состав. Иными словами, $Fe_{1-x}O$ — это бертоллид, так как соединение стехиометрического состава (с $x = 0$) не получено, в реальном веществе всегда $0 < x < 1$, а хлорид натрия — дальтонид, так как продукт стехиометрического состава существует.

## *УРОК 10.* Классификация веществ. Простые и сложные вещества

Умение классифицировать изученные объекты и явления является одним из предметных результатов освоения школьниками курса химии (Примерные программы основного общего образования. — М.: Просвещение, 2010. — С. 10). Напомним, что классификация — это логическая операция, которая состоит в распределении элементов данного множества по классам, точно охарактеризованным с точки зрения интересующих нас признаков. Все вещества, которые нас окружают, можно разделить на индивидуальные (чистые) вещества и смеси. Признаком такого разделения служит число веществ. Если оно равно 1, то вещество индивидуальное, если больше единицы, то это смесь.

Смеси разделяют на индивидуальные вещества при помощи физических методов. Учащиеся уже знакомы с этими методами и могут их назвать. Смеси веществ по возможности визуально различать в них составные части делят на однородные и неоднородные. Учащиеся должны приводить примеры таких смесей (однородные — бензин, водный раствор сахара, неоднородные — взвесь глины в воде, цементный раствор).

На демонстрационный стол перед уроком следует выставить образцы простых (металлов, неметаллов) и сложных веществ, как органических, но известных учащимся (сахароза, целлюлоза, ацетон, этанол), так и неорганических (карбонат натрия, хлорид натрия, медный купорос, оксид железа(III)). Можно показать бензин и некоторые индивидуальные жидкие углеводороды, которые входят в его состав.

Напомним, что химический элемент — это определённый вид атомов. Химический элемент может существовать в виде свободных атомов (большинство атомов в свободном виде могут существовать лишь при высокой температуре) или в виде вещества. В за-

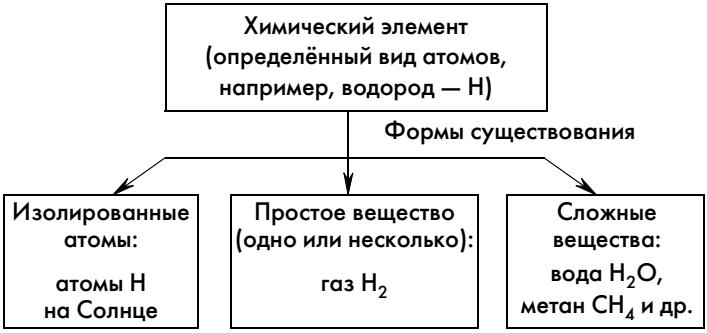
висимости от того, атомы одного или разных элементов формируют это вещество, различают вещества простые и сложные. В состав простых веществ входят атомы одного и того же вида. Обратите внимание школьников, что большинство простых веществ носят в русском языке те же названия, что и химические элементы. Так, слово «кислород» обозначает и химический элемент кислород, и изолированные атомы кислорода, и простое вещество кислорода, состоящее из двухатомных молекул. Исключение составляет элемент углерод, простое вещество которого носит название «уголь». Эти термины надо отработать, зачитывая фразы, в которых одно и то же слово употребляется в обозначении элемента или простого вещества, и анализируя их. Например, «водород входит в состав воды», «водород — горючий газ», «шар, заполненный гелием, взлетает вверх», «атомы гелия химически не взаимодействуют», «в состав костей входит фосфор», «фосфор содержится в обмазке спичечного коробка» и т. д. Аналогичное задание есть в вопросах к параграфу (вопрос 2), а также в рабочей тетради на печатной основе.

Далее учитель даёт определения понятий «простое вещество» и «сложное вещество» (в рамках на с. 33, 34), которые учащиеся записывают в тетрадь. Отличие простых веществ от сложных учащиеся понимают легко. Важно обратить внимание на различие понятий «элемент» и «вещество». Можно привести схему 8 и прокомментировать её на примере сначала водорода, а затем кислорода.

На вопрос, каких веществ больше — простых или сложных, школьники отвечают без труда. Сложнее для них оказывается другой вопрос: почему простых веществ больше, чем элементов? Ответ заключается в том, что некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ. Примером может служить элемент кислород, который помимо молекул $O_2$ (обычный кислород) образует и вещество, состоящее из молекул $O_3$, — озон. Можно упомянуть название этого явления (аллотропия), хотя детально рассматривать его здесь мы не рекомендуем.

*Схема 8*

Формы существования химических элементов
(на примере водорода)




Общая классификация веществ приведена на схеме 1 учебника (с. 33). Её удобно использовать при изложении материала. Надо обратить внимание, что сложные вещества называют ещё и химическими соединениями. Их подразделяют на неорганические и органические. Эти термины объяснены в учебнике. Классификация простых веществ на металлы и неметаллы также становится очевидной, если продемонстрировать учащимся уголь, серу, фосфор (неметаллы) и металлы — железо, алюминий, медь. Здесь важно подчёркивать различие в свойствах и внешнем виде.

Пользуясь схемой 1 учебника, учащиеся должны научиться характеризовать вещества. Например, лимонад — однородная смесь, вода — сложное неорганическое вещество, железо — простое вещество, металл.

Учитель даёт задание по вариантам.

Охарактеризуйте перечисленные вещества в соответствии со схемой 1 учебника.

*Вариант 1*

Медь, уголь, углекислый газ, этиловый спирт, чай.

*Вариант 2*

Сера, ртуть, сахар, молоко, поваренная соль.

*Вариант 3*

Сода, ацетон, бензин, кислород, свинец.

В конце урока учитель проводит лабораторный опыт «Ознакомление с образцами простых и сложных веществ». На столы учащимся раздают образцы простых и сложных веществ в банках и склянках с подписанными формулами (по три вещества на стол из списка:

*сложные вещества*: медный купорос, карбонат натрия, карбонат кальция, малахит, оксид железа(III), оксид меди(II), кварц;

*металлы*: железо, цинк, алюминий, свинец, олово, медь;

*неметаллы*: сера, уголь.

Открывать банки, если они сделаны из прозрачного стекла, не следует. Учащиеся рассматривают содержимое банок и склянок, смотрят на формулы и заполняют таблицу 8.

*Таблица 8*

Примеры простых и сложных веществ

| Сложное вещество | Простое вещество | |
|---|---|---|
| | Металл | Неметалл |
| | | |

## *УРОК 11.* Относительная атомная и молекулярная массы

Цель урока — изучить понятия «относительная атомная масса» и «молекулярная масса» и научиться определять массовую долю элемента в химическом соединении. При изложении нового материала учитель должен указать на то, что масса отдельных атомов крайне мала. Например, в алюминиевой ложке массой 9 г содержится $2 \cdot 10^{23}$ атомов алюминия. Таким образом, отдельный атом алюминия весит $4{,}5 \cdot 10^{-23}$ г. Можно для наглядности продемон-

стрировать учащимся алюминиевую ложку. Ясно, что оперировать такими числами неудобно. Как поступают в таком случае? Сравнивают данный объект с каким-то другим, хорошо знакомым. Можно привести пример из жизни. Например, задать вопрос: «Тяжёлый ли этот стул?» По сравнению с табуретом он тяжёлый, а по сравнению со столом — лёгкий. Мы провели относительную оценку его массы. Можно определить и его относительную массу: стул в два раза тяжелее табурета, т. е. его относительная масса по отношению к табурету равна 2. После этого учащимся сообщают, что так же поступают и с атомами. Что взять за эталон сравнения, подобно тому как в случае со стулом мы брали табурет? Логично было бы взять атомную массу самого лёгкого из атомов — водорода, приравняв её к единице. Тогда масса атома кислорода равна 16 (один атом кислорода весит столько же, сколько весят 16 атомов водорода), а углерода — 12. Такие значения атомных масс называют относительными. Их впервые ввёл Дж. Дальтон, а затем уточнил Й. Я. Берцелиус. Однако впоследствии выяснилось, что в качестве объекта сравнения удобнее взять не атом водорода, а атом углерода, массу которого удаётся определить с большей точностью. Чтобы не изменять значения атомных масс, введённые ранее, их стали относить не к атому водорода, а к одной двенадцатой части атома углерода, которая весит практически столько же, сколько и атом водорода. Важно, чтобы учащиеся усвоили смысл понятия относительной атомной массы — сравнение массы атома с массой самого лёгкого атома, а также тот факт, что относительная масса — величина безразмерная, как и другие относительные величины. Учащиеся уже знают, что значения относительных атомных масс элементов приведены в Периодической системе, а округлённые — в таблице 3 учебника (с. 23).

В тексте § 11 приведён материал об измерении массы атома в атомных единицах массы и о том, как Дж. Дальтон определял относительные атомные мас-

сы. Этот материал можно использовать как дополнительный.

Затем следует ввести понятие об относительной молекулярной массе вещества как сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в его состав. Подобно тому как масса целого есть сумма масс его частей, так и относительная масса целого равна сумме относительных масс его частей. Расчёт относительной молекулярной массы лучше всего показать на примерах как простых ($H_2$, $O_2$), так и сложных ($H_2O$, $H_2SO_4$) веществ. Учитель задаёт вопрос о том, какой физический смысл имеет относительная молекулярная масса. Она показывает, насколько масса одной молекулы больше одной двенадцатой части атома углерода. Необходимо попрактиковаться в расчёте относительных молекулярных масс по заданиям рабочей тетради на печатной основе.

## *УРОК 12.* Массовая доля химического элемента

Начать урок мы рекомендуем с обсуждения смысла химической формулы. Что она означает? (Состав молекулы для веществ молекулярного строения и состав простейшего повторяющегося фрагмента для вещества немолекулярного строения.) Какую информацию она несёт? Химическая формула выражает качественный и количественный состав вещества. Учащимся объясняют значение слов «качественный» и «количественный». Качественный состав означает, из атомов каких элементов состоит вещество, а количественный — в каком соотношении они находятся. Это соотношение может быть выражено как в атомных (мольных), так и в массовых процентах, с которыми учащиеся знакомились на уроке 7. В формуле оно выражено в атомных процентах. Например, в молекуле воды на два атома водорода приходится один атом кислорода. А как перевести их в массовые? Здесь надо ввести понятие массовой доли химического элемента в соединении. Школьники

знают, что доля — это часть целого, а сумма всех долей равна единице. Таким образом, массовая доля элемента в соединении есть отношение суммы относительных атомных масс всех атомов этого элемента, входящих в состав формулы, к относительной молекулярной массе.

Необходимо разобрать пример расчёта массовых долей водорода и кислорода в воде и показать, что их сумма равна 1, т. е. 100%. Дополнительные задания по расчёту массовых долей элементов в соединениях содержатся в рабочей тетради на печатной основе. Их можно использовать в качестве самостоятельной работы по вариантам (расчёт массовых долей элементов в $SiH_4$, $MgCl_2$).

Учитель разбирает с учащимися задачи по синтезу соединений из простых веществ. В этом случае отношение массовых долей атомов в соединении равно отношению масс веществ, вступивших в реакцию. Данный пример рассмотрен в параграфе на примере воды, в заданиях 9 и 10 он дан для сульфидов железа и алюминия, а в рабочей тетради на печатной основе — для синтеза оксида азота(II). Ещё один пример: в каком массовом отношении надо взять медь и серу для получения сульфида меди(II)?

*Задача*. Массовые доли кислорода и кремния в земной коре равны 47,2 и 27,6% соответственно. Во сколько раз число атомов кислорода в земной коре больше числа атомов кремния?

*Решение*. Обозначим массу земной коры $M$. Тогда

$$w(\mathrm{O}) = \frac{m(\mathrm{O})}{M} = \frac{\mu(\mathrm{O})N(\mathrm{O})}{M} = 0{,}472;$$

$$w(\mathrm{Si}) = \frac{m(\mathrm{Si})}{M} = \frac{\mu(\mathrm{Si})N(\mathrm{Si})}{M} = 0{,}276,$$

где $m$ — масса всех атомов данного элемента в земной коре в граммах, $N$ — число атомов данного элемента в земной коре, $\mu$ — масса одного атома данного элемента в граммах. Очевидно, что $\mu(\mathrm{O}) : \mu(\mathrm{Si}) = A_r(\mathrm{O}) : A_r(\mathrm{Si})$.

Тогда $N(\mathrm{O})/N(\mathrm{Si}) = (0{,}472 \cdot 28)/(16 \cdot 0{,}276) = 3 : 1$.

*Ответ*: на один атом кремния в земной коре приходится три атома кислорода.

## *УРОК 13.* Закон сохранения массы веществ

Закон сохранения массы веществ напрямую следует из атомно-молекулярного учения. Если атом химически неизменен, а в результате реакций атомы «перераспределяются», переходят из одних веществ в другие, то, как следствие, масса всех веществ в ходе реакции не изменяется. Однако путь науки к этому простому выводу был тернист. Дело в том, что закон сохранения массы был сформулирован независимо друг от друга русским учёным М. В. Ломоносовым и французским химиком А. Л. Лавуазье ещё в XVIII в., до работ Дж. Дальтона. В то время в химии господствовала теория флогистона, предполагавшая наличие у веществ особого горючего начала. Учитель демонстрирует опыт, для которого понадобятся весы. На одну чашу весов кладут медную фольгу и уравновешивают её разновесами. После этого фольгу прокаливают в пламени и кладут на весы. Ученики должны предсказать, что масса фольги увеличится, так как медь присоединяет кислород из воздуха. Но во времена М. В. Ломоносова состав воздуха был неизвестен, а металлы считали сложными телами, содержащими горючее начало — флогистон. Учитель спрашивает у учащихся, как надо модифицировать опыт, чтобы равновесие весов не нарушилось. Для этого медь надо поместить в стеклянный сосуд, заполненный кислородом, запаять его, а потом уравновесить на весах и нагреть. М. В. Ломоносов проводил эксперименты именно в таких сосудах — ретортах, сделанных из стекла или керамики. Если в школьном кабинете химии есть реторта или её изображение, ученикам следует показать их. Вместо опыта с медью можно провести опыт со свечой. Его легко сделать в двух вариантах:

1) горение свечи на воздухе, при этом равновесие весов нарушается;

2) горение свечи в закрытой колбе, равновесие не нарушается.

Учитель начинает этот эксперимент рассуждением о том, бывают ли случаи, когда закон сохранения массы не действует. Можно высказать сомнение, не противоречит ли первый опыт со свечой закону сохранения массы. Как доказательство того, что при горении происходит реакция с кислородом воздуха, следует подержать над пламенем свечи холодный предмет, на который осядут сажа и капли воды.

Мы советуем процитировать формулировку закона сохранения массы, данную М. В. Ломоносовым (приведена на с. 41 учебника в биографической справке).

От закона сохранения массы переходят к записи уравнений химических реакций. Начать можно с реакции меди с кислородом, которую учащиеся наблюдали. Учитель сообщает, что чёрный налёт, которым покрывается медь в ходе реакции, это оксид меди(II), а его формула CuO, и записывает схему реакции, называя левую и правую части, реагенты и продукты. Школьникам надо напомнить, что число атомов каждого вида в ходе реакции измениться не может, так как атомы в химии не появляются и не исчезают. Затем учитель расставляет коэффициенты. Школьники не должны путать коэффициент с индексом. На первых порах некоторые учащиеся пытаются с целью уравнивания числа атомов заменить индексы в формулах веществ. Учитель должен предостеречь от этой ошибки, напомнив, что формула вещества выражает его качественный и количественный состав, а замена индексов приведёт к изменению количественного состава, т. е. подмене одного вещества другим. Дополнительный пример — это реакция горения метана. В учебнике она представлена и в виде уравнения, и в виде модели (рис. 28). При необходимости учитель может обратиться к рисунку 21 на с. 28 учебника, где аналогичным образом представлена реакция образования воды из простых веществ.

Отдельно разбирают случай, когда при уравнивании перед кислородом сначала получается дробный

коэффициент (например, $H_2S + O_2 \longrightarrow SO_2 + H_2O$). В этом случае все коэффициенты надо удвоить.

В конце урока учитель даёт школьникам самостоятельное задание по расстановке коэффициентов. Достаточное количество схем реакций есть в заданиях к параграфу и в рабочей тетради на печатной основе.

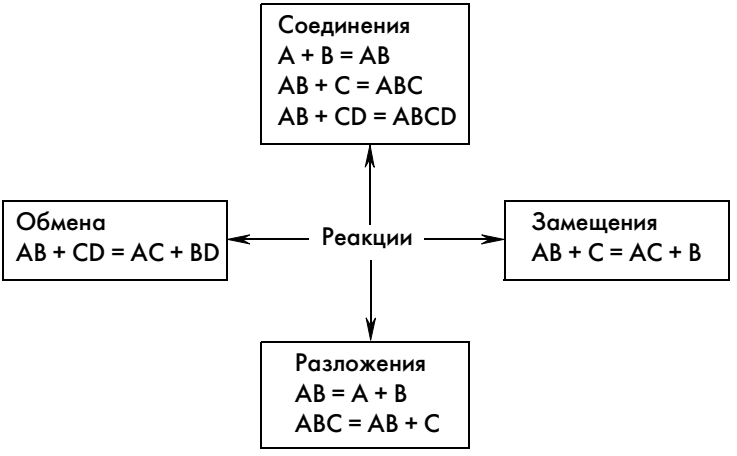
## *УРОК 14.* Типы химических реакций

Учащимся уже известна классификация веществ. На данном уроке будет рассмотрена классификация реакций. Учащиеся должны самостоятельно объяснить значение слова «классификация» и вспомнить, что классификация проводится по определённому признаку. В данном случае использован формальный признак — вид и количество исходных веществ и продуктов реакции.

Все четыре типа можно представить схематично или графически (схема 9).

*Схема 9*

Классификация реакций по признаку
«число и состав исходных веществ и продуктов реакции»



Отметим, что данная классификация имеет, скорее, историческое значение, так как не является абсолютной. Некоторые реакции, в том числе уже известные школьникам, не относятся ни к одному из четырёх типов. В качестве примера можно привести реакцию горения метана.

Рекомендуем следующую схему изучения материала. Сначала учитель даёт общую классификацию реакций, а затем обсуждает каждый тип реакций, иллюстрируя их примерами и проведением лабораторного опыта («Реакция замещения», «Реакция соединения», «Реакция разложения»). В качестве демонстрации реакции обмена можно предложить осаждение сульфата бария или карбоната кальция.

Особую роль при изложении материала следует уделить отработке навыков по расстановке коэффициентов. Задания данного типа (их много в рабочей тетради) обязательно надо задать на дом.

## *УРОК 15.* Повторительно-обобщающий урок по теме «Первоначальные химические понятия»

На уроке обобщают, систематизируют уже изученный материал. Начать нужно с определения химии как науки о веществах, их свойствах и взаимных превращениях. Затем обсуждают, из каких частиц состоит вещество. Учитель напоминает, что все вещества состоят из атомов, но не из молекул, предлагает сравнить свойства веществ молекулярного и немолекулярного строения. Учащиеся должны уметь формулировать основные положения атомно-молекулярного учения и закон сохранения массы, лежащие в основе изучения веществ, помнить имена учёных, в том числе российских, внёсших существенный вклад в развитие науки.

Состав вещества, как качественный, так и количественный, выражает его химическая формула. Учитель записывает формулы нескольких простых

и сложных веществ ($O_2$, $CaSO_4$) и предлагает учащимся описать их качественный и количественный состав, рассчитать массовую долю элементов в соединении. Можно поставить вопрос и по-другому, попросив записать формулу вещества, в котором на один атом водорода приходится один атом кислорода, а относительная молекулярная масса вещества равна 34. Или записать формулу вещества, в котором на один атом углерода приходится два атома натрия и три атома кислорода.

Вещества, которые упоминаются учителем, по возможности надо демонстрировать классу, называть их, рассказывать об их свойствах. Затем на нескольких примерах повторяют правила расстановки коэффициентов в уравнении реакции. Для отработки этих навыков раздают классу карточки со схемами реакций и поочерёдно вызывают школьников к доске. Они должны расставлять коэффициенты и называть тип реакции (если он укладывается в четыре изученных типа).

Основные выводы представлены в разделе «Самое важное» на с. 48 учебника.

## *УРОК 16.* Контрольная работа 1

### *ВАРИАНТ 1*

1. Какие из явлений: кипение спирта, горение серы, отбеливание ткани, плавление свинца, прогоркание сливочного масла — относят к химическим?
2. Приведите пример смеси, которую можно разделить отстаиванием.
3. Запишите символы следующих химических элементов: медь, кислород, ртуть, хлор, сера, натрий.
4. Выпишите из приведённого перечня: $O_2$, FeS, $CaSO_4$, Na, $C_6H_{12}O_6$ — формулы простых веществ и назовите их.
5. Расставьте коэффициенты в схемах реакций и определите, к какому типу относится каждая химическая реакция:

$Al + S \longrightarrow Al_2S_3$;
$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$;
$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$;
$Al_2O_3 + P_2O_5 \longrightarrow AlPO_4$;
$Ag_2S + O_2 \longrightarrow Ag + SO_2$.

6. Вычислите относительную молекулярную массу оксида алюминия $Al_2O_3$.
7. Рассчитайте массовые доли химических элементов в оксиде алюминия $Al_2O_3$.

*ВАРИАНТ 2*

1. Какие из явлений: горение бензина, таяние снега, скисание молока, образование инея, варка сгущёнки — относят к химическим?
2. Приведите пример смеси, которую можно разделить фильтрованием.
3. Запишите символы следующих химических элементов: золото, азот, бром, железо, кремний, свинец, калий.
4. Выпишите из приведённого перечня: MgO, $N_2$, FeS, Ba, NaCl, $C_2H_6O$ — формулы простых веществ и назовите их.
5. Расставьте коэффициенты в схемах реакций и определите, к какому типу относится каждая химическая реакция:
$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$;
$KNO_3 \longrightarrow KNO_2 + O_2$;
$Fe + HBr \longrightarrow FeBr_2 + H_2$;
$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$;
$Na_2CO_3 + AgNO_3 \longrightarrow Ag_2CO_3 + NaNO_3$.
6. Вычислите относительную молекулярную массу оксида фосфора $P_2O_5$.
7. Рассчитайте массовые доли химических элементов в оксиде фосфора $P_2O_5$.

*ВАРИАНТ 3*

1. Какие из явлений: плавление воска, ржавление железа, вытягивание проволоки, разложение малахита, тление лучины — относят к химическим?

2. Какие методы можно использовать для выделения поваренной соли из раствора?
3. Запишите символы следующих химических элементов: углерод, фосфор, медь, серебро, кальций, цинк.
4. Выпишите из перечня: $Cl_2$, $MgC_2$, $CaCO_3$, Cu, $C_{12}H_{22}O_{11}$ — формулы простых веществ и назовите их.
5. Расставьте коэффициенты в схемах реакций и определите, к какому типу относится каждая химическая реакция:
   $Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$;
   $KBrO_4 \longrightarrow KBr + O_2$;
   $KClO_3 + P \longrightarrow P_2O_5 + KCl$;
   $Al + Cr_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + Cr$;
   $FeS + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$.
6. Вычислите относительную молекулярную массу оксида азота(IV) $NO_2$.
7. Рассчитайте массовые доли химических элементов в оксиде азота(IV) $NO_2$.

*ВАРИАНТ 4*

1. Какие из явлений: дыхание человека, отделение раствора от осадка, взрыв тротила, расширение газа — относят к химическим?
2. Какие методы можно использовать для выделения сахара из раствора?
3. Запишите символы следующих химических элементов: кальций, магний, водород, олово, азот, иод.
4. Выпишите из перечня: $P_4$, NaOH, $CH_4$, C, $CuSO_4$, $C_5H_{10}O_5$ — формулы простых веществ и назовите их.
5. Расставьте коэффициенты в схемах и определите, к какому типу относится каждая химическая реакция:
   $P + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$;
   $Mg + SiO_2 \longrightarrow Si + MgO$;
   $Ag_2O + HCl \longrightarrow H_2O + AgCl$;
   $Mn_3O_4 + H_2 \longrightarrow MnO + H_2O$;
   $Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$.

6. Вычислите относительную молекулярную массу хлорида цинка $ZnCl_2$.
7. Рассчитайте массовые доли химических элементов в хлориде цинка $ZnCl_2$.

## *УРОК 17.* Кислород как химический элемент и простое вещество

В начале урока мы рекомендуем разобрать типичные ошибки в контрольной работе, повторить и закрепить навыки расстановки коэффициентов в уравнениях реакций.

При изложении нового материала учитель сообщает школьникам, что, изучив первоначальные химические понятия, они переходят к изучению неорганических веществ. За время учёбы школьники познакомятся с важнейшими элементами и их соединениями. А начнут это знакомство с кислорода. В изучении химии элементов принято следовать следующему плану. Сначала характеризуют элемент как определённый вид атомов, его строение, распространённость в земной коре и в организме человека. Затем переходят к изучению простых веществ — их физических, химических свойств, методов получения и применения. Именно в такой последовательности и будет изложен материал.

Учащиеся ещё не знакомы с электронным строением атома, поэтому на данном уроке придётся ограничиться лишь указанием порядкового номера и относительной атомной массы. Можно спросить учащихся, каков физический смысл относительной атомной массы (атом кислорода в 16 раз тяжелее одной двенадцатой части атома углерода). Учащиеся должны самостоятельно найти элемент кислород в Периодической системе. Давая характеристику распространения кислорода в земной коре, можно рассчитать массовые доли кислорода в различных минералах и оценить, какое из веществ, например корунд $Al_2O_3$, кальцит $CaCO_3$ и магнетит $Fe_3O_4$, наи-

более богато кислородом. Учитель спрашивает учащихся, о чём идёт речь — об элементе кислороде или о простом веществе (конечно, об элементе).

Элемент кислород образует два простых вещества — собственно кислород $O_2$ и озон $O_3$. Школьникам важно показать явление аллотропии, подчеркнув, что оба вещества имеют разное строение и разные свойства. Кислород поддерживает дыхание, озон при вдыхании ядовит. Рассказывая о химических свойствах кислорода, обязательно обращают внимание школьников, что при понижении температуры кислород становится жидкостью голубого цвета, которая притягивается магнитом. Дальнейшее понижение температуры позволяет получить твёрдый кислород.

Заметим, что при высоком давлении существует несколько полиморфных модификаций твёрдого кислорода, причём в некоторых из них, полученных при высоком давлении, наблюдается сильное межмолекулярное взаимодействие между па́рами и даже четвёрками двухатомных молекул. Это взаимодействие иногда рассматривают как слабое химическое (двух неспаренных электронов молекул •O═O•), что позволяет говорить о существовании в этих фазах твёрдого кислорода кластеров $O_4$ и $O_8$. Вещество, в котором присутствуют кластеры $O_8$, в отличие от обычного твёрдого кислорода, который синий, имеет красно-коричневую окраску.

Для получения и собирания кислорода важно знать, легче он или тяжелее воздуха. Поэтому при описании физических свойств кислорода важно обратить на это внимание школьников. Им надо сообщить, что воздух — смесь газов, но её состав постоянен, что позволяет охарактеризовать её относительной молекулярной массой, которая равна 29. Газ тяжелее воздуха, если его $M_r > 29$, и легче, если меньше. Таким образом, кислород тяжелее воздуха, хотя и незначительно.

В качестве демонстрации мы рекомендуем заранее подготовить газометр с кислородом, заполнив его предварительно кислородом из подушки, куп-

ленной в аптеке. Учащихся можно уже на этом уроке познакомить с устройством газометра (с. 55 учебника). Тот факт, что кислород хранится в газометре над водой, свидетельствует о малой растворимости газа в воде. На следующем уроке этот кислород можно будет использовать для опытов.

## *УРОК 18.* Получение и химические свойства кислорода

Тема данного урока очень обширна (по возможности урок следует разбить на два), а сценарий изложения нового материала определяется демонстрационными возможностями кабинета химии. При отсутствии экспериментальной базы мы советуем учителю выбрать исторический путь изложения материала, познакомить учащихся с опытами Дж. Пристли (см. рис. 30 учебника) и с описанием опыта по разложению бертолетовой соли, а затем переходить к анализу химических свойств кислорода. Наличие экспериментальной базы несколько меняет ход урока: его можно чётко разделить на две части — получение кислорода и изучение его химических свойств.

В первой части урока учитель сообщает учащимся, что кислород (простое вещество) получают разложением некоторых веществ, богатых кислородом (элементом). К таким веществам принадлежат бертолетова соль, перманганат калия, оксид ртути(II), пероксид водорода. Затем обращаются к опыту по разложению пероксида водорода. Надо записать реакцию, попросить учащихся расставить коэффициенты и назвать тип реакции. Учитель напоминает классу, что это вещество (его водный раствор) используется в медицине для дезинфекции ран, остановки слабых кровотечений. По каким признакам можно судить о разложении пероксида водорода и образовании кислорода? Кислород — газ, и он выделяется из сферы реакции, поэтому будут видны пу-

зырьки. Пероксид водорода — неустойчивое соединение, но его водный раствор достаточно стабилен. Для увеличения скорости реакции требуется внести специальное вещество, которое ускоряет реакцию, но не расходуется в ней. Это катализатор. Разложение пероксида водорода катализируют оксиды некоторых металлов (марганца, железа), а также ферменты слюны, кровь.

Для проведения опыта в широкий стакан на дно наливают раствор пероксида, а затем вносят на кончике шпателя (надо показать его классу, объяснить значение слова) оксид марганца(IV). Начинается бурное выделение газа. В том, что это кислород, убеждаются внесением в стакан тлеющей лучинки. Лучинка лучше горит в нижней части стакана, чем в верхней, следовательно, кислород тяжелее воздуха.

При наличии времени данный эксперимент может быть проведён учащимися и самостоятельно в форме лабораторного опыта «Получение кислорода разложением пероксида водорода».

Для характеристики химических свойств кислорода следует использовать заранее заполненные кислородом демонстрационные колбы и цилиндры. Один из них учитель может заполнить из газометра в присутствии класса, продемонстрировав собирание газа методом вытеснения воды (рис. 31 учебника).

Затем надо провести опыты по сжиганию в кислороде веществ. Оптимально было бы сжечь уголь, серу, красный фосфор и железо. Фосфор и серу предварительно поджигают на воздухе, а затем вносят в сосуд с кислородом. При горении фосфора образуется едкий дым оксида, поэтому колба в ходе реакции должна быть плотно прикрыта корковой пробкой, в нижнюю часть которой вставлена ложечка для сжигания (как на рис. 34, *б*). Очень плотно закрывать колбу не надо, иначе в ходе реакции в колбе создастся вакуум и пробку затянет внутрь колбы. Кусок угля можно взять щипцами, раскалить в пламени и внести в колбу с кислородом. Он сгорает очень

эффектно. Если на спиртовке не удаётся раскалить уголёк, можно ограничиться опытом по воспламенению тлеющей лучинки.

Заметим, что при наличии большой колбы с кислородом сжигание железа очень эффектно. Однако поджечь железо трудно. Мы предлагаем поджигать его, помещая в ложечку для сжигания небольшой кусочек лития, который поджигают на воздухе, а затем уже горящим вносят в сосуд с кислородом. Горение лития создаёт температуру, при которой воспламеняется и сталь, из которой сделана ложечка. Ложечка сгорает, разбрасывая ослепительный сноп искр и оставляя оплавленный черенок с застывшей каплей металла на конце. На дно колбы обязательно помещают песок. Опыт удаётся только при использовании большой (пятилитровой и более объёмной) колбы, иначе кислорода не хватит на горение железа. При проведении опытов или демонстрации фото-, видеоматериалов следует обратить внимание на разный цвет пламени в каждом случае. Сера и уголь горят едва заметным пламенем, пламя фосфора яркое, а железо горит просто ослепительно. Чем это объяснить? Учитель должен напомнить школьникам, что пламя — это раскалённые газы и пары. Если в ходе реакции образуется газ, то пламя блёклое (уголь, сера), а если в нём присутствуют раскалённые мельчайшие частицы твёрдых веществ (в случае фосфора, железа, оксиды которых являются твёрдыми), то пламя яркое. Так же ярко сгорает в кислороде и алюминий (рис. 34 учебника).

Учитель сообщает школьникам формулы продуктов реакции, а учащиеся самостоятельно записывают уравнения и расставляют коэффициенты. Необходимо сообщить школьникам название образующихся веществ — «оксиды» и записать его в тетрадь (определение выделено в рамку, с. 58 учебника).

Считаем необходимым уже сейчас ввести первоначальное понятие об окислении. Для этого учитель сообщает, что в ходе изученных реакций простые вещества формально присоединяют кислород, такой процесс называют окислением, а кислород — окис-

лителем. В качестве окислителя кислород выступает и в реакциях с некоторыми сложными веществами. Реакция горения метана в кислороде уже знакома школьникам. Необходимо напомнить о ней.

Дома школьники должны подготовиться к практической работе 3, которую им предстоит выполнить на следующем уроке. Для этого надо не только прочитать текст практической работы, но и обратить внимание на реакцию разложения перманганата калия и её описание в тексте учебника (с. 55).

## *УРОК 19.* Практическая работа 3. Получение кислорода и изучение его свойств

Целью работы является не только знакомство школьников с методом получения кислорода в лаборатории, но и развитие экспериментальных навыков учащихся. В ходе работы им впервые предстоит собрать прибор и получить газ по реакции разложения. В учебнике дано подробное описание практической работы, поэтому мы не будем останавливаться на ней подробно. Учащимся ещё раз напоминают, что зажим лапки не надо закручивать очень сильно, иначе пробирка треснет. Стекло пробирки не должно контактировать с металлической лапкой, если в лапке отсутствует прокладка, то надо проложить кусок резинового шланга. Особое внимание учитель обращает на то, чтобы школьники правильно нагревали пробирку — сначала прогрели её целиком, а затем грели только нижнюю часть, где находится соль.

Отчёт учащихся о работе должен включать рисунок прибора, уравнение реакции разложения соли и горения угля в кислороде, запись основных наблюдений и вывод о физических (тяжелее воздуха) и химических (поддерживает горение, тлеющая лучинка вспыхивает) свойствах кислорода.

Если на стол случайно просыпался перманганат калия, его надо аккуратно собрать сухой тряпкой или сухой щёткой, а затем промыть это место водой. При появлении на руках коричневых пятен их удаляют щавелевой или лимонной кислотой.

## *УРОК 20.* **Валентность**

Остановимся подробнее на целях, которые мы ставим. Понятие «валентность» в том глобальном смысле, в котором оно используется нами для составления формул **всех** оксидов, безусловно, является детищем XIX в. и педагогической мысли ещё **довоенного времени**. Мы сразу предполагаем, что у части учительской аудитории есть мнение о том, что понятие валентности устарело, а для составления формул оно просто не нужно, если использовать вместо него более формальное понятие о степени окисления, которое охватывает больший круг объектов. Нам известны учебные комплекты, авторы которых вообще избегают термина «валентность» и гордятся этим. Считаем, что это ненужная крайность хотя бы потому, что сам термин получил широкое распространение. Для введения понятия «степень окисления» требуется знакомство со строением атома. Однако уход в теорию на начальном этапе обучения уводит нас в сторону от экспериментально-практической составляющей дисциплины, которая не менее важна, чем теоретическая. С точки зрения возрастной психологии как раз в подростковом возрасте у индивида стремление к анализу и обобщению проявляется по мере развития экспериментально-практических навыков и визуальных наблюдений. Именно поэтому мы предлагаем знакомить учащихся прежде всего с миром веществ, а лишь затем обобщаем эти сведения и развиваем теорию. Возвращаясь к понятию «валентность», укажем, что составление формул по валентности несёт в себе некоторый подвох, который могут заметить даже школьники. Мы вво-

дим валентность как число связей — каких-то абстрактных связей, которые соединяют атомы в молекулы. Школьники представляют их по моделям. Если шарики в модели соединены, значит, они связаны. Каким образом, мы пока не обсуждаем. Каждая подобная связь обозначается чёрточкой. Несколько труднее объяснить кратные связи, которые обозначаются несколькими чёрточками. На масштабной модели наличие кратной связи обозначается большим сдавливанием шаров. Кратная связь условно есть сумма одинарных. Валентностью мы называем способность атома образовывать связи (ковалентные) с другими атомами. Численно под валентностью понимают общее число связей, которые атом образует с другими атомами, т. е. число чёрточек, которые отходят от атома, входящего в состав молекулы. У свободного атома валентности нет, она есть у атома, входящего в состав вещества, как простого, так и сложного. Учитель, безусловно, понимает, что чёрточка — это ковалентная связь, т. е. пара электронов. А понятие «валентность» в этом виде применимо лишь к ковалентным соединениям.

Легко показать, что в молекуле $A_nB_m$, где атомы связаны ковалентными связями (чёрточками), произведение валентности атома A на число атомов $n$ равно произведению валентности атома B на число атомов $m$. Это следует из того, что у чёрточки два конца, один из которых направлен к атому A, а другой — к атому B. Иными словами, исключается случай, когда атомы A или B связаны друг с другом. Такое наблюдается, например, в пероксидах: $H_2O_2$, $BaO_2$.

Целью урока является знакомство учащихся с понятием «валентность», которое позволит им ответить на вопрос, почему оксиды разных элементов имеют разный состав. Учитель может обратиться к теме «Кислород» и напомнить, что уголь при сгорании превращается в углекислый газ $CO_2$, сера — в сернистый газ $SO_2$, фосфор — в оксид $P_2O_5$, водород — в воду $H_2O$, а алюминий даёт оксид $Al_2O_3$. Как это объяснить?

Атомы разных элементов обладают различной способностью связываться с атомами других элементов. Эту способность атомов связываться друг с другом и называют валентностью. Валентность — это не только свойство атомов, но и число связей. Удобно обратиться к молекуле воды, модель которой хорошо известна учащимся (желательно, чтобы учитель показал её школьникам или использовал рисунок 19 учебника). От масштабной модели переходим к шаростержневой, а затем к структурной формуле, заменяя шары символами элементов, а место их контакта обозначаем чёрточками. Эти чёрточки и есть отдельные «валентности», а сумма чёрточек, исходящих из данного атома, даёт его валентность. Получаем, что водород одновалентен, а кислород двухвалентен. Аналогичным образом рекомендуем разобрать и некоторые другие молекулы — водород $H_2$, кислород $O_2$, углекислый газ $CO_2$, метан $CH_4$. Логика такая же — от масштабной модели переходим к шаростержневой (там уже фактически показаны валентности), а затем — к структурной формуле. Надо обратить внимание школьников, что кратным связям в молекулах кислорода и углекислого газа соответствует большее сжатие шаров в масштабной модели. Теперь переходим к обобщению. Для этого учитель выписывает формулы рассмотренных веществ и расставляет римскими цифрами валентности. Он показывает, что произведение числа атома одного элемента на его валентность равно произведению числа атомов второго элемента на его валентность, о чём мы уже говорили ранее. Надо сообщить школьникам, что валентности некоторых элементов постоянны, и обратиться к таблице 5 учебника. Теперь, пользуясь правилом и зная валентности постоянных элементов, учащиеся могут определять валентности другого. Теперь в качестве примеров мы предлагаем брать любые оксиды, не только молекулярного строения. Например, требуется определить валентности элементов в оксидах, формулы которых $P_2O_5$, $SO_2$, $SO_3$, зная, что кислород всегда двухвалентен (последовательность действий указана в таблице 4

учебника). На этих примерах школьники видят, что некоторые элементы (например, сера) могут иметь разные валентности.

Параллельно надо познакомить школьников с номенклатурой оксидов. Последовательность такая: запись формулы, расстановка валентностей, запись названия. Только после того, как школьники научились определять валентности, можно переходить к составлению формул по валентности. Учитель записывает на доске название вещества, например оксид алюминия, и показывает последовательность операций по составлению его формулы, которая приведена в таблице 6 учебника. Желательно действовать строго по таблице, чтобы школьники могли следить за ходом действий. Важно рассмотреть также пример, в котором валентности обоих элементов чётные (например, $CO_2$), — в этом случае школьники часто путаются с понятием наименьшего общего кратного и у них получаются «удвоенные» формулы. В случае соединений молекулярного строения от составления химической формулы можно перейти к структурной, а затем и к модели, воспроизведя логическую цепочку

«масштабная модель — шаростержневая модель — структурная формула — химическая формула с расставленными валентностями»

в обратной последовательности. Однако увлекаться этим не следует, так как даже среди ковалентных оксидов находятся исключения, не укладывающиеся в эти простейшие представления (так, в оксиде $N_2O$ валентности атомов азота не равны единице и т. д.). Мы не рекомендуем изображать графические формулы оксидов с ионными связями, например оксид алюминия в виде O═Al—O—Al═O, так как таких молекул просто не существует.

В конце урока надо отработать навыки по составлению формул различных оксидов, вызывая по очереди к доске как можно большее количество учащихся, особенно слабых. Данный материал тради-

ционно считается трудно усваиваемым, поэтому важно, чтобы все учащиеся разобрались с ним на уроке. Учащимся, которые испытывают затруднения в определении наименьшего общего кратного, составление формул можно объяснять следующим образом: над символами элементов проставляются их валентности, затем они обмениваются крест-накрест, а потом по возможности сокращаются:

$$\overset{\text{IV II}}{\text{CO}} \Rightarrow \overset{\text{IV II}}{\text{C}_2\text{O}_4} \Rightarrow \overset{\text{IV II}}{\text{CO}_2}.$$

Большое количество заданий по составлению формул по валентности есть как в конце параграфа, так и в рабочей тетради на печатной основе.

На факультативе школьникам показывают модель молекулы пероксида водорода $H_2O_2$. Учащиеся без труда переходят от неё к структурной формуле, но часто затрудняются в расстановке валентностей. Здесь надо оперировать определением понятия «валентность» как числа связей, а затем объяснить, почему общее правило расчёта валентностей через наименьшее общее кратное не действует.

Темой факультативного занятия может также стать сборка простейших шаростержневых моделей молекул и определение валентности по этим моделям. Возможно использование химического конструктора, а также создание моделей из пластилина и спичек, затвердевающего пластилина и толстой проволоки. Полученные из этих материалов модели молекул можно использовать не один год.

## *УРОК 21.* **Воздух**

В начале урока важно уделить достаточно времени для проверки домашнего задания по теме «Валентность». Для закрепления навыков по составлению формул и расстановке коэффициентов предлагаем дать учащимся самостоятельную работу.

*Вариант 1*

1. Составьте формулы веществ: оксид свинца(IV), оксид натрия, оксид меди(II).
2. Запишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
   а) магний + кислород = оксид магния;
   б) фосфор + кислород = оксид фосфора(V).

*Вариант 2*

1. Составьте формулы веществ: оксид фосфора(III), оксид бария, оксид калия.
2. Запишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
   а) алюминий + кислород = оксид алюминия;
   б) медь + кислород = оксид меди(II).

*Вариант 3*

1. Составьте формулы веществ: оксид железа(III), оксид бария, оксид меди(I).
2. Запишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
   а) олово + кислород = оксид олова(IV);
   б) кальций + кислород = оксид кальция.

При изложении нового материала учитель сообщает учащимся о том, что воздух — это смесь газов. Можно спросить, чем смесь отличается от химического соединения (переменный состав, свойства составляющих веществ сохраняются, может быть разделена физическими методами). В воздухе всегда присутствуют водяные пары́ (они определяют влажность воздуха), а также частички пыли (сажа, копоть), которой особенно много в воздухе крупных городов. На поверхности частичек пыли могут накапливаться вредные примеси, попадающие вместе с ними через лёгкие в организм. Важно, чтобы воздух в местах обитания людей был чистым.

После этого можно переходить к составу сухого чистого воздуха. Он практически постоянен в разных местах земного шара. Учитель обращается к диа-

грамме (рис. 36 учебника). Перечислив важнейшие компоненты воздуха, характеризует их. Содержащийся в воздухе кислород, как школьники знают, в отличие от других газов, содержащихся в воздухе, поддерживает горение. Для подтверждения этого рекомендуем провести опыт сжигания в колоколе. Современный прибор для проведения опыта представляет собой колокол с верхним отверстием, в которое плотно вставляют резиновую пробку с прикреплённой к ней ложечкой для сжигания. В ложечку помещают красный фосфор, поджигают его пламенем спиртовки, закрепляют пробку в отверстие колокола и опускают колокол в кристаллизатор с водой. Если на стенке колокола нет метки, показывающей исходный уровень жидкости, её надо нанести перед уроком маркером или восковым карандашом. Весь объём колокола от этой нижней метки должен быть разделён на пять частей. При сгорании фосфора вода поднимется примерно на одну пятую часть, что соответствует содержанию в воздухе кислорода. Учащимся можно сообщить, что образующийся при сгорании фосфора оксид (надо записать уравнение реакции) поглощается водой, а оставшаяся газовая смесь, состоящая из азота, инертных газов и углекислого газа, горения не поддерживает.

Большинство учащихся заранее знают о содержании в воздухе кислорода и азота, но при вопросе о других веществах, входящих в состав воздуха, называют только углекислый газ. На самом деле, его содержание в воздухе невелико (0,03%). Гораздо больше в ней инертных газов (0,94%), из которых преобладает аргон.

Учитель знакомит класс с инертными газами, рассказывает об их применении (школьники ищут символы элементов в Периодической системе). Надо объяснить школьникам смысл слова «инертный» (ни с чем не реагируют). Можно сообщить классу, что криптон, ксенон и радон вступают в некоторые реакции, хотя соединения гелия, неона и аргона не полу-

чены. Учитывая это, правильнее называть все эти газы не инертными, а благородными.

Отдельно скажем о применении инертных газов. Обычные лампы накаливания наполняют газовой смесью из 85% аргона и 15% азота. Вопрос, что будет, если в колбу попадёт воздух, содержится в задании 6 к § 18. В последние годы в продаже появились лампы накаливания, заполненные криптоном. Благодаря большей атомной массе криптона уменьшается скорость распыления вольфрамовой нити, что позволяет увеличить её температуру, а следовательно, сделать лампу более яркой. Служат такие лампочки дольше обычных. Аргон используют как инертную среду для сваривания алюминия (на воздухе он окисляется). О люминесценции инертных газов и об использовании гелия сказано в учебнике. Возможно, ученики слышали о ксеноновых фарах автомобилей. Они представляют собой газоразрядные лампы, заполненные ксеноном. Яркий голубоватый свет этих фар обусловлен люминесценцией атомов ксенона. Источником излучения служит не нить накаливания, как в обычных лампах, а электрическая дуга, в которой происходит возбуждение атомов ксенона, заполняющих корпус лампы, и их последующее свечение.

На факультативе можно провести расчёт средней относительной молекулярной массы воздуха по формуле $M_r(\text{ср}) = \varphi(\text{A})M_r(\text{A}) + \varphi(\text{B})M_r(\text{B}) + \varphi M_r(\text{C})$, где $\varphi$ — объёмная доля каждого газа, входящего в состав воздуха (считаем, что в нём 21% кислорода, 78% азота и 1% аргона). Ответ, как следует ожидать, примерно равен 29.

## *УРОК 22.* Горение веществ на воздухе

Цель урока — познакомить учащихся с реакциями горения веществ на воздухе, условиями их протекания, разобрать принципиальные основы тушения пожара. Изложение материала учитель начинает

с демонстрации опыта «Горение свечи». Школьники должны самостоятельно назвать зоны пламени, более горячие и холодные. Обсуждают вопрос: почему пламя свечи светящееся и коптящее? Копоть — это частички угольной сажи, которые, раскаляясь, и делают пламя светящимся. Они образуются, потому что содержащегося в воздухе кислорода не хватает на полное сгорание парафина. Что надо сделать для того, чтобы сгорание протекало более полно? Надо ввести дополнительное количество кислорода. Можно сжечь свечу не на воздухе, а в кислороде. Можно поступить иначе — вдувать в пламя свечи воздух, воспользовавшись резиновой грушей, или направлять к пламени струю кислорода из кислородной подушки или газометра. Опыт наглядно показывает, что горение усиливается. Учащиеся делают вывод о том, что горение на воздухе протекает менее интенсивно, чем в кислороде.

Учитель сообщает учащимся, что, для того чтобы зажечь предмет, надо нагреть его выше определённой температуры. Это демонстрируют, одновременно внося в пламя предметы из разных горючих материалов (древесину, магниевую ленту, кусок целлулоида). Основываясь на этом опыте, учитель вводит понятие о температуре воспламенения.

Каждое горючее вещество, помимо температуры воспламенения, характеризуется также и температурой вспышки. Строго говоря, температура воспламенения — это минимальная температура, при которой вещество горит на воздухе в течение времени, а температурой вспышки называют минимальную температуру, при которой его пары вспыхивают от источника зажигания. Температура вспышки всегда ниже температуры воспламенения. Её определяют, постепенно нагревая жидкость и периодически зажигая выделяющиеся пары́. Легковоспламеняющимися жидкостями (ЛВЖ) называют горючие жидкости с температурой вспышки не выше 61 °С. К ним относят бензин, керосин, спирт, эфир, ацетон, скипидар и др. Мы рекомендуем записать уравнения ре-

акций горения некоторых из них — этанола $C_2H_6O$, ацетона $C_2H_6O$.

Температура воспламенения некоторых веществ примерно равна комнатной. Такие вещества загораются на воздухе самопроизвольно, без поджигания. Это явление называется самовозгоранием, например калий и белый фосфор загораются сразу при контакте с воздухом. Поэтому их хранят под слоем жидкости — воды (фосфор) или керосина (калий).

Вслед за этим обсуждают принципы тушения пламени. Начинают с опыта. Зажигают в фарфоровой чашке этанол и спрашивают класс, как можно потушить пламя. На предложение задуть напоминают опыт по вдуванию воздуха в пламя свечи (увеличивается приток воздуха, горение становится интенсивным). Недаром пожары легче всего распространяются в ветреную погоду. Учитель прекращает горение спирта, накрыв чашку листом плотной бумаги. Это предотвращает доступ кислорода. Другой способ — охладить спирт до температуры ниже температуры воспламенения. Спирт смешивается с водой, поэтому его можно просто залить ею. А вот горящие нефтепродукты потушить так не удастся — они будут плавать по поверхности воды и продолжать гореть. Нельзя тушить водой и вспыхнувшие провода (точнее, обмотку проводов), так как при этом (если они находятся под напряжением) неизбежно произойдёт короткое замыкание.

Для тушения пожаров используют огнетушитель. Он состоит из корпуса для хранения огнетушащего вещества или компонентов для его получения, устройства подготовки огнетушащего вещества и подачи его на очаг пожара, устройств, предохраняющих превышение давления сверх допустимого, и т. д. В корпусе огнетушителя создаётся избыточное давление, под действием которого огнетушащее вещество подаётся на очаг пожара.

Различают две группы огнетушителей — порошковые и углекислотные. Порошковыми огнетушителями можно тушить материалы, не поддающиеся тушению водой, пеной. Эффект тушения заключает-

ся в торможении химических реакций в зоне горения, её охлаждении вследствие разложения порошка. Простейший углекислотный огнетушитель состоит из металлического корпуса, наполненного раствором соды. Принцип его действия описан на с. 19 учебника (рис. 13). Учитель должен показать огнетушитель школьникам, а также рассказать о тушении пожара с помощью кошмы. Что делать, например, если на человеке вспыхнула одежда? Надо попытаться быстро сбить пламя, накрывшись пальто, одеялом, или упасть на пол и перекатываться, прижимаясь горящими местами к полу.

Отдельно стоит рассмотреть и примеры медленного окисления. Можно обсудить вопросы:

1. Влажное зерно нельзя хранить в больших кучах, так как со временем может произойти обугливание и даже самовозгорание. Как это объяснить? (При хранении на воздухе больших запасов зерна происходит медленное окисление, причём выделяющейся теплоты может оказаться достаточно для обугливания или даже самовозгорания. Чтобы этого не происходило, зерно перебрасывают с места на место (перелопачивают).)

2. Сорные куры откладывают яйца в подстилку из мусора и гниющих остатков растений. Время от времени петух помещает клюв в подстилку, частично раскидывая её или, наоборот, насыпая. С какой целью он это делает? (В подстилке происходит медленное окисление с постепенным выделением теплоты. Клювом петух измеряет температуру в гнезде. Если там становится жарко, он раскидывает кучу мусора, если прохладно — подсыпает.)

## *УРОК 23.* Применение кислорода

План изложения нового материала включает знакомство школьников с получением кислорода в промышленности, способами хранения кислорода и его применением.

Важно отметить, что промышленные способы получения веществ сильно отличаются от лабораторных. Промышленное производство направлено на получение больших количеств максимально дешёвого продукта. В зависимости от дальнейшего использования этот продукт может содержать некоторое количество примесей, которые не мешают его применению. Учитель задаёт вопросы: что является источником кислорода на нашей планете? (Зелёные растения.) Какой природный источник кислорода вы можете предложить для промышленного производства этого газа? Учащиеся без труда называют воздух, так как именно в воздухе кислород уже находится в свободном виде. Воздух — дешёвое и доступное сырьё, представляющее собой смесь газов. Для получения кислорода из воздуха эту смесь надо разделить. Это достигают перегонкой. С этим способом разделения смесей школьники уже знакомы (урок 4).

Перегонке подвергают жидкости, имеющие различные температуры кипения. Температуры кипения газов, входящих в состав воздуха, можно выписать на доске. Это кислород (–183 °С), азот (–196 °С), аргон (–189 °С), углекислый газ (–79 °С). Для наглядности можно представить их графически (схема 10).

*Схема 10*

Температуры кипения составных частей воздуха, °С

После этого учитель сообщает, что в технике воздух сжижают, охлаждая примерно до –200 °С. В каком агрегатном состоянии при этих условиях находятся газы воздуха? (В жидком.) После этого жидкий воздух постепенно нагревают. Какой газ выделяется первым? (Азот.) Вторым? (Аргон.) Третьим? (Кислород.) Примесь какого газа содержит кислород? (Углекислого газа.) В промышленности уг-

лекислый газ удаляют из воздуха ещё до сжижения. Сообщим учителю, что технический кислород всегда содержит примесь азота и аргона, так как температуры их кипения близки и полного разделения на ректификационной колонне достичь не удаётся. Для получения чистого кислорода требуется дополнительная ректификация.

Для хранения кислорода используют баллоны, в которых он находится при повышенном давлении. Такой баллон показан на с. 56 учебника. Жидкий кислород хранят в сосудах Дьюара, устроенных наподобие термоса (рис. 39 учебника). Он был создан шотландским химиком Дж. Дьюаром в 1892 г. на основе изготовлявшегося раньше двустенного стеклянного ящика. Дж. Дьюар превратил ящик в колбу, посеребрил внутренние стороны стеклянных стенок, а из пространства между стенками откачал воздух. Изобретённый им сосуд Дж. Дьюар подвесил на пружинах в металлическом кожухе. В этом сосуде химику удавалось сохранять не только жидкий кислород, но и твёрдый водород ($t_{пл} = -259$ °C). Промышленное производство сосудов Дьюара началось в 1904 г. немецкой компанией «Thermos», от названия которой происходит слово «термос».

Применение веществ надо всегда рассматривать неотрывно от их свойств. Учащиеся должны усвоить, что свойства обусловливают применение. Методом фронтальной беседы надо установить, какие свойства кислорода известны школьникам. Обычно называют способность поддерживать горение и дыхание. Заметим, что в обоих процессах кислород — окислитель. Горение в кислороде идёт более интенсивно, чем на воздухе. Это школьники уже знают. Значит, в промышленности обогащение воздуха кислородом или полная замена воздуха на кислород приводит к интенсификации процессов окисления — в производстве серной и азотной кислот, чугуна и стали. Особо следует рассказать об ацетиленово-кислородной горелке и вообще о сварке и резке металлов. Устройство горелки показано на рисунке 40

учебника. Учащиеся записывают реакцию горения ацетилена, расставляют коэффициенты.

Важно сравнить температуру ацетиленово-кислородного пламени с пламенем обычной газовой горелки (см. рис. 40 учебника). При помощи горелки можно не только сваривать, но и разрезать рельсы, стальные листы. Что происходит в ацетиленово-кислородном пламени с расплавленным железом? Учащиеся должны написать реакцию горения железа с образованием окалины $Fe_3O_4$. Отдельно следует сказать о ракетных двигателях, используя рисунок 41 учебника. Важно, чтобы школьники различали термины «окислитель» и «топливо». В качестве примера можно привести реакции горения водорода и одного из углеводородов керосина (например, эйкозана $C_{20}H_{42}$) в кислороде.

Благодаря способности поддерживать дыхание кислород используют в подводных аппаратах, в медицине. При дыхании в течение одной минуты человеку в среднем необходимо около 250 мл кислорода, в течение суток — 360 л, а в год — 131,4 м$^3$ кислорода. Можно рассчитать, что все жители земного шара в течение года для дыхания используют около 1500 млрд м$^3$ кислорода. Если таким объёмом кислорода при атмосферном давлении заполнить железнодорожные цистерны, получится состав протяжённостью более 300 млн км, а это расстояние от Земли до Солнца и обратно.

В качестве части домашнего задания можно попросить школьников подготовить рассказ о применении кислорода по рисунку 42 учебника.

## *УРОК 24.* Водород

На уроке учащимся предстоит первое знакомство с водородом: химическим элементом и простым веществом. Здесь ещё раз важно подчеркнуть различие в терминологии, например проводя фронтальный опрос учащихся. (Что называют химическим

элементом? Какие формы существования химического элемента вам известны?) Важно подчеркнуть, что водород — самый распространённый элемент во Вселенной (кислород — самый распространённый в земной коре). Это неудивительно — атомы водорода самые простые, у них наименьшая масса. Учащиеся должны найти элемент водород в Периодической системе, запомнить его порядковый номер. Обращаясь к периодической таблице, уже сейчас можно сообщить школьникам, что вертикальные столбцы называют группами, а горизонтальные ряды формируют периоды, в конце каждого из которых находится инертный газ. Так можно полнее охарактеризовать положение водорода в Периодической системе.

В земной коре водорода сравнительно немного по массе — всего 1%. Это объясняется лёгкостью атомов водорода. Здесь необходимо обратиться к диаграммам распространённости элементов, приведённым на рисунках 16 и 17 учебника (с. 25, 26). На Земле водород присутствует исключительно в виде соединений — как неорганических (вода), так и органических (углеводороды нефти, глюкоза, сахароза, белки). Примеры таких соединений учитель выписывает на доске, а ученики в тетради. Можно дать задание на расчёт массовой доли водорода, например в глюкозе $C_6H_{12}O_6$: $w(H) = 12/180 = 0{,}0667$ (6,67%).

С простым веществом водородом учащиеся вообще не знакомы. Поэтому рассказ о физических свойствах водорода нужно обязательно сопровождать экспериментом. Для этих целей учителю удобно использовать аппарат Киппа или прибор Кирюшкина (ППГ — прибор для получения газов). Реакцию, которая в нём происходит, пока можно не комментировать, лишь сообщив, что происходит взаимодействие цинка с кислотой. Главное внимание надо уделить изучению физических свойств водорода. Демонстрируют собирание водорода путём вытеснения воздуха и воды. Это позволяет сделать вывод о том, что водород бесцветен и малорастворим в воде. Основываясь на относительной молекулярной массе газа, учащиеся могут оценить, что он в 14,5 раза легче воз-

духа. Важно провести связь между лёгкостью водорода и способом его сборки в сосуд, повёрнутый вверх дном. Очень нагляден опыт по вытеснению воздуха водородом в стакан и по переливанию водорода из сосуда в сосуд, описанные в учебнике (рис. 43, 44). О результате переливания водорода в упомянутом опыте судят по воспламенению газа при помощи горящей лучинки. Воспламенение водорода учитель может прокомментировать утверждением, что водород — горючий газ, и поинтересоваться у класса, о каком свойстве водорода — физическом или химическом — здесь идёт речь.

Лёгкость водорода можно продемонстрировать и опытом по наполнению им мыльных пузырей (с. 243 учебника). Для проведения опыта в фарфоровой чашке в воде разводят мыло, натёртое стружкой, и добавляют 2—3 капли глицерина. К шлангу аппарата Киппа присоединяют широкую (диаметром 5—6 мм) стеклянную трубку, в которую помещают ватный тампон (он задерживает мельчайшие капли кислоты, переносимые током водорода). Сначала кран аппарата Киппа открывают полностью, пуская сильную струю газа. Затем регулируют ток водорода так, чтобы пузыри, образующиеся при опускании конца трубки в мыльный раствор, надувались. Образующийся на конце трубки пузырь отделяют от неё резким движением. Пузырь летит вверх. При помощи горящей лучинки можно поджечь один из пузырей. Он взрывается.

Важно обратить внимание на строгое соблюдение правил техники безопасности при работе с водородом, ведь в смеси с воздухом при поджигании он взрывается.

Учитель может рассказать об использовании водорода для заполнения дирижаблей. Однако водород — опасный газ. Крупнейший дирижабль «Гинденбург», названный в честь президента Германии, сгорел в 1937 г. Он совершал очередной перелёт из Германии в Нью-Йорк и взорвался от молнии при посадке. Дирижабль имел длину 245 м, был наполнен 200 000 м$^3$ водорода. Воздушное судно имело двигатели, кото-

рые развивали скорость до 135 км/ч. В дирижабле были комфортабельные каюты, ресторан. Все металлические детали, даже рояль, были выполнены из алюминия (лёгкость). На судне категорически запрещалось использовать спички и зажигалки (лишь в специальной комнате для курения была одна электрическая зажигалка). После катастрофы «Гинденбурга» использование водорода для наполнения дирижаблей прекратилось.

В заключение рекомендуем сравнить физические свойства водорода и кислорода по плану: 1) окраска; 2) растворимость в воде; 3) лёгкость; 4) способы собирания в сосуд.

## *УРОК 25.* Получение водорода

На этом уроке следует вновь обратиться к получению водорода, но сделать акцент на анализе реакций, лежащих в его основе. Учитель ещё раз обращается к эксперименту, демонстрирует кусочки цинка, обратив внимание на особый, слегка голубоватый, цвет металла и на соляную кислоту, её цвет, запах. Учащимся можно сообщить, что она представляет собой раствор газа хлороводорода и пахнет этим газом. После этого составляют уравнение реакции, комментируют её как замещение водорода в кислоте на цинк. Учащимся должно быть понятно, что двухвалентный цинк связывает два атома хлора, образуя хлорид цинка. Можно сразу сказать, что это соль, что солями называют продукты замещения водорода в кислоте на металл. Далее обсуждают вопрос, где находится хлорид цинка. Водород выделяется в виде газа, а хлорид цинка остаётся в растворе. Чтобы доказать правильность такого предположения, учитель выпаривает несколько капель раствора в фарфоровой чашке (в вытяжном шкафу), на дне остаётся белый налёт — кристаллы соли.

Учитель говорит, что кислоты — это вещества, состоящие из водорода, способного замещаться на ме-

талл, и кислотного остатка. В соляной кислоте кислотный остаток — это атом хлора. Эту кислоту можно заменить другой, например серной. Учитель вновь проводит эксперимент, демонстрируя взаимодействие цинка с 20%-й серной кислотой. На доске записывают уравнение реакции, находят кислотный остаток в молекуле серной кислоты, а затем анализируют уравнение реакции так же, как и предыдущее.

Таким образом, делают вывод, что водород выделяется при взаимодействии цинка с кислотами. А уникален ли в этом отношении цинк? Можно ли его заменить на другой металл? Учитель вновь обращается к эксперименту, помещая в пробирки железо, алюминий, олово, медь и приливая к ним 10%-ю соляную кислоту. Этот опыт можно провести и как лабораторный (лабораторный опыт 9, с. 83 учебника). По интенсивности выделения пузырьков газа учащиеся делают вывод, что разные металлы реагируют с соляной кислотой с разной скоростью. Чем более интенсивно образуются пузырьки, тем активнее металл. Медь вообще не вытесняет водород из кислот. Таким образом, она менее активна, чем водород. Так учитель вводит понятие о ряде активности металлов (схема 2 учебника).

Учитель обсуждает с учащимися вопрос: как ускорить реакцию цинка с серной кислотой? Для этого проводят два параллельных опыта в двух пробирках. В одну из пробирок добавляют кристаллики медного купороса и встряхивают. На поверхности цинка образуется медь. Учитель комментирует это, обращаясь к ряду напряжений (более активный металл вытеснил менее активный). В месте контакта двух металлов разной активности выделение водорода ускоряется.

Таким образом, учитель делает вывод о том, что водород образуется при взаимодействии активных металлов с кислотами. Чем активнее металл, тем энергичнее выделяется водород.

В заключение стоит остановиться на устройстве аппарата Киппа, если он имеется в школьной лаборатории. Важно подчеркнуть, что реакцию в аппарате Киппа можно прекратить в любой момент, в отличие, например, от реакции в пробирке.

## *УРОК 26.* Химические свойства водорода

Перед изложением нового материала полезно вспомнить химические свойства кислорода. Учащиеся уже знают, что кислород — окислитель. Это важно подчеркнуть. После этого переходят к обсуждению химических свойств водорода. Начать целесообразно с реакции взаимодействия водорода с кислородом. Вы можете поинтересоваться у класса, какое устойчивое соединение образуется в ходе данной реакции. Ответ, как правило, не вызывает затруднений, так же как и запись уравнения реакции. Далее проводят эксперимент. На конец газообразной трубки, выходящей из аппарата Киппа или прибора Кирюшкина, надевают перевёрнутую вверх дном пробирку. Не дожидаясь, пока она полностью заполнится водородом, пробирку снимают (не переворачивая, закрыв отверстие пальцем) и подносят к пламени спиртовки. Раздаётся сильный хлопок. Важно прокомментировать, что резкий звук характерен для сгорания водорода, смешанного с воздухом. Учитель сообщает школьникам, что наиболее сильный взрыв происходит при поджигании смеси двух объёмов водорода и одного объёма кислорода. Такая смесь называется гремучим газом.

Желательно провести на уроке взрыв гремучего газа в широкой пробирке. Предварительно надо измерить её объём и разделить его меткой на три равные части. После этого пробирку заполняют водой, закрывают пробкой так, чтобы в ней совсем не осталось пузырьков воздуха, переворачивают и погружают в кристаллизатор с водой. Под слоем воды вынимают пробку и закрепляют пробирку вверх дном в лапке штатива, не вынимая её отверстие из воды. Затем заполняют пробирку сначала водородом из аппарата Киппа на две трети объёма, а затем — кислородом из газометра или из подушки. После этого пробирку под водой закрывают пробкой, а затем вынимают. Заранее лучше подготовить несколько таких пробирок. До начала урока их хранят в стакане,

заполненном водой пробками вниз. Для проведения опыта пробирку вынимают, обматывают полотенцем, а затем, постепенно ослабляя пробку, подносят её к пламени спиртовки. Держать пробирку надо наклонно, отверстием вверх. Происходит громкий хлопок.

Демонстрация взрыва гремучего газа наглядно демонстрирует учащимся необходимость проверки водорода на чистоту. Так как мы планируем перейти к опыту по горению водорода, на конец резинового шланга надо закрепить трубку с суженным концом, расположенную в лапке штатива вертикально отверстием вверх. Прежде чем поджигать водород, его необходимо проверить на чистоту. Учитель демонстрирует эту процедуру при помощи двух маленьких пробирок, которые поочерёдно надевает на конец трубки, а затем снимает и, не переворачивая, подносит отверстием к пламени. Надо, чтобы школьники научились на слух определять, чистый ли водород. Поджигать можно только чистый водород, сгорающий почти без звука. Вооружившись лучинкой, учитель поджигает водород. Мы настоятельно рекомендуем пользоваться защитной маской, а на демонстрационном столе между прибором и классом установить прозрачный защитный экран. Во время проведения опытов с водородом учащиеся не должны вставать с мест и приближаться к прибору. Учитель обращает внимание на пламя горящего водорода, можно даже зажечь от этого пламени спичку или лучинку. Затем над пламенем водорода обязательно подержите фарфоровую чашечку или воронку до тех пор, пока они не покроются влагой. Учитель спрашивает класс, почему фарфоровая чашечка запотела. Разумеется, вода образуется в ходе реакции. Затем горящий водород тушат, вешая на конец трубки небольшую пробирку.

Проведённый эксперимент наглядно демонстрирует, что одна и та же реакция (взаимодействие водорода с кислородом) может быть проведена как взрыв и как спокойное горение. Учащиеся часто интересуются, что такое взрыв. Почему не все реакции могут протекать со взрывом? Взрыв — это освобождение большого количества энергии в ограниченном

объёме за короткое время. Часто взрыв происходит вследствие быстрого выделения сильно нагретого газа с очень высоким давлением, который при расширении и оказывает разрушительное механическое воздействие. При взаимодействии водорода с кислородом образуется горячий водяной пар, который фактически является газом. Поджигание гремучего газа приводит к молниеносному протеканию реакции сразу во всем объёме сосуда, т. е. к взрыву. При поджигании чистого водорода реакция идёт постепенно, энергия успевает рассеяться, и взрыва не происходит.

И ещё один аспект реакции водорода с кислородом. Учащиеся видели, что водород горит на воздухе и в кислороде. А будет ли кислород гореть в водороде? Часто такой вопрос ставит учеников в тупик. Его можно прокомментировать на простом примере. Всем известно горение на воздухе метана — природного газа. В атмосфере Венеры нет кислорода, она состоит из метана. Какой газ должны везти туда аэронавты в баллонах? Разумеется, кислород. А вот газовая горелка или плита может быть использована и обычная, земная. Да и пламя будет таким же. Просто гореть будет кислород в атмосфере метана.

Учитель спрашивает у класса: поддерживает ли водород горение? Что будет, если в цилиндр, заполненный водородом и повёрнутый отверстием вниз, внести горящую лучину (рис. 51 учебника)? Лучина погаснет, но подожжёт водород у отверстия цилиндра. А если бы цилиндр находился в инертной атмосфере, лучина бы погасла?

Затем переходят к обсуждению других свойств водорода. Учитель на доске записывает схемы реакций водорода с серой, хлором, азотом, называет продукты реакций, а учащиеся переносят схемы в тетрадь и расставляют коэффициенты.

Важным свойством водорода является его способность взаимодействовать с некоторыми оксидами, отнимая у них кислород. Здесь также надо обратиться к эксперименту. Учитель берёт небольшое количество оксида меди(II), помещает его в сухую пробирку, закрепляя её в лапке штатива наклонно, отверстием

вниз. Важно, чтобы дно пробирки находилось выше её отверстия! Внутрь пробирки помещают стеклянную трубку, по которой идёт водород из аппарата Киппа. Дно пробирки аккуратно нагревают. Постепенно оксид меди(II) превращается в оранжевую медь. После того как реакция завершится, необходимо охладить полученную медь в атмосфере водорода. Ток газа можно прекратить, но пробирку переворачивать не надо. Уравнение реакции важно записать на доске и прокомментировать. Учащиеся переписывают его в тетрадь. Суть комментария заключается в том, что водород отнимает кислород от оксида меди(II), восстанавливает его, превращая в медь. В этом водород как бы противоположен кислороду.

В качестве самостоятельной работы учащихся можно попросить записать уравнения реакций образования оксидов и их восстановления водородом.

*Вариант 1*

Запишите уравнения реакции образования оксида азота(II) из простых веществ и реакции его восстановления водородом.

*Вариант 2*

Запишите уравнения реакции образования оксида ртути(II) из простых веществ и реакции его восстановления водородом.

*Вариант 3*

Запишите уравнения реакции образования оксида свинца(II) из простых веществ и реакции его восстановления водородом.

В конце урока учитель делает вывод, сравнивая химические свойства водорода и кислорода.

## *УРОК 27.* Применение водорода

Мы предлагаем рассмотреть новый материал в форме беседы, построенной по схеме «свойство водорода» — «применение водорода, основанное на его свойстве». Например, учитель напоминает, что во-

дород — самый лёгкий из газов. А ученики делают предположение, где может быть использовано это свойство (наполнение воздушных шаров) и что может препятствовать этому (горючесть газа). Приведём ещё несколько таких тезисов, которые школьники без труда могут прокомментировать и проиллюстрировать уравнениями реакций:

• «водород сгорает в кислороде с выделением большого количества теплоты» (отсюда следует использование его как топлива, а также для сварки и плавки тугоплавких металлов);

• «водород реагирует с азотом с образованием аммиака» (синтез аммиака);

• «водород реагирует с оксидом углерода(II) с образованием метанола» (синтез метанола — здесь записать реакцию должен учитель, школьники её не знают);

• «водород реагирует с хлороводородом» (синтез хлороводорода и соляной кислоты);

• «водород восстанавливает некоторые металлы из оксидов» (получение металлов).

Где же берут водород, который необходим для этих производств? Важно напомнить, что промышленные методы получения веществ отличаются от лабораторных (учащиеся уже изучили это на примере кислорода). Такие методы приведены в учебнике. Мы сознательно исключили из их числа электролиз, с которым школьники познакомятся при изучении свойств воды.

## *УРОК 28.* Кислоты

Для повторения пройденного материала учитель предлагает учащимся записать реакции, демонстрирующие противоположность свойств водорода и кислорода (водород — восстановитель, кислород — окислитель), например

$$2Cu + O_2 = 2CuO;\ CuO + H_2 = Cu + H_2O,$$

и аналогично с другими металлами (железом, ртутью, оловом).

При изложении нового материала мы предлагаем использовать подходы, изложенные в § 25 учебника. Сначала учитель выясняет, какие кислоты известны учащимся. Обычно школьники вспоминают об уксусной, лимонной, аскорбиновой кислотах, т. е. об органических кислотах. При получении водорода они познакомились и с минеральными кислотами — соляной, серной. Таким образом, множество кислот обозначено. С органическими кислотами учащиеся познакомятся позднее, а вот важнейшие минеральные кислоты представлены в таблице 7 учебника. К ней и следует обратиться. Учащимся напоминают те общие свойства кислот, которые им уже известны. Это кислый вкус (важно подчеркнуть недопустимость пробовать вещества на вкус в лаборатории), способность замещать водород на металл. Ещё одно общее свойство кислот — изменять окраску индикаторов. Определение индикатора как вещества, изменяющего окраску под действием определённой группы соединений (например, кислот), учащиеся записывают в тетрадь. Важно познакомить школьников с двумя индикаторами — лакмусом (его в школах давно заменил лакмоид — вещество иного строения, но со сходной с лакмусом окраской в различных средах; его повсеместно называют лакмусом, и этого стоит придерживаться) и метилоранжем. Учащиеся знакомятся с действием кислот на индикаторы, выполняя лабораторный опыт «Ознакомление со свойствами соляной и серной кислот».

Общие свойства кислот можно перечислить на доске и в тетради:

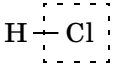
1) кислые на вкус;

2) изменяют окраску индикаторов;

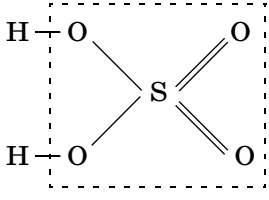
3) реагируют с активными металлами с выделением водорода.

Учитель спрашивает у школьников: какие из этих свойств относятся к физическим (кислый вкус), а какие — к химическим? На самом деле кислый вкус тоже следует относить к химическим свойствам на том основании, что он возникает как результат действия иона водорода на рецепторы, а это уже химическое взаимодействие.

Перед классом можно поставить вопрос: с наличием какого элемента связаны общие свойства кислот? Анализ формул кислот показывает, что в состав всех без исключения представителей данного класса входит только один элемент — водород. Таким образом, именно благодаря водороду кислоты обладают общими свойствами (других элементов, которые входят в состав всех кислот, нет). Действительно, при замещении водорода в кислоте на металл происходит образование соли, которая обладает иными свойствами. Например, поваренная соль уже не обладает кислым вкусом, не реагирует с цинком, не изменяет окраску индикаторов. В отличие от соляной кислоты, в ней уже нет водорода. Учитель сообщает школьникам, что часть молекулы кислоты, не содержащую водорода, способного замещаться на металл, принято называть кислотным остатком. Здесь вновь обращаемся к таблице 7 учебника. Кислотный остаток может состоять из одного элемента или из нескольких. Он представляет собой устойчивую группировку атомов, которая без изменений переходит из кислоты в соль. Следуя традиции, мы приписываем кислотному остатку валентность. Валентность — это свойство атомов присоединять определённое количество других атомов. Так и кислотный остаток присоединяет определённое число атомов водорода. Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода в кислоте. Учитель изображает на доске графические формулы некоторых кислот, показывает в них кислотные остатки и определяет их валентности.




Одновалентный кислотный остаток




Двухвалентный кислотный остаток

Теперь учащиеся могут самостоятельно сформулировать определение кислоты, приведённое в рамке на с. 94 учебника. Его надо записать в тетрадь.

В заключение остановимся на классификации кислот. Её удобно представить на доске в виде схем 11 и 12. Важно показать наличие нескольких классификаций, различающихся признаком сравнения, положенным в их основу. Учащиеся самостоятельно назовут признак в каждом случае (наличие атомов кислорода в составе кислоты и число атомов водорода, способных замещаться на металл). Рассказывая о кислородсодержащих и бескислородных кислотах, учитель может упомянуть, что название «кислород» происходит от слова «кислота», так как Антуан Лоран Лавуазье (о нём учащиеся уже знают из темы «Кислород») предполагал, что важнейшей частью кислот является кислород, а не водород. Общие свойства кислот учёный приписывал именно наличию кислорода. Но это оказалось неверным. Это привело даже к курьёзу, что соляную кислоту считали производным оксида вымышленного элемента мурия. Долгое время из окиси мурия, т. е. хлора, пытались извлечь сам мурий.

*Схема 11*

Классификация кислот по наличию кислорода

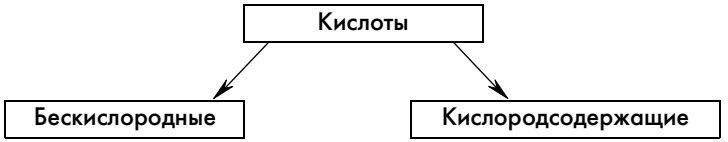
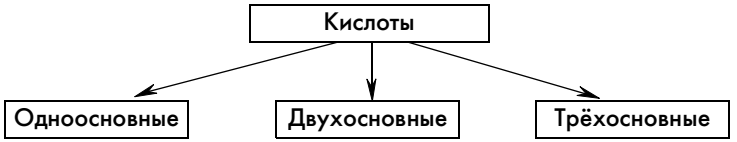



*Схема 12*

Классификация кислот по основности



## *УРОК 29.* Соли

Учащиеся уже знакомы с солями — продуктами замещения водорода в кислоте на металл. Поэтому определение, данное в учебнике (с. 96), в дополнительных комментариях не нуждается. Для учителя заметим, что оно относится лишь к средним солям, о других типах солей пока, на наш взгляд, говорить преждевременно. На уроке учащиеся должны освоить номенклатуру солей, научиться составлять формулы солей, познакомиться с физическими и некоторыми химическими свойствами данного класса соединений.

Названия солей производят от названий соответствующих кислот (здесь важно вновь обратиться к таблице 7 учебника, которую учащиеся должны выучить). Мы предлагаем перенести таблицу 7 в тетрадь, заменив в ней последнюю графу (примеры солей) графой «Ангидрид кислоты», которую мы оставляем незаполненной до следующего урока. Часто школьникам оказывается трудным запомнить, что соли угольной кислоты называют карбонатами, кремниевой — силикатами и т. д. Здесь надо обратить внимание на то, что в основу номенклатуры положены не русские, а латинские названия элементов, образующих кислоты. Если элемент образует несколько кислот, то название солей бескислородной кислоты оканчивается на *-ид*, кислородсодержащей с меньшим количеством кислорода — на *-ит*, а с бóльшим — на *-ат*. Это проиллюстрировано схемой 3 в учебнике (с. 97).

При составлении формул солей по валентности мы предлагаем пользоваться алгоритмом, уже описанным нами в теме «Валентность», где он был применён к составлению формул оксидов. При составлении формул солей мы исходим из того, что они состоят из металла и кислотного остатка, который тоже имеет валентность. Примеры приведены в таблице 9. На уроке учителю важно показать школьникам разнообразные соли, упоминая их тривиальные названия (сода, поташ, квасцы, селитра, купорос).

*Таблица 9*

Тривиальные названия солей

| Тривиальное название | Формула | Систематическое название |
|---|---|---|
| Поваренная соль | $NaCl$ | Хлорид натрия |
| Кальцинированная сода | $Na_2CO_3$ | Карбонат натрия |
| Питьевая сода | $NaHCO_3$ | Гидрокарбонат натрия |
| Поташ | $K_2CO_3$ | Карбонат калия |
| Селитра калийная | $KNO_3$ | Нитрат калия |
| Селитра натриевая | $NaNO_3$ | Нитрат натрия |
| Квасцы алюмокалиевые | $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ | Двенадцативодный сульфат калия-алюминия |
| Купорос медный | $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ | Пятиводный сульфат меди(II) |
| Купорос железный | $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ | Семиводный сульфат железа(II) |
| Ляпис | $AgNO_3$ | Нитрат серебра |
| Гипс | $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ | Сульфат кальция двуводный |

В качестве дополнительного материала во внеурочное время можно использовать и сведения о русской номенклатуре. Оксиды называли окисями, а если элемент образует несколько оксидов, то оксид низшей валентности называли закисью: FeO — за-

кись железа, $Fe_2O_3$ — окись железа. Названия солей бескислородных кислот строились на основе названия кислотного остатка с суффиксом *-истый*: хлористый натрий NaCl, сернистый калий $K_2S$. Если металл имеет несколько валентностей, то в низшей валентности ставился суффикс *-истый*, а в высшей — *-ный*: $FeCl_2$ — хлористое железо, $FeCl_3$ — хлорное железо. Соли кислородсодержащих кислот оканчивались на слово *-кислый*: сернокислая медь $CuSO_4$, хлорнокислое железо окисное $Fe(ClO_4)_3$, сернистокислый натрий $Na_2SO_3$. Для учителя сообщим, что к названиям кислых солей дополнительно добавляли слово *-кислый*, часто комбинируя их: $NaHCO_3$ — натрий углекислый кислый, или натрий двууглекислый. Иногда использовали и более простые названия солей, полученные комбинацией названия кислоты и металла: сернокальциевая соль $CaSO_4$, углемедная соль (карбонат меди) и т. д.

Важно кратко упомянуть калийную селитру (рассказать об удобрении, о порохе), соду (о её использовании при варке стекла, стирке). Учащиеся должны представлять, что все соли — твёрдые вещества, но окраска их может быть различна. Отличаются они и по растворимости в воде. Часто из водных растворов соли выделяются вместе с молекулами воды. Такие соли, содержащие воду, называют кристаллогидратами. Учащиеся должны понимать, что вода в этих веществах химически связана. Надо обязательно продемонстрировать школьникам медный купорос. Синие кристаллы сухие (пусть учащиеся в этом убедятся). Но при нагревании они легко отдают воду. Для проведения опыта желательно использовать порошок медного купороса, который помещают в сухую пробирку, закреплённую горизонтально в лапке штатива с очень небольшим наклоном в сторону отверстия (оно должно быть чуть ниже дна). Тогда при нагревании выделяющаяся вода не попадёт на горячее дно, и пробирка не треснет. Учащиеся должны определить признаки данной реакции (изменение окраски, выделение паров воды), отнести её к определённому типу (разложение).

Рассказывая на факультативе о названиях кристаллогидратов, учащимся следует сообщить правила обозначения числа молекул воды:

1 — одноводный (моногидрат);
2 — двуводный (дигидрат);
3 — трёхводный (тригидрат);
4 — четырёхводный (тетрагидрат);
5 — пятиводный (пентагидрат);
6 — шестиводный (гексагидрат);
7 — семиводный (гептагидрат);
8 — восьмиводный (октагидрат);
9 — девятиводный (нонагидрат);
10 — десятиводный (декагидрат);
11 — одиннадцативодный (ундекагидрат);
12 — двенадцативодный (додекагидрат).

Среди химических свойств солей необходимо рассмотреть реакцию замещения металла в соли более активным металлом. Подробнее этот материал будет изучаться позже, важно, чтобы учащиеся привыкали пользоваться рядом напряжений. Очень нагляден описанный в учебнике опыт по замещению свинца цинком. Для опыта берут цинковую пластинку, которую помещают в раствор нитрата свинца(II). При обсуждении химических свойств солей предлагают школьникам назвать три соли азотной кислоты, которые вступают в реакцию с железной проволокой.

На факультативе, в группе продлённого дня формулы солей удобно составлять с помощью конструктора, описанного в разделе «В свободное время» на с. 100. Заготовленные карточки можно будет использовать и в дальнейшем при составлении формул кислых, осно́вных, двойных, смешанных солей, а также для наглядного изображения реакций в водных растворах.

## *УРОК 30.* Кислотные оксиды

В начале урока мы рекомендуем провести проверочную работу на умение составлять формулы солей.

*Вариант 1*

Составьте формулы следующих солей: карбонат натрия, нитрат кальция, сульфат бария, силикат калия, хлорид железа(II).

*Вариант 2*

Составьте формулы следующих солей: сульфид калия, сульфат кальция, фосфат бария, карбонат меди(II), нитрат алюминия.

*Вариант 3*

Составьте формулы следующих солей: силикат бария, нитрат олова(II), сульфид магния, хлорид калия, фосфат железа(II).

Проверить и разобрать ошибки нужно тут же на уроке.

В качестве нового материала учащиеся знакомятся с кислотными оксидами. Логика изложения такова: каждой кислородсодержащей кислоте соответствует оксид, называемый кислотным оксидом или ангидридом кислоты (буквально «обезвоженной кислотой»). Он может быть получен простым нагреванием кислоты (угольной, кремниевой) или отнятием от кислоты воды при помощи водоотнимающих средств. Учащимся можно ввести термин «дегидратация» (реакция разложения, сопровождающаяся выделением воды), хотя в § 27 мы его постарались избегать. Для учителя заметим, что ортофосфорная кислота не может быть превращена в оксид фосфора(V) простым нагреванием. Оксид фосфора(V) сам настолько жадно поглощает воду, что используется для дегидратации серной и азотной кислот.

Формально соответствующий кислоте ангидрид можно получить, отнимая от формулы кислоты воду. Так, вычитая воду из молекул серной кислоты, получаем $SO_3$ (серный ангидрид), из молекулы сернистой $H_2SO_3$ получаем $SO_2$ (сернистый газ, ангидрид сернистой кислоты). Если число атомов водорода в кислоте нечётное, то воду надо отнимать от двух

молекул кислоты: $2HNO_3$ даёт $N_2O_5$ (азотный ангидрид).

Формулы ангидридов учащиеся переносят в оставленную на прошлом уроке незаполненной графу таблицы (табл. 10).

*Таблица 10*

**Некоторые важнейшие минеральные кислоты и их соли**

| Название кислоты | Формула кислоты | Кислотный остаток и его валентность | Название соли | Ангидрид кислоты |
|---|---|---|---|---|
| Соляная (хлороводородная) | $HCl$ | $—Cl$ | Хлорид | — |
| Серная | $H_2SO_4$ | $=SO_4$ | Сульфат | $SO_3$ |
| Сернистая | $H_2SO_3$ | $=SO_3$ | Сульфит | $SO_2$ |
| Сероводородная | $H_2S$ | $=S$ | Сульфид | — |
| Азотная | $HNO_3$ | $—NO_3$ | Нитрат | $N_2O_5$ |
| Фосфорная (ортофосфорная) | $H_3PO_4$ | $\equiv PO_4$ | Фосфат (ортофосфат) | $P_2O_5$ |
| Угольная | $H_2CO_3$ | $=CO_3$ | Карбонат | $CO_2$ |
| Кремниевая | $H_2SiO_3$ | $=SiO_3$ | Силикат | $SiO_2$ |

Ангидриды кислот присоединяют воду, превращаясь в кислоты. Здесь учащиеся должны знать лишь об одном исключении — оксиде кремния(IV), который с водой не реагирует.

Дополнительные упражнения приведены в рабочей тетради на печатной основе.

## *УРОК 31.* Вода

Изложение нового материала можно построить по следующему плану:

1) вода в природе, гигроскопичность;
2) физические свойства воды;
3) природные воды, минеральная вода;
4) очистка питьевой воды;
5) дистиллированная вода;
6) очистка промышленных сточных вод.

Рассказ о распространении воды в природе учитель начинает с тезиса, что вода — самое распространённое на Земле вещество. Учащимся предлагают перечислить формы нахождения воды в природе. Это и природные воды (солёные, пресные), ледники, водяной пар, облака, а также вода, входящая в состав живых организмов. В § 28 указано, что в теле человека в среднем содержится 68% воды. Учащихся можно попросить оценить массу воды в их собственном организме. Важно указать, что количество воды в организме примерно остаётся постоянным, но вода постепенно выводится из организма, поэтому без воды человек не способен прожить и нескольких дней. Рассказывая о воде, которая содержится в порах различных твёрдых тел, важно ввести термин «гигроскопичность» и проиллюстрировать его примерами (можно показать слежавшуюся соль или иные вещества, имеющиеся в лаборатории школы).

Физические свойства воды учащиеся способны описать самостоятельно. Часто в классе возникает дискуссия о вкусе воды. Учителю важно указать, что вкус воды, который знаком учащимся, объясняется наличием в ней растворённых солей. Очень нагляден опыт по выпариванию водопроводной воды в фарфоровой чашке, но он требует времени, а на уроке его не хватает. Вода, не содержащая соли, на вкус немного горьковата. Воду с содержащими в ней солями неорганических кислот называют минеральной. В такой воде содержание солей должно

быть не менее 1 г/л. Именно столько солей и содержится в обычной ключевой воде или воде, добываемой из скважин. Такая вода (её называют столовой) пригодна для ежедневного применения. Она мягкая, приятная на вкус, без постороннего запаха и привкуса. Воды с большим содержанием солей используют в лечебных целях. Это лечебно-столовые (от 1 до 10 г солей на литр воды) и лечебные (более 10 г солей на литр). Часто лечебные воды содержат повышенное количество активных микроэлементов (мышьяка, бора). Пить их можно только по рекомендации врача. По составу воды делят на хлоридные, карбонатные, сульфатные (воды, в которых содержатся нитраты и растворимые сульфиды, силикаты, ядовиты), а также на натриевые, натриево-калийные, магниевые, железистые и т. д. Вода с повышенным содержанием магния и кальция называется жёсткой.

Важно, чтобы учащиеся понимали, что природная вода содержит не только соли, но и взвешенные частицы, в том числе очень мелкие, которые не оседают на дно. На этих частицах (если это частицы ила) могут располагаться колонии бактерий. Задача очистки питьевой воды и заключается в удалении этих взвешенных частиц, а также в обеззараживании. Очистка природных вод не приводит к удалению из них солей. Рассказ об очистке воды удобно иллюстрировать рисунком 61 учебника.

Для закрепления материала и расширения кругозора учащихся мы рекомендуем совершить учебную экскурсию на ближайшую водоочистную станцию или в музей воды. В нашей стране есть два таких музея — в Москве и Петербурге. Московский музей воды расположен рядом со станцией метро «Пролетарская», в здании, в котором с 1898 г. находилась главная канализационная насосная станция столицы. Представленная экспозиция состоит из двух разделов: первый (исторический) рассказывает о строительстве водопровода и канализации и их развитии; второй раздел посвящён современному состоянию городских инженерных сооружений. В нём

рассказано о процессе забора воды из природных водоёмов, её очистке, обработке. Отдельные стенды посвящены утилизации канализационных стоков в масштабах мегаполиса. Методические аспекты проведения экскурсии на водоочистную станцию разобраны в книге Н. Н. Буринской «Учебные экскурсии по химии» (М.: Просвещение, 1989. — С. 23—29).

В лаборатории для приготовления растворов необходима вода, не содержащая растворённых солей. Для этого используют две операции — дистилляцию и деионизацию. Оба термина есть в учебнике, но подробно описана лишь дистилляция.

Считаем необходимым провести в классе опыт по перегонке воды. Для наглядности в воду добавляют медный купорос. Это делает заметной разницу в окраске исходной и дистиллированной воды. Учитель собирает прибор, изображённый на рисунке 62 учебника, называет его составные части. После этого кратко описывает принцип действия современного дистиллятора (рис. 63 в учебнике).

В заключение урока важно подчеркнуть необходимость очистки сточных вод — ведь они попадают в реки и озёра, из которых осуществляется водозабор. Далеко не все содержащиеся в такой воде примеси могут быть отделены на водоочистных станциях, что приводит к загрязнению питьевой воды.

## *УРОК 32.* **Растворы**

Мы предлагаем следующий план изложения нового материала:

1) раствор как однородная смесь;

2) физико-химические основы процесса растворения;

3) растворимость веществ, кривые растворимости;

4) насыщенные растворы.

Причина растворения заключается в том, что под действием молекул воды растворяемое вещество дробится на отдельные частицы. В качестве примера

можно привести растворение в воде неэлектролитов, например сахара, ацетона, этилового спирта. Растворение вещества можно эффектно продемонстрировать, если заранее (за несколько часов до начала урока или накануне вечером) заполнить высокий цилиндр водой, а на его дно поместить крупный кристалл окрашенной соли — медного купороса, дихромата калия. Если опыт заранее не подготовлен, можно использовать перманганат калия — он даёт окрашенный «шлейф» практически сразу после помещения в воду. Постепенно благодаря диффузии весь раствор становится однородным по окраске. Учитель вводит понятие о растворителе и растворённом веществе, о концентрированном и разбавленном растворе.

Учитель организует в классе дискуссию о природе процесса растворения. Какой это процесс — физический или химический? Можно продемонстрировать, что раствор не имеет постоянного состава (растворить в одном и том же количестве воды разные количества одного и того же вещества), ему нельзя приписать химическую формулу, но в то же время растворение многих веществ сопровождается выделением или поглощением теплоты, а температуры плавления и кипения растворов отличаются от температур плавления и кипения воды. Всё это свидетельствует о химическом взаимодействии. Таким образом, растворение — это физико-химический процесс, который заключается не только в «дроблении» вещества на отдельные частицы и их перемешивании с молекулами воды, но и во взаимодействии воды с частицами растворённого вещества.

Растворимость — это не только способность вещества растворяться в воде, но и количественная величина, характеризующая максимальную массу вещества, способную раствориться в 100 г воды при данной температуре. Классификация веществ по растворимости приведена на схеме 4 учебника. Важно подчеркнуть, что абсолютно нерастворимых веществ нет, это иллюстрирует таблица 10 учебника. Анализируя эту таблицу, можно спросить школьни-

ков, какие из перечисленных в ней веществ растворимы в воде, какие малорастворимы, а какие практически нерастворимы. Учителю необходимо обратиться и к таблице растворимости, помещённой на втором форзаце учебника, сопоставив её с классификацией на схеме 4. Например, на схеме в качестве примера хорошо растворимых солей представлены хлорид натрия и нитрат калия. Важно, чтобы школьники нашли их в таблице растворимости и т. д. Таблицу растворимости надо проанализировать — посмотреть, соли каких кислот растворимы в воде. Такой анализ приведён и на с. 113 учебника.

Зависимость растворимости веществ от температуры характеризуют кривые растворимости. Растворимость большинства твёрдых веществ при нагревании возрастает. Для иллюстрации этого школьники выполняют лабораторный опыт «Растворимость твёрдых веществ в воде». Очень нагляден опыт «золотой дождь» по перекристаллизации иодида свинца(II). Перед его проведением сообщают учащимся, что растворимость иодида свинца(II) сильно возрастает с температурой: на холоде соль практически нерастворима, а в горячей воде растворима хорошо. Для проведения опыта необходим большой стакан (лучше литровый). Его наполняют горячей водой (примерно на три четверти), которую нагревают до кипения. В воду помещают несколько капель уксусной кислоты. В пробирку наливают раствор ацетата свинца(II), на который действуют раствором иодида натрия. Выпадает ярко-жёлтый осадок иодида свинца(II). Его (вместе с маточным раствором) постепенно вносят в стакан с кипящей водой, перемешивая палочкой. Осадок растворяется с образованием бесцветного раствора. При охлаждении из него выпадают золотистые чешуйчатые кристаллы иодида свинца(II). Чем медленнее проводить охлаждение, тем крупнее образуются кристаллы. Если у учителя нет времени, можно отлить из стакана небольшое количество раствора и резко охладить его под струёй холодной воды. Это вызовет выделение большого числа мелких блестящих частиц.

В § 29 мы определяем насыщенный раствор как раствор, в котором при данной температуре вещество больше нерастворимо.

Данная тема даёт богатый материал для факультативных занятий. Он может включать как выращивание кристаллов солей (см. с. 117 и 245 учебника), так и опыты по изучению зависимости растворимости от температуры. На факультативе учитель может рассказать о пересыщенных растворах. Это неустойчивые системы, в которых при механическом воздействии или внесении затравки спонтанно происходит кристаллизация, сопровождающаяся выделением теплоты. В настоящее время в продаже имеются солевые грелки, которые как раз и представляют собой пересыщенные растворы солей (ацетата натрия, тиосульфата натрия). Такая грелка — это прочный пластиковый пакет, наполненный перенасыщенным раствором соли. В раствор помещена пластиковая палочка или пружинка-пускатель, которую достаточно перегнуть, чтобы моментально начинался процесс кристаллизации соли. Он сопровождается выделением теплоты, что приводит к повышению температуры до 55 °С. Устройство сохраняет тепло в течение нескольких часов. Чтобы вернуть солевую грелку в рабочее состояние, её надо прокипятить (весь пакет, не вскрывая его) в воде в течение 15—20 мин. В грелке снова образуется пересыщенный раствор, который готов к работе.

Параграф 30, посвящённый растворимости газов и жидкостей в воде, можно разобрать на факультативе. Его интересно сопроводить опытом по выделению газов, растворённых в воде. Для этого берут круглодонную колбу, которую целиком заполняют водой. В горло колбы вставляют пробку с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опускают в кристаллизатор с водой. На конец трубки надевают пробирку, заполненную водой, т. е. газ собирают методом вытеснения воды (рис. 2).

При кипячении воды в пробирке собирается газ — это воздух. Но по составу он отличен от обычного воздуха, так как обогащён кислородом (раство-

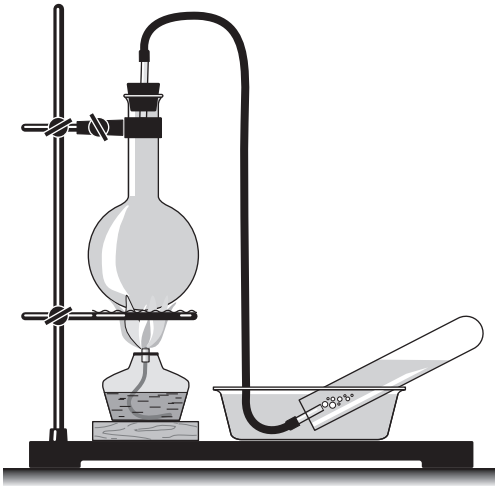


*Рис. 2.* Прибор для определения газов, растворённых в воде

римость кислорода в воде выше, чем азота). Состав такой газовой смеси можно предсказать по рисунку 69 учебника. Если вода была насыщена воздухом при нуле градусов, то при кипячении из 1 л воды выделяется 50 мл кислорода и 23 мл азота. Учащихся можно попросить рассчитать состав такой газовой смеси в объёмных процентах. Более упрощённый вариант эксперимента приведён в качестве лабораторного опыта «Зависимость растворимости газов от температуры».

## *УРОК 33.* Массовая доля растворённого вещества

С понятием «массовая доля» учащиеся уже знакомы (урок 12). Здесь мы просто распространяем это понятие на растворы. При изложении нового материала учитель напоминает учащимся, как рассчитывают массовую долю элемента в соединении. А после этого формулирует определение понятия «массовая доля растворённого вещества».

Можно избрать и иной путь — ввести понятие о процентной концентрации раствора как массе растворённого вещества, содержащейся в 100 г раствора. Например, 2%-й раствор, это раствор, в 100 г которого содержится 2 г соли, т. е. для его приготовления надо смешать 2 г соли и 98 г воды. А массовую долю ввести как долю от процентной концентрации (2% = 0,02). В учебнике в примерах решения задач приведены два способа расчёта массовой доли — по формуле и с использованием пропорции. Какой вариант выбрать, решает учитель. В качестве демонстрации мы предлагаем использовать растворы медного купороса с различной массовой долей соли, расположив их по мере усиления интенсивности окраски, например 1, 5, 10%-й и насыщенный (18%-й).

На уроке мы рекомендуем рассмотреть задачи:

1) на расчёт массовой доли растворённого вещества;

2) на определение массы соли (воды), необходимой для приготовления определённой массы раствора с заданной массовой долей.

В качестве самостоятельной работы учащихся в классе можно использовать следующие задачи.

*Вариант 1*

В 200 г воды растворено 0,9 г сульфата натрия. Вычислите массовую долю растворённого вещества в растворе.

*Вариант 2*

Сколько граммов соли образовалось при выпаривании 250 г 3%-го раствора хлорида натрия?

*Вариант 3*

Определите массу воды, содержащейся в 350 г 2%-го раствора серной кислоты.

На факультативе можно рассмотреть тему «Приготовление растворов». Понятие плотности уже известно школьникам из курса физики. Его надо только напомнить. Плотность — это масса единичного объёма, например кубика с ребром 1 см. Такой ку-

бик льда весит 1 г, алюминия — 2,7 г, свинца — 10,7 г. От этого логично перейти к расчёту массы раствора по известной плотности. Например, какую массу имеет 100 мл 10%-го раствора хлорида натрия с плотностью 1,1 г/мл? ($m = \rho V = 110$ г.) Примеры решения задач с использованием понятия «плотность» приведены на с. 123—124 учебника.

Для факультатива мы можем рекомендовать и задачи, имеющие практическую направленность. Один из таких примеров (приготовление физиологического раствора) приведён в задании 13 на с. 123. Решение данной задачи учитель должен дополнить рассказом о физиологическом растворе (раствор, имеющий такое же осмотическое давление, как и плазма крови, его используют для растворения лекарств, которые вводят внутривенно; такие лекарства водой разводить нельзя, иначе нарушится солевой баланс и наступит смерть). Вот ещё примеры задач практической направленности.

1. Для засолки огурцов используют 7%-й водный раствор поваренной соли (он подавляет жизнедеятельность плесневого грибка, но не препятствует процессам молочнокислого брожения). Сколько граммов соли требуется для приготовления 3 л такого раствора хлорида натрия, плотность равна 1,05 г/мл?

2. В крови взрослого человека содержится 700 г гемоглобина. Считая, что масса крови равна 5 кг, рассчитайте массовую долю гемоглобина в крови. Найдите, сколько граммов железа содержится в крови человека, если известно, что массовая доля железа в гемоглобине равна 0,085%.

На факультативе можно также решать задачи следующих типов:

1) на приготовление растворов с заданной массовой долей растворённого вещества из кристаллогидратов;

2) на разбавление растворов.

Приведём примеры таких задач с решениями.

3. Какой объём воды надо добавить к 300 г 20%-й серной кислоты для получения 15%-го раствора?

*Решение.*

1) Определим, сколько граммов вещества содержится в 300 г 20%-го раствора серной кислоты:

20 г $H_2SO_4$ — 100 г раствора,

$x$ г $H_2SO_4$ — 300 г раствора.

$$x = \frac{20 \cdot 300}{100} = 60 \text{ г } H_2SO_4.$$

2) Рассчитаем, в какой массе 15%-го раствора содержится 60 г $H_2SO_4$:

15 г $H_2SO_4$ — 100 г раствора,

60 г $H_2SO_4$ — $x$ г раствора.

$$x = \frac{60 \cdot 100}{15} = 400 \text{ г раствора.}$$

3) Определим массу воды, которую необходимо добавить к раствору:

$m(H_2O) = 400 - 300 = 100$ г (объём воды — 100 мл).

Задачу можно решить и по-другому. Пусть надо взять $x$ г воды. Тогда для полученного раствора

$$w = \frac{0{,}2 \cdot 300}{300 + x} = 0{,}15;\ x = 100.$$

*Ответ*: 100 мл воды.

4. Сколько граммов шестиводного хлорида кальция ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$) и воды необходимо взять для приготовления 250 г 5%-го раствора соли?

*Решение.*

1) Найдём массу безводной соли, необходимой для приготовления заданного раствора:

в 100 г раствора содержится 5 г соли,

в 250 г раствора — $x$ г соли.

$$x = \frac{250 \cdot 5}{100} = 12{,}5 \text{ г соли.}$$

2) Пересчитаем массу безводной соли в массу кристаллогидрата:

$M(CaCl_2) = 40 + 2 \cdot 35{,}5 = 111$ г/моль;

$M(CaCl_2 \cdot 6H_2O) = 111 + 6 \cdot 18 = 219$ г/моль.

Итак, в 219 г кристаллогидрата содержится 111 г безводной соли,

в $x$ г кристаллогидрата — 12,5 г безводной соли.

$$x = \frac{219 \cdot 12{,}5}{111} = 24{,}66 \text{ г } (CaCl_2 \cdot 6H_2O).$$

3) Определим массу воды: из массы раствора вычтем массу кристаллогидрата:

$250 - 24{,}66 = 225{,}34$ г воды.

*Ответ*: 24,66 г $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ и 225,34 г воды.

Иногда приходится готовить раствор нужной процентной концентрации путём смешения более разбавленного и более концентрированного растворов данного вещества. В таком случае расчёт удобно проводить по *«правилу креста»*. Рассмотрим конкретный пример.

5. Приготовьте 500 г 30%-го раствора иодида калия, используя 40%-й и 5%-й растворы.

*Решение*.

Составим крест. Запишем друг под другом процентные концентрации исходных растворов, а правее между ними процентную концентрацию того раствора, который необходимо приготовить (конечного раствора):

40%

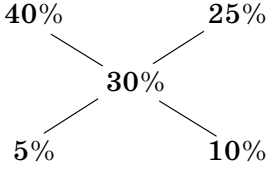
30%

5%

Итак, одна половина креста готова. Вычитая из концентрации более крепкого раствора (40%-го) концентрацию конечного раствора (30%), получаем цифру (10), которую помещаем в правом нижнем конце креста. Аналогично, вычитая из концентрации конечного раствора (30%) концентрацию более разбавленного из исходных растворов (5%), получаем цифру (25), которую помещаем в правом верхнем углу. Итак, крест готов:

$40\% - 30\% = 10\%$,

$30\% - 5\% = 25\%$.




Цифры, стоящие в правой части креста, используются при расчёте масс исходных растворов, при

смешении которых образуется раствор с заданной концентрацией:

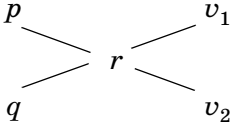
$$m(40\%\text{-го раствора}) = \frac{500 \cdot 25\%}{(25+10)\%} = 357{,}1 \text{ г.}$$

$$m(5\%\text{-го раствора}) = \frac{500 \cdot 10\%}{(25+10)\%} = 142{,}9 \text{ г.}$$

*Ответ*: для приготовления 500 г 30%-го раствора иодида калия надо смешать 357,1 г 40%-го и 142,9 г 5%-го растворов.

Докажем «правило креста». Для этого запишем его в общем виде:

$p \leqslant r \leqslant q$




Решая пропорцию, получаем:

$pv_1/100 + qv_2/100 = r(v_1 + v_2)/100,$

$pv_1 + qv_2 = r(v_1 - v_2).$

Введём параметр $t = v_1/v_2$, тогда уравнение может быть записано в виде:

$pt + q = r(1 + t),$

$(p - r)t = r - q,$

$(p - r)t = rq,$

$t = (r - q)/(p - r),$

что и представляет собой математическую запись «правила креста».

Вместо использования «правила креста» задачу можно решить и аналитически. Пусть масса 40%-го раствора равна $x$ г, а масса 5%-го раствора равна $(500 - x)$ г. Тогда массовая доля конечного раствора равна:

$$w(30\%\text{-й раствор}) = \frac{0{,}4x + 0{,}05(500 - x)}{500} = 0{,}3;$$

$x = 357{,}1$ г.

6. В каких массовых соотношениях надо смешать 20%-й и 5%-й растворы одного вещества, чтобы получить 10%-й раствор?

В конце урока учитель сообщает учащимся, что на следующем уроке они будут выполнять практическую работу по приготовлению растворов.

## *УРОК 34.* Практическая работа 4. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества

На первой части практической работы учащихся необходимо познакомить с использованием технохимических весов. Желательно, чтобы весы были на каждом рабочем столе. Тогда перед учащимися можно поставить задачу: приготовить 50 г раствора соли с определённой массовой долей. Например, одному из вариантов можно дать приготовление 2%-го раствора поваренной соли, другому — 4%-го раствора нитрата калия. Если на уроке нет возможности взвешивания, задачу следует изменить. Учащиеся получают у учителя уже готовые навески с указанной массой (не обязательно доводить их до целых значений), готовят раствор, а затем рассчитывают массовую долю соли в нём.

В другом варианте проведения работы («Приготовление раствора сахара и расчёт его массовой доли в растворе») используют сахар-рафинад заранее известной массы. Рекомендуем учителю взвесить один из кусков сахара заранее, так как его масса может отличаться от указанной в инструкции. Класс можно разделить на варианты, каждый из которых помещает в воду различное количество кусков сахара.

### Инструкция по проведению практической работы

При помощи мерного цилиндра отмерьте 50 мл воды и влейте её в плоскодонную колбу. Опустите в колбу один или два кусочка сахара-рафинада.

Размешивайте раствор стеклянной палочкой до тех пор, пока весь сахар не растворится.

Зная, что масса одного кусочка сахара составляет 5,6 г, рассчитайте массовую долю сахара в полученном растворе. Запишите вычисления в тетради.

Приготовленные растворы учащиеся подписывают и сдают учителю. Школьникам, интересующимся химией, поручают приготовление растворов из кристаллогидратов, выдав навеску кристаллогидрата.

## *УРОК 35.* Химические свойства воды

В начале урока мы предлагаем провести проверочную работу на тему «Растворы». Можно использовать следующие задания.

*Вариант 1*

1. Сколько граммов поваренной соли содержится в 500 г 1%-го раствора?
2. Растворимость нитрата калия при 60 °С равна 110 г в 100 г воды. Найдите процентную концентрацию насыщенного раствора соли.

*Вариант 2*

1. Сколько воды содержится в 200 г 20%-й серной кислоты?
2. В 50 г воды растворили 23 г нитрата серебра. Найдите массовую долю соли в растворе.

*Вариант 3*

1. Сколько граммов сахара надо взять для приготовления 250 г 3%-го раствора?
2. Растворимость бромида калия при 40 °С равна 76 г в 100 г воды. Найдите процентную концентрацию насыщенного раствора соли.

Характеристику химических свойств воды учитель начинает с утверждения, что вода — очень устойчивое соединение. Важно, чтобы все учащиеся понимали, что кипение воды в чайнике не приводит к её разложению, а представляет собой переход жидкости в пар. Чтобы разложить воду на простые вещества, её надо нагреть до температуры выше 2500 °С.

В условиях даже самой современной школьной лаборатории сделать это невозможно. Однако гораздо удобнее другой путь — разложение воды электрическим током.

Учителю на уроке надо познакомить учащихся с электролизом. Определение понятия «электролиз» школьники записывают в тетрадь. Далее опыт надо продемонстрировать или описать, используя рисунок 70 учебника. Надо обратить внимание учащихся, что чистая вода ток не проводит, для проведения электролиза в неё добавляют соль. Записав реакцию разложения воды, учитель отмечает, что она обратна реакции синтеза воды из водорода и кислорода. Фактически мы провели анализ воды — разложили её на водород и кислород, тем самым доказав, что вода — сложное вещество.

Можно сообщить школьникам, что долгое время воду относили к простым веществам, так как разложить её не удавалось. Впервые это сделал Антуан Лоран Лавуазье. Он пропускал водяной пар (вода находится в воронке слева) через раскалённый на жаровне пушечный ствол. В сосуде справа собирался водород, выделяющийся при разложении воды (рис. 3). Температуры жаровни (она от силы достигала 800 °С), конечно, не хватало, чтобы разложить воду термически. Но при данных условиях железо, входящее в состав чугунного пушечного ствола,

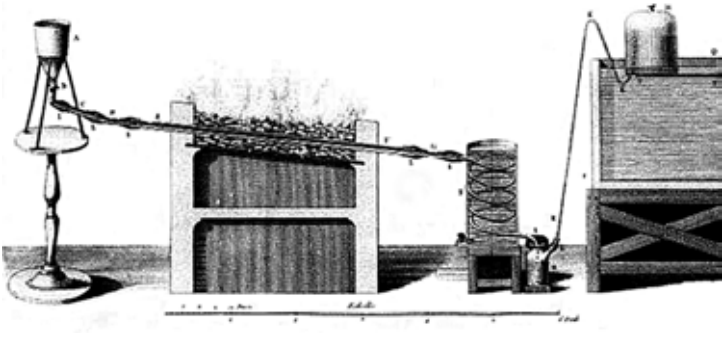


*Рис. 3.* Опыт Лавуазье по разложению воды

взаимодействовало с водяным паром, превращаясь в железную окалину. Уравнение реакции учитель записывает на доске, а школьники — в тетради.

Учащиеся уже знакомы с рядом напряжений металлов и легко найдут в нём железо. Оно оказывается в середине ряда — это металл средней химической активности.

А что будет, если в воду поместить металл более активный, чем железо? Например, натрий. Учитель демонстрирует школьникам натрий и помещает его в воду. Реакция происходит уже при комнатной температуре. С выделяющимся газом (водородом) школьники уже знакомы. Натрий замещает в молекуле воды водород. Формулу воды надо записать на доске, указав, что её молекула состоит из атома водорода и «водного остатка», иначе называемого гидроксилом. Учащиеся без труда определяют валентность «водного остатка» — он одновалентен. Учитель записывает реакцию на доске, называя её продукты. Учащиеся впервые знакомятся с щелочами. Надо сообщить классу, что щёлочи — едкие вещества, их растворы мылки на ощупь. Здесь же мы рекомендуем познакомить школьников и с фенолфталеином, служащим индикатором на щёлочи. Обсудив реакцию натрия с водой, учитель предлагает школьникам записать уравнение реакции кальция с водой. Кальций двухвалентен, поэтому формула щёлочи будет $Ca(OH)_2$. Обычно школьники справляются с этим заданием.

Следующая группа реакций — это взаимодействие с водой оксидов. Школьники уже знают, как с водой реагируют ангидриды кислот. А что будет, если в воду мы внесём оксид активного металла, например кальция? Он превратится в основание. Гашение извести мы рекомендуем показать классу. Для этого предварительно прокаливают в муфельной печи гидроксид или карбонат кальция при температуре 900 °С. Упрощённый вариант опыта может быть проведён и в самой простой лаборатории (см.: *Макензен Манфред фон*. Феноменологическое преподавание химии в 7 и 8 классах вальдорфской шко-

лы. — М.: Парсифаль, 2003. — С. 52). Для этого выбирают кусочек известняка или мрамора величиной с вишнёвую косточку, берут его щипцами и вносят в пламя спиртовки, держа так в течение 5—10 мин. Его поверхность покрывается коркой негашёной извести. При опускании в воду кусочек издаёт заметное шипение, а полученный раствор окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет.

В конце урока учитель подводит итог, перечисляя важнейшие свойства воды:

1) разложение электрическим током;
2) реакция с активными металлами;
3) реакция с оксидами активных металлов.

## *УРОК 36.* Основания

При изложении нового материала мы предлагаем использовать следующую логическую схему. Учащиеся уже знают, что активные металлы и их оксиды при взаимодействии с водой образуют гидроксиды металлов. Учитель поясняет значение термина «гидроксид», который буквально означает «оксид, присоединивший воду», «гидратированный оксид». Оксиды неметаллов (ангидриды кислот), присоединяя воду, превращаются в кислородсодержащие кислоты («гидроксиды неметаллов», хотя так называть их не принято). А вот оксидам металлов соответствуют соединения другого класса. Здесь следует дать определение класса оснований, которое вынесено в рамку на с. 129 учебника.

Выписав формулы некоторых оснований на доске, учитель объясняет их строение с точки зрения валентности и номенклатуру. После этого учитель предлагает классу составить формулы гидроксидов одного-двух других металлов. Обычно это не составляет сложности. Затем рассматривают классификацию оснований, пользуясь схемой 5 учебника.

Учитель вводит понятие «щёлочь» как растворимого в воде основания. Школьники записывают это

определение в тетрадь. Важно познакомить школьников с щелочами. Желательно показать твёрдую щёлочь — гидроксид натрия или калия, продемонстрировать их гигроскопичность, растворение в воде с выделением теплоты. Учащиеся должны знать, что растворы щелочей мылки на ощупь, — им надо напомнить о мыле и соде, которые также имеют щелочную среду.

Лабораторный опыт «Ознакомление со свойствами щелочей» направлен на закрепление материала об изменении окраски индикаторов в щелочной среде. Помимо раствора щёлочи школьникам можно выдать растворы соды и хозяйственного мыла (чтобы они убедились в наличии щелочной среды), а также нейтральный и кислотный растворы для повторения окраски лакмуса и метилоранжа. Удобно использовать таблицу 11 учебника, где окраска индикаторов условно передана заливкой соответствующих ячеек таблицы.

Обратившись к классификации кислот, учитель напоминает понятие «основность кислоты» (число атомов водорода, способных замещаться на металл). По аналогии с основностью кислот вводят и понятие о кислотности основания, которая равна числу ОН-групп. Так, гидроксид натрия — это однокислотное основание, а гидроксид кальция — двухкислотное. В учебнике этот термин не используется.

Учитель демонстрирует полученный заранее осадок гидроксида меди(II). Учащиеся знакомятся с внешним видом нерастворимых в воде оснований. Осадок в пробирке нагревают, он чернеет. На доске учитель записывает уравнение реакции разложения. В тексте параграфа вводится термин «дегидратация». Можно спросить класс, какие реакции, уже изученные ранее, можно отнести к реакциям гидратации, т. е. присоединения воды. Учащиеся должны вспомнить гидратацию ангидридов кислот и оксидов активных металлов. Важно, чтобы школьники понимали, что с водой реагируют оксиды только тех металлов, которым соответствуют щёлочи. Гидроксиды щелочных металлов (кроме лития) плавятся без разложения, а гидроксиды лития и щёлочнозе-

мельных металлов (кальция, стронция, бария) разлагаются на оксид и воду при высокой температуре (например, гидроксид кальция при 580 °С).

В заключение учитель может напомнить определение понятия «основание», классификацию оснований и противопоставить основания кислотам.

## *УРОК 37.* Повторительно-обобщающий урок

Повторение пройденного мы предлагаем построить по следующему плану.

1. Сравнительная характеристика кислорода и водорода (табл. 11).

2. Простые вещества — металлы — ряд активности, реакции активных металлов с водой и кислородом, реакции активных металлов с кислотами и растворами солей.

3. Простые вещества — неметаллы, реакции с кислородом.

4. Оксиды неметаллов (ангидриды кислот), реакции с водой (им надо противопоставить оксиды металлов, которые с водой дают основания).

5. Определения важнейших классов неорганических соединений (табл. 12).

*Таблица 11*

### Сравнение свойств кислорода и водорода

| Признаки сравнения | Кислород | Водород |
|---|---|---|
| 1. Распространённость | Самый распространённый элемент на Земле | Самый распространённый элемент во Вселенной |
| 2. Физические свойства | Газ, малорастворим в воде, тяжелее воздуха | Газ, малорастворим в воде, легче воздуха |
| 3. Химические свойства | Поддерживает горение, окислитель, превращает простые и сложные вещества в оксиды (уравнения реакций) | Горючий газ, восстановитель, восстанавливает простые вещества из оксидов (уравнения реакций) |

*Таблица 12*

**Важнейшие классы неорганических соединений**

| Определение класса соединений | Примеры соединений |
|---|---|
| Оксид — | |
| Кислота — | |
| Основание — | |
| Соль — | |

6. Повторение составления формул оксидов, оснований и солей по валентности (учитель диктует названия соединений, например, оксид натрия, гидроксид кальция, серная кислота, хлорид магния, сульфат бария, оксид серы(VI), нитрат алюминия, фосфорная кислота, сульфид калия, силикат магния, фосфат цинка, гидроксид меди(II), а учащиеся записывают формулы и указывают, к какому классу относится вещество).

7. Вода — её физические и химические свойства.

8. Растворимость веществ в воде, расчёт массовой доли растворённого вещества.

Можно предложить учащимся закончить фразы, а химические превращения проиллюстрировать уравнениями реакций:

1) серную кислоту можно получить … (взаимодействием серного ангидрида с водой);

2) гидроксид кальция можно получить … (взаимодействием кальция или оксида кальция с водой);

3) кислород можно получить … (разложением перманганата калия, пероксида водорода);

4) водород можно получить … (взаимодействием металла с кислотой, натрия с водой);

5) гидроксид кальция принадлежит к классу … (оснований);

6) серная кислота окрашивает лакмус в … (красный) цвет;

7) гидроксид натрия окрашивает фенолфталеин в … (малиновый) цвет;

8) лакмус остаётся фиолетовым в растворе … (поваренной соли);

9) неограниченной растворимостью в воде обладает … (спирт, ацетон, серная кислота);

10) медь может быть получена из оксида меди(II) … (восстановлением водородом);

11) медь может быть получена из раствора сульфата меди(II) … (действием цинком);

12) водород может быть получен из воды … (электролизом, действием активного металла);

13) кислород может быть получен из воды … (электролизом);

14) фосфорная кислота может быть получена … (гидратацией фосфорного ангидрида) и т. д.

## *УРОК 38.* Контрольная работа 2

### *ВАРИАНТ 1*

1. Как получают водород в лаборатории? Запишите уравнение реакции.
2. Из приведённого перечня выпишите формулы оксидов и назовите их: Fe, $MgSO_4$, CaO, $H_3PO_4$, $CaCO_3$, Mg, HCl, $SO_2$.
3. Определите валентность элемента и назовите оксиды: $Na_2O$, $SO_3$, $Mn_2O_7$, FeO, $P_2O_3$.
4. Составьте формулы соединений: оксид железа(III), хлорид кальция, нитрат бария, угольная кислота, ортофосфат натрия, соляная кислота, оксид углерода(IV), сульфат алюминия.
5. Замените названия веществ формулами и составьте уравнения реакций:
   а) оксид серы(VI) + вода $\longrightarrow$;
   б) алюминий + кислород $\longrightarrow$;
   в) оксид ртути(II) + водород $\longrightarrow$;
   г) сера + кислород $\longrightarrow$;
   д) водород + хлор $\longrightarrow$ хлороводород.

6. Воспользовавшись таблицей растворимости, выпишите формулы трёх растворимых солей и назовите их.
7. Сколько граммов соли и воды необходимо взять для приготовления 300 г 2%-го раствора?

*ВАРИАНТ 2*

1. Как получают кислород в лаборатории? Запишите уравнение реакции.
2. Из приведённого перечня выпишите формулы металлов, вытесняющих водород из кислот, и назовите их: Fe, $MgSO_4$, CaO, S, Ca, Mg, HCl, Cu, Sn, $SO_2$.
3. Определите валентность элемента и назовите оксиды: $SO_2$, $Ag_2O$, $MnO_2$, CO, $Fe_2O_3$.
4. Составьте формулы соединений: оксид меди(I), хлорид калия, карбонат бария, азотная кислота, сульфат натрия, серная кислота, оксид хлора(IV), ортофосфат железа(II).
5. Замените названия веществ формулами и составьте уравнения реакций:
   а) оксид углерода(IV) + вода $\longrightarrow$;
   б) магний + кислород $\longrightarrow$;
   в) оксид меди(II) + водород $\longrightarrow$;
   г) ацетилен ($C_2H_2$) + кислород $\longrightarrow$;
   д) водород + кислород $\longrightarrow$.
6. Воспользовавшись таблицей растворимости, выпишите формулы трёх малорастворимых солей и назовите их.
7. Сколько граммов соли и воды необходимо взять для приготовления 200 г 5%-го раствора?

*ВАРИАНТ 3*

1. Как получают водород в промышленности? Запишите уравнение реакции.
2. Из приведённого перечня выпишите формулы кислот и назовите их: Fe, $MgSO_4$, CaO, $H_2S$, $CaH_2$, Mg, HCl, Cu, $HNO_3$, $SO_2$.
3. Определите валентность элемента и назовите оксиды: $SiO_2$, $Al_2O_3$, MnO, $SO_3$, $K_2O$.

4. Составьте формулы соединений: оксид свинца(IV), хлорид магния, нитрат железа(III), соляная кислота, карбонат натрия, сульфат алюминия, азотная кислота, оксид хлора(I), ортофосфат кальция.
5. Замените названия веществ формулами и составьте уравнения реакций:
   а) оксид фосфора(V) + вода ⟶;
   б) железо + кислород ⟶;
   в) оксид свинца(II) + водород ⟶;
   г) цинк + соляная кислота ⟶;
   д) кальций + кислород ⟶.
6. Воспользовавшись таблицей растворимости, выпишите формулы трёх нерастворимых солей и назовите их.
7. Сколько граммов соли выделится при выпаривании 300 г 10%-го раствора?

*ВАРИАНТ 4*

1. Пристли получил кислород разложением оксида ртути(II). Запишите уравнение реакции.
2. Из приведённого перечня выпишите формулы солей и назовите их: Fe, $MgSO_4$, CaO, KCl, $CaH_2$, Mg, HCl, $CuCO_3$, $HNO_3$, $SO_2$.
3. Определите валентность элемента и назовите оксиды: $NO_2$, $N_2O_3$, CaO, $ClO_3$, $Cu_2O$.
4. Составьте формулы соединений: оксид кремния(IV), ортофосфат магния, сульфат железа(III), серная кислота, карбонат кальция, сульфат калия, угольная кислота, оксид меди(I), хлорид кальция.
5. Замените названия веществ формулами и составьте уравнения реакций:
   а) оксид азота(V) + вода ⟶;
   б) фосфор + кислород ⟶;
   в) оксид железа(III) + водород ⟶;
   г) цинк + серная кислота ⟶;
   д) метан $CH_4$ + кислород ⟶.

6. Воспользовавшись таблицей растворимости, выпишите формулы трёх растворимых кислот и назовите их.
7. Сколько граммов соли выделится при выпаривании 400 г 3%-го раствора?

## *УРОК 39.* Оксиды

Задача учителя — систематизировать, обобщить и углубить знания школьников об оксидах. Урок целесообразно начать с вопроса о том, какие бывают вещества (простые и сложные) и какие классы простых (металлы, неметаллы) и сложных (оксиды, основания, кислоты, соли) веществ знакомы учащимся. После этого мы сконцентрируем внимание на оксидах.

В ходе фронтального опроса формулируют определение понятия «оксиды». Заметим, что имеющихся у школьников знаний пока недостаточно для отделения оксидов от пероксидов, что, на наш взгляд, не требуется на данном этапе обучения. Затем переходят к обсуждению методов получения оксидов. Все они (за исключением разложения солей) уже знакомы школьникам, их надо только систематизировать, например в виде таблицы 13.

*Таблица 13*

Методы получения оксидов

| Метод | Пример уравнения реакции |
|---|---|
| Взаимодействие простых веществ с кислородом | $S + O_2 = SO_2$ |
| Взаимодействие сложных веществ с кислородом | $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ |
| Дегидратация нерастворимых оснований | $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ |
| Дегидратация кислот | $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$ |
| Разложение солей | $CaCO_3 = CaO + CO_2$ |

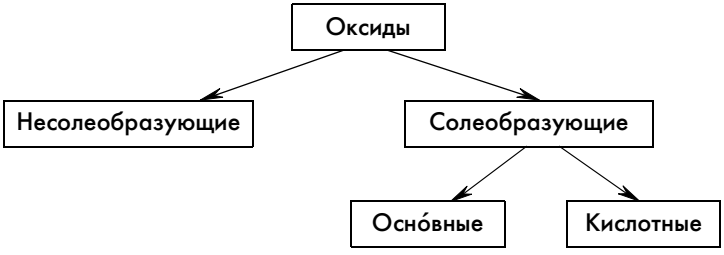
Важно отметить, что для дегидратации некоторых кислот (серной, азотной) требуется внесение фосфорного ангидрида, который жадно отнимает воду. А вот полную дегидратацию фосфорной кислоты провести не удаётся. Среди оснований разлагаются только нерастворимые в воде, а также гидроксид кальция. Разложение известняка надо обсудить подробно, описав принцип действия обжигательной печи. Опыт можно сопроводить демонстрацией, если она не была показана раньше (на уроке 35).

После этого мы предлагаем обсудить физические свойства оксидов, указав, что среди них есть газы, жидкости и твёрдые вещества. Учащиеся способны подобрать примеры самостоятельно. Рассказ учителя станет наглядным, если его сопровождать демонстрацией различных оксидов, имеющихся в коллекции кабинета химии.

Следующий вопрос — классификация оксидов. Её удобно представить в виде схемы 13, которую учитель изображает на доске, а учащиеся — в тетрадях. Приведена она и в рабочей тетради на печатной основе.

*Схема 13*

Классификация оксидов




Схему учащиеся дополняют примерами.

Несолеобразующими называют оксиды, которым не соответствует ни кислота, ни основание. Осно́вным оксидам соответствует основание, кислотным — кислота. Кислоты и основания образуются при взаимодействии оксидов с водой или путём мысленного прибавления к оксиду воды (если оксид не реагирует

с водой). Взаимодействие оксидов с водой удобно обсуждать, используя таблицы 12 и 13 учебника.

В конце урока учитель проводит лабораторную работу «Ознакомление с образцами оксидов». Учащимся задают вопросы, например:

1. Оксид взаимодействует с водой с образованием раствора, который окрашивает лакмус в синий цвет. К какой группе оксидов он принадлежит? (Осно́вных.)

2. При разложении кислоты получили два оксида, один из которых не изменяет фиолетовую окраску лакмуса, а другой не взаимодействует с водой. Назовите кислоту. (Кремниевая.)

3. При разложении основания получили два оксида, один из которых не изменяет фиолетовую окраску лакмуса, а другой окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет. Назовите основание. (Гидроксид кальция.)

## *УРОК 40.* Реакция нейтрализации

Этот и следующий уроки посвящены взаимодействию веществ, обладающих кислотными и осно́вными свойствами. Мы предлагаем рассматривать взаимодействие оксидов, кислот и щелочей друг с другом, исходя из единых принципов. Начать изложение целесообразно с реакции нейтрализации.

Учащиеся уже знают, что кислоты и основания по свойствам противоположны. Так, в растворах кислот среда кислотная, в растворах оснований — щелочная. Логично предположить, что действие кислот на основания приводит к появлению нейтральной среды, которая и соответствует соли. Эта схема (которой можно найти много возражений, связанных с гидролизом солей) при изложении её восьмиклассникам, на наш взгляд, способствует усвоению материала. Рассматривают два противоположных по свойствам класса соединений, которые реагируют с образованием соли и воды. Данное утверждение

учитель иллюстрирует опытом, либо просто смешивая кислотный и щелочной растворы (предварительно подкрашенные лакмусом) до появления фиолетовой окраски индикатора, либо проводя опыт в бюретке (рис. 77 учебника). В этом случае можно обратить внимание и на выделение в ходе реакции теплоты. Для этого в стакан помещают термометр. Записав уравнение реакции в общем виде, учитель иллюстрирует схему примерами реакций нейтрализации:

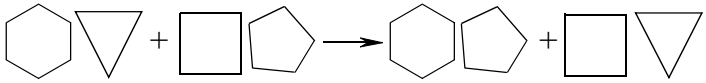
кислота + основание = соль + вода;

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O;$$

$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O.$$

Лакмус: красный + синий = фиолетовый.
Среда: кислотная + щелочная = нейтральная.

Реакция нейтрализации принадлежит к типу реакций обмена, с которыми школьники ещё почти не знакомы. Надо показать приём записи таких реакций, в результате которых вещества «обмениваются своими составными частями». Можно использовать схемы:



AB + CD = AD + CB

После этого школьники обращаются к эксперименту, выполняя лабораторную работу «Реакция нейтрализации». Важно подчеркнуть, что в реакцию нейтрализации вступают все кислоты и все основания, даже нерастворимые в воде. Трудности стоит ожидать лишь в случае, когда оба исходных вещества (кислота и основание) в воде нерастворимы. Так, кремниевую кислоту нельзя нейтрализовать гидроксидом меди(II). Учитель должен избегать таких примеров.

Особое внимание стоит обратить на сохранение валентности металла в ходе реакций ионного обме-

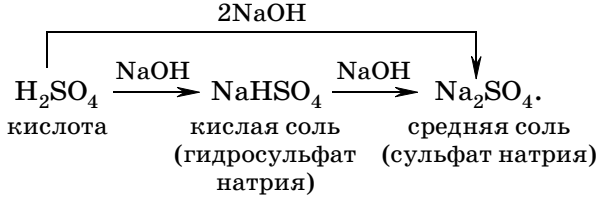
на, в том числе реакции нейтрализации. Для иллюстрации можно записать нейтрализацию гидроксида железа(II) и гидроксида железа(III) серной кислотой, подчеркнув, что при этом образуются разные соли железа.

Отдельно рассмотрим неполную нейтрализацию многоосновных кислот и многокислотных оснований. Для этого можно записать взаимодействие гидроксида натрия с серной кислотой. Вначале на металл будет замещаться один из атомов водорода кислоты, что приведёт к соли, в которой водород кислоты не полностью замещён на металл:

$$NaOH + H_2SO_4 = NaHSO_4 + H_2O.$$

Условно считают, что в кислой соли кислотный остаток связан как с водородом, так и с металлом. Это удобно показать на бумажной модели (см. рис. 78 на с. 145 учебника). Учащимся предлагают составить формулы нескольких кислых солей и дать их названия: $Ca(HSO_4)_2$ — гидросульфат кальция, $MgHPO_4$ — гидрофосфат магния. Учитель обращает внимание школьников, что одноосно́вные кислоты (в скобках заметим, все, кроме плавиковой, но с ней восьмиклассники не знакомы) кислых солей не образуют.

Действие щёлочи на кислую соль приведёт к «донейтрализации» её до средней. Условно это можно представить схемой превращений:




Материал об осно́вных солях можно перенести на факультатив. Логика изложения будет такой же, но рассуждают о замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток.

Важно, чтобы школьники поняли, что соль — это продукт замещения (полного или частичного) атомов водорода кислоты на металл или гидроксогрупп основания на кислотный остаток. Именно это иллюстрирует схема 6 учебника, где разные виды солей, а также кислота и основания сведены воедино. Эту схему можно конкретизировать, используя другие примеры, например нейтрализацию гидроксида меди(II) серной кислотой или соляной кислотой (в этом случае кислой соли не будет):

| Кислота | Кислая соль | Средняя соль | Осно́вная соль | Основание |
|---|---|---|---|---|
| $H_2SO_4$ | $Cu(HSO_4)_2$ | $CuSO_4$ | $Cu_2(OH)_2SO_4$ | $Cu(OH)_2$ |
| HCl | — | $CuCl_2$ | CuOHCl | $Cu(OH)_2$ |
| $H_2SO_4$ | $NaHSO_4$ | $Na_2SO_4$ | — | NaOH |
| HCl | — | NaCl | — | NaOH |

Для учителя отметим принципиальную разницу кислых и осно́вных солей. В кислых солях водород обычно входит в состав аниона кислоты, например $Na^+HSO_4^-$, хотя он может выступать ещё и в качестве катиона гидроксония. Например, существует кислый сульфат натрия состава $Na^+(H_3O)^+(HSO_4^-)_2$, состава $NaH_3(SO_4)_2 \cdot H_2O$. Условно его проще представить в виде $NaHSO_4 \cdot H_2SO_4 \cdot H_2O$. Так как анионы кислоты в кислых солях содержат водород, они обладают большим сродством к воде (образование водородных связей), что приводит к высокой растворимости кислых солей. Практически все они хорошо растворимы. Надо учитывать, что не все кислые соли переходных металлов выделены в твёрдом виде.

В осно́вных солях, наоборот, как правило, нет ионов гидроксометалла, в них присутствуют анионы кислоты и анионы гидроксила: $(Cu^{2+})_2(OH^-)_2(CO_3^{2-})$. Их соотношение может быть различным. Например, помимо осно́вного карбоната меди (малахита, состав $CuCO_3 \times \times Cu(OH)_2$), существует азурит $(Cu^{2+})_3(OH^-)_2(CO_3^{2-})_2$ (т. е. $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$). Таким образом, число осно́в-

ных солей может быть значительно. Например, для основ́ных сульфатов меди(II):

- $Cu_2(OH)_2(SO_4)$ или $CuSO_4 \cdot Cu(OH)_2$;
- $Cu_3(OH)_4(SO_4)$ или $CuSO_4 \cdot 2Cu(OH)_2$;
- $Cu_3(OH)_2(SO_4)_2$ или $2CuSO_4 \cdot Cu(OH)_2$;
- $Cu_4(OH)_2(SO_4)_3$ или $3CuSO_4 \cdot Cu(OH)_2$

и т. д. общей формулы $xCuSO_4 \cdot yCu(OH)_2 \cdot zH_2O$.

Все основ́ные соли в воде нерастворимы. Заметим, что формулы основ́ных солей правильнее записывать, ставя индекс после катиона металла, после гидроксила и после кислотного остатка, а не объединяя первые два скобкой. Так, формулу малахита следует записывать в виде $(Cu)_2(OH)_2(CO_3)$, а не $(CuOH)_2(CO_3)$. Из этого всего следует, что в названии основ́ных солей приставку *гидроксо-* не надо присоединять к катиону металла, а надо ставить её отдельно (см. примеры в учебнике на с. 140).

На факультативе составляют бумажные модели реакций нейтрализации, в том числе с образованием кислых и основ́ных солей (см. с. 145 учебника).

В качестве домашнего задания надо использовать те вопросы (1, 2, 7, 8 в конце § 36), которые относятся только к реакции нейтрализации.

## *УРОК 41.* Взаимодействие оксидов с кислотами, основаниями и друг с другом

Цель урока — в едином ключе рассмотреть взаимодействие кислот с основаниями, оксидов — с кислотами, основаниями и друг с другом. Предлагается следовать следующей логике изложения:

$$\underset{\text{основание}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{кислота}}{H_2SO_4} = \underset{\text{соль}}{CaSO_4} + \underset{\text{вода}}{2H_2O},$$

$$\underset{\substack{\text{основ́ный}\\ \text{оксид}}}{CaO} + \underset{\text{кислота}}{H_2SO_4} = \underset{\text{соль}}{CaSO_4} + \underset{\text{вода}}{H_2O},$$

$$\underset{\text{основание}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{ангидрид кислоты}}{SO_3} = \underset{\text{соль}}{CaSO_4} + \underset{\text{вода}}{H_2O};$$

$$\underset{\text{основный оксид}}{CaO} + \underset{\text{ангидрид кислоты}}{SO_3} = \underset{\text{соль}}{CaSO_4}.$$

Во всех записанных реакциях получается одна и та же соль, они различаются лишь количеством образующейся воды. Таким образом, кислота может быть заменена её ангидридом, а основание — соответствующим ему основным оксидом. Для объяснения удобно использовать таблицу 14 учебника. Заметим, что со всеми кислотными оксидами реагируют только щёлочи (даже с оксидом кремния(IV)), а вот реакции нерастворимых в воде оснований с кислотными оксидами протекают не всегда. Например, гидроксид железа(III) будет реагировать с серным и фосфорным ангидридом, но не будет с сернистым и углекислым газом, оксидом кремния(IV):

$$2Fe(OH)_3 + 3SO_3 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O,$$
$$2Fe(OH)_3 + P_2O_5 = 2FePO_4 + 3H_2O,$$
$$Fe(OH)_3 + SO_2 \not\longrightarrow,$$
$$Fe(OH)_3 + CO_2 \not\longrightarrow,$$
$$Fe(OH)_3 + SiO_2 \not\longrightarrow.$$

Сходным образом будет происходить взаимодействие и с оксидом железа(III), с той лишь разницей, что при его сплавлении с кремнезёмом удаётся получить силикат:

$$Fe_2O_3 + 3SiO_2 = Fe_2(SiO_3)_3.$$

Теоретический материал мы рекомендуем подкрепить проведением лабораторного опыта «Взаимодействие основных оксидов с кислотами».

Теперь учащиеся уже знакомы со свойствами кислотных и основных оксидов. Их следует обобщить, например, с использованием таблиц 14 и 15.

*Таблица 14*

## Химические свойства основ́ных оксидов

| Свойство | Примеры уравнений реакций |
|---|---|
| Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды | $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ |
| Оксиды щелочных и щёлочноземельных металлов реагируют с водой с образованием щелочей. Остальные основ́ные оксиды с водой не взаимодействуют | $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$<br>$CuO + H_2O \not\longrightarrow$ |
| Реагируют с кислотными оксидами с образованием солей | $CaO + CO_2 = CaCO_3$ |

*Таблица 15*

## Химические свойства кислотных оксидов

| Свойство | Примеры уравнений реакций |
|---|---|
| Взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды | $CO_2 + Ca(OH)_2 =$<br>$= CaCO_3 + H_2O$ |
| Взаимодействуют с водой с образованием кислот | $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$<br>$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$<br>$SiO_2 + H_2O \not\longrightarrow$ (исключение) |
| Взаимодействуют с основ́ными оксидами | $BaO + SO_2 = BaSO_3$ |

## *УРОК 42.* Условия протекания реакций обмена в водных растворах

Мы предлагаем использовать метод индукции, заключающийся в получении общего вывода, исходя из частных или единичных посылок. В качестве последних используют ряд экспериментов, описанных в учебнике, — это взаимодействие растворов карбоната натрия и хлорида кальция, сульфата натрия и нитрата калия, карбоната натрия и соляной кислоты, гидроксида калия и азотной кислоты. О протекании реакции судят по визуальным признакам (выделение газа, выпадение осадка) или по изменению окраски индикатора (в реакции нейтрализации). Таким образом, делают частное заключение, что изученные реакции обмена протекают, когда одним из продуктов является газ, осадок или вода. Это заключение мы обобщаем. Результат этого обобщения (условия протекания реакций обмена) ученики записывают в тетрадь.

После этого учитель предлагает классу проанализировать отдельные виды реакций обмена, указанные в схеме 7 учебника. Реакции каждого вида комментируют, как это сделано в учебнике.

Важно, чтобы школьники уже с самого начала привыкали, что реакции между солями возможны только в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде, а продукт реакции выпадает в виде осадка. В то же время с кислотами могут реагировать как некоторые нерастворимые в воде соли, так и все нерастворимые в воде основания. Учащиеся должны твёрдо усвоить, что о выпадении осадка судят по таблице растворимости, а о выделении газа — по образованию сероводорода, угольной или сернистой кислот, которые распадаются на газ и воду. Изученный материал закрепляют, проводя лабораторный опыт «Реакции обмена в водных растворах».

На уроке учитель разбирает задание по превращению веществ, например «Как получить из карбоната кальция хлорид кальция?». При его анализе важно

показать, что такое превращение невозможно осуществить действием соли (хлорида натрия), для проведения реакции требуется соляная кислота.

На факультативе обсуждают также и вопрос о взаимодействии твёрдых солей с концентрированными кислотами, например хлорида натрия с серной кислотой. Важно показать, что в разбавленном водном растворе реакция не протекает (не выполняется ни один из признаков).

В конце урока можно дать проверочную работу на закрепление материала. Вещества в задании лучше писать русскими названиями, чтобы отрабатывать навыки составления формул веществ.

*Задание*. Запишите уравнения реакций, которые протекают в водном растворе между указанными веществами.

*Вариант 1*

1) Оксид магния + серная кислота;
2) оксид серы(IV) + соляная кислота;
3) сульфат натрия + хлорид бария;
4) карбонат натрия + соляная кислота.

*Вариант 2*

1) Гидроксид натрия + серная кислота;
2) оксид серы(IV) + гидроксид кальция;
3) сульфид натрия + хлорид меди(II);
4) сульфат бария + соляная кислота.

*Вариант 3*

1) Оксид железа(III) + серная кислота;
2) карбонат кальция + азотная кислота;
3) карбонат натрия + хлорид кальция;
4) оксид серы(VI) + азотная кислота.

В конце урока учитель ещё раз делает вывод, формулируя условия протекания реакций обмена в водных растворах.

## *УРОК 43.* Свойства кислот

Этот и два следующих урока посвящены обобщению сведений о химических свойствах кислот, оснований и солей. В учебнике этот материал отсутствует (он будет включён в виде таблиц в приложение при переиздании книги, сейчас эти таблицы мы приводим в методических рекомендациях к урокам).

В начале урока учитель проводит фронтальный опрос, выясняя, какие вещества называют кислотами, примеры кислот, классификацию кислот, физические и химические свойства кислот. Химические свойства кислот сводят в таблицу 16, которую учащиеся записывают в тетради.

*Таблица 16*

Химические свойства кислот

| Свойство | Примеры |
|---|---|
| **Кислоты** изменяют окраску индикаторов | Лакмус — красный, метилоранж — красный |
| **Кислоты** реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода | $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$ |
| **Кислоты** реагируют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации) | $3H_2SO_4 + 2Fe(OH)_3 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$ |
| **Кислоты** реагируют с основ́ными оксидами с образованием соли и воды | $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ |
| **Кислоты** реагируют с солями (реакция обмена) | $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ |

Необходимо систематизировать и методы получения кислот (табл. 17).

*Таблица 17*

## Методы получения кислот

| Методы получения кислот | |
|---|---|
| **бескислородных** | **кислородсодержащих** |
| Растворение в воде соответствующих водородных соединений ($H_2S$, HCl, HCN) | • Взаимодействие кислотных оксидов с водой:<br>$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;<br>• по реакции обмена:<br>$Na_2SiO_3 + 2CO_2 + 2H_2O = 2NaHCO_3 + H_2SiO_3\downarrow$,<br>$NaNO_3$ (тв.) + $H_2SO_4$ (конц.) = $NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$ |

На уроке целесообразно провести демонстрационный опыт «Свойства кислот». Приводим инструкцию к нему.

1. Налейте в пробирку соляную кислоту. Докажите, что это кислота, воспользовавшись индикатором.

2. К раствору кислоты добавьте гранулу цинка. Запишите уравнение реакции. Проделайте аналогичный опыт с медью. Объясните, почему реакция не происходит.

3. Насыпьте в пробирку оксид магния и подействуйте на него соляной кислотой. Запишите уравнение реакции.

4. Пользуясь реактивами, находящимися на столе, проведите реакцию нейтрализации. Запишите её уравнение в тетрадь.

5. Среди выданных вам веществ выберите две соли (лучше дать соду и нитрат серебра или свинца), которые вступают в реакции обмена с соляной кислотой. Что свидетельствует о протекании реакции? Запишите в тетрадь наблюдения и уравнения реакций.

## *УРОК 44.* Свойства оснований

В начале урока учитель при помощи учащихся даёт определение класса оснований, повторяет классификацию оснований, описывает физические и химические свойства оснований. Полученные сведения могут быть систематизированы в виде таблиц 18 и 19.

*Таблица 18*

### Физические свойства оснований

| Щёлочи | Нерастворимые в воде основания |
|---|---|
| Твёрдые кристаллические вещества, растворимые в воде. Их растворы мылки на ощупь. Гидроксиды щелочных металлов (NaOH, KOH) гигроскопичны (поглощают из воздуха водяные пары и расплываются) | Выпадают из раствора в виде студенистых аморфных осадков, которые со временем кристаллизуются. Часто имеют переменный состав. Гидроксиды многих переходных металлов (железа, меди, никеля) ярко окрашены |

*Таблица 19*

### Химические свойства оснований

| Свойство | Примеры |
|---|---|
| **Щёлочи** изменяют окраску индикаторов | Лакмус — синий, метилоранж — жёлтый, фенолфталеин — малиновый |
| **Все** основания реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации) | $Cu(OH)_2 + 2HNO_3 =$ $= Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$ |
| **Щёлочи** реагируют с солями (в том случае, когда реакция обмена протекает необратимо) | $2NaOH + MgSO_4 =$ $= Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$ $NaHCO_3 + NaOH =$ $= Na_2CO_3 + H_2O$ |

*Окончание табл. 19*

| Свойство | Примеры |
|---|---|
| **Нерастворимые в воде основания** при нагревании разлагаются* | $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ |
| **Щёлочи** реагируют с кислотными оксидами | $SO_2 + 2KOH = K_2SO_3 + H_2O$ |
| **Щёлочи** реагируют с некоторыми металлами (Al), неметаллами ($Cl_2$)** | $2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO + H_2O$, $6NaOH + 2Al = 2Na_3AlO_3 + 3H_2$ |

* Гидроксиды щелочных металлов (KOH) устойчивы к нагреванию. Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ разлагается, но при более высокой температуре, чем нерастворимые основания.

** Свойство не изучалось.

Можно обсудить методы получения оснований (табл. 20).

*Таблица 20*

Методы получения оснований

| Методы получения | |
|---|---|
| щелочей | нерастворимых в воде оснований |
| • Электролиз водных растворов солей<br>$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2 + Cl_2$;<br>• взаимодействие металлов с водой*:<br>$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$;<br>• взаимодействие оксидов с водой:<br>$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;<br>• по реакции обмена:<br>$Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = 2KOH + BaSO_4\downarrow$ | По реакции обмена:<br>$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ |

* Этот метод не находит практического применения ни в лаборатории, ни в промышленности.

Школьники должны твёрдо усвоить, что получить нерастворимые в воде основания из оксидов напрямую невозможно. Для этого сначала требуется перевести оксид в соль, а затем осадить гидроксид щёлочью. На уроке надо разобрать задания такого типа: «Как из оксида меди(II) получить гидроксид меди(II)?»

Полученные знания закрепляют проведением демонстрационного опыта «Свойства оснований». Приведём его описание.

1. Докажите, что выданный вам раствор — щёлочь, а затем нейтрализуйте его кислотой. Что свидетельствует о завершении реакции?

2. При помощи гидроксида натрия получите нерастворимые в воде основания: гидроксиды магния, меди(II), железа(III). Отметьте в тетради цвет осадков. Запишите уравнения реакций.

3. Подействуйте на известковую воду раствором карбоната натрия. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

С учащимися нужно разобрать задачи на реакционную способность кислот и оснований. Например, выданы нитрат натрия, нитрат меди(II), нитрат серебра, карбонат кальция, сульфат бария, медь, оксид железа(II), железо, оксид углерода(IV). С какими из этих веществ будет взаимодействовать: а) соляная кислота; б) гидроксид натрия?

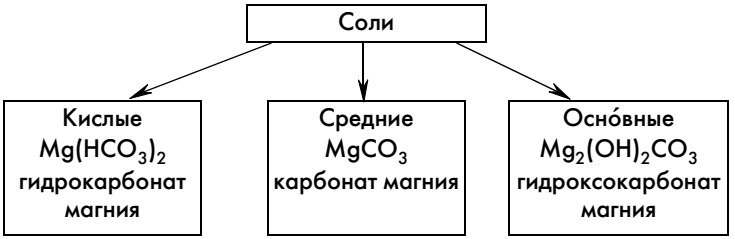
## *УРОК 45.* Свойства солей

В начале урока учитель даёт определение соли как продукта полного или частичного замещения водорода кислоты на металл и гидроксильных групп основания на кислотный остаток. Отсюда следует возможность существования не только средних, но и кислых осно́вных солей. Учитель на конкретных примерах проверяет навыки составления формул

и названий солей. На доске можно представить классификацию солей в виде схемы 14.

*Схема 14*

Классификация солей




Химические свойства солей систематизируют в виде таблицы 21.

*Таблица 21*

Химические свойства солей

| Свойство | Примеры |
|---|---|
| **Соли** взаимодействуют с кислотами | $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$ |
| **Соли** взаимодействуют с щелочами | $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + 2NaCl$ |
| **Соли** взаимодействуют друг с другом | $CuCl_2 + Na_2S = CuS + 2NaCl$ |
| **Соли** взаимодействуют с металлами | $CuCl_2 + Fe = FeCl_2 + Cu$ |

Каждое из свойств учитель должен прокомментировать. Например, первые три свойства относятся к реакциям обмена, поэтому при выводе о возможности взаимодействия нужно руководствоваться усло-

виями протекания реакций обмена. Последнее свойство заставляет нас обратиться ещё раз к ряду активности металлов.

Важно ещё раз рассмотреть примеры, показывающие, что с щелочами и друг с другом реагируют лишь соли, растворимые в воде. Например, карбонат бария не будет реагировать с хлоридом кальция, а карбонат магния — с гидроксидом натрия. Работу с классом можно организовать так. Учитель диктует названия веществ, а учащиеся определяют, какие из этих веществ будут реагировать с той или иной солью. Например, даны вещества: серная кислота, гидроксид натрия, карбонат кальция, сульфат меди(II), сульфид натрия, цинк, медь, нитрат калия. С какими из этих веществ будет реагировать раствор: а) нитрата свинца(II); б) хлорида бария?

Закреплению материала способствует проведение демонстрационного опыта «Свойства солей».

Выданы растворы: сульфата железа(III), хлорида кальция, карбоната натрия, соляная кислота, гидроксид натрия, цинк. Проведите шесть реакций между этими веществами. Укажите признаки протекания реакций и запишите уравнения реакций.

В приведённой работе на самом деле можно провести больше чем шесть реакций (сульфат железа(III) с гидроксидом натрия, соляная кислота с гидроксидом натрия, хлорид кальция с карбонатом натрия, карбонат натрия с соляной кислотой, цинк с соляной кислотой, цинк с сульфатом железа(III)), но некоторые из них (цинк с гидроксидом натрия, сульфат железа(III) с карбонатом натрия) неизвестны восьмиклассникам.

Важно систематизировать также методы синтеза солей (табл. 22). Это позволит выполнять задания по получению той или иной соли разными способами (например, получите сульфат бария пятью способами).

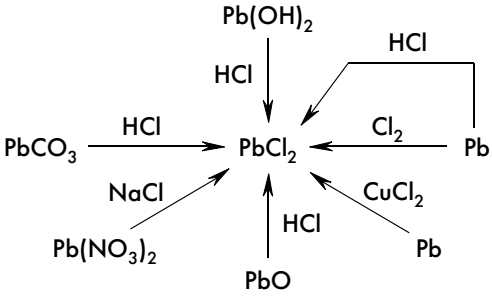
*Таблица 22*

## Методы синтеза солей

| Методы | Примеры |
|---|---|
| Взаимодействие соли и кислоты | $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$ |
| Взаимодействие соли и щёлочи | $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ |
| Взаимодействие двух солей | $CuCl_2 + Na_2S = CuS\downarrow + 2NaCl$ |
| Взаимодействие кислотного оксида с щёлочью | $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$ |
| Взаимодействие основного оксида с кислотой | $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ |
| Взаимодействие кислотного и основного оксидов | $CaO + CO_2 = CaCO_3$ |
| Взаимодействие металла с кислотой | $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$ |
| Взаимодействие металла с солью | $CuCl_2 + Fe = FeCl_2 + Cu$ |
| Взаимодействие металла с неметаллом* | $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ |

* Для синтеза солей некоторых бескислородных кислот.

На факультативе можно подробно разобрать различные подходы к синтезу той или иной соли, а некоторые из них продемонстрировать и экспериментально. Например, для получения хлорида свинца(II) можно предложить следующие способы, уже известные учащимся 8 класса:



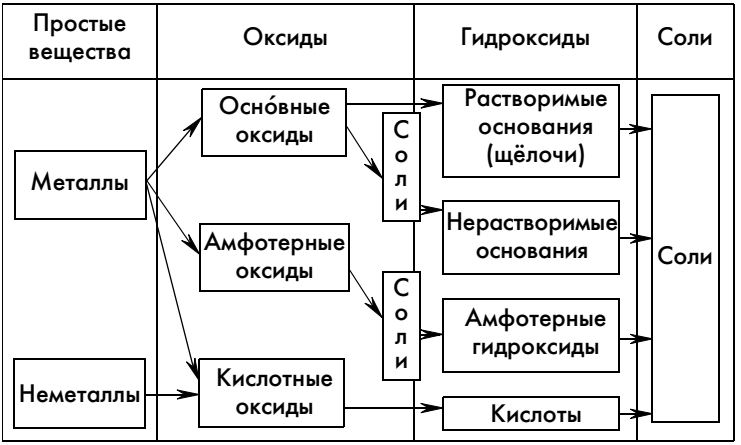

## *УРОК 46.* Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

Учитель начинает изложение нового материала с классификации неорганических веществ, приведённой на схеме 8 учебника. В тексте параграфа сообщается и о других бинарных соединениях, помимо оксидов (гидридах, нитридах и т. д.). Этот материал можно перенести на факультатив. Далее учащимся надо объяснить, что в химии подразумевают под генетической связью. Задача химии — не только описывать вещества, но и изучать их превращения. А генетическая связь и показывает переходы между соединениями различных классов, т. е. её знание позволяет предсказывать методы синтеза веществ, планировать синтез. Например, необходимо получить сульфат магния. Как это можно сделать, исходя из следующих веществ: магний, оксид магния, нитрат магния, карбонат магния? Для этого надо знать, как взаимосвязаны между собой вещества различных классов.

В общем виде генетическая связь, т. е. связь между различными классами неорганических веществ, может быть представлена схемой, приведённой на с. 153 учебника, а в более развёрнутом виде — схемой 15. В схеме 15 школьники пока не знакомы лишь с амфотерными оксидами и гидроксидами, поэтому при её перенесении на доску учитель должен это учесть.

*Схема 15*

Генетическая связь между неорганическими веществами




На схеме 15 представлены генетические ряды металлов и неметаллов. Среди металлов можно выделить генетические ряды, в которых в качестве основания выступает щёлочь. Это ряд: металл — основный оксид — щёлочь — соль, например:

$$Ca \longrightarrow CaO \longrightarrow Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4.$$

В случае если в качестве основания выступает нерастворимый гидроксид (в том числе амфотерный), ряд можно представить цепочкой превращений: металл — основный (или амфотерный) оксид — соль — нерастворимое основание — основный оксид — металл, например:

$$Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow CuCl_2 \longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu.$$

Среди неметаллов также отдельно выделяют ряды, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота и нерастворимая кислота. Первый из них можно представить цепочкой: неметалл — кислотный оксид — растворимая кислота — соль, например:

$$S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow H_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_3,$$

а второй — цепочкой: неметалл — кислотный оксид — соль — кислота — кислотный оксид — неметалл, например:

$$Si \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 \longrightarrow H_2SiO_3 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Si.$$

На уроке анализ генетической связи мы рекомендуем провести на примере кальция (ряд металла) и фосфора (ряд неметалла). Именно эти примеры и разобраны в учебнике.

Важным типом заданий на генетическую связь служат цепочки химических превращений. Учителю обязательно надо разобрать на уроке несколько цепочек. Важно обсудить и возможности перехода внутри одного класса веществ, например получение из хлорида меди(II) нитрата меди(II). Школьникам объясняют, по какому принципу осуществляют подбор реагента. На соль надо действовать солью, растворимой в воде, причём один из продуктов реакции должен выпадать в осадок. Для проведения реакции подходит нитрат серебра:

$$CuCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl\downarrow + Cu(NO_3)_2.$$

А как осуществить обратное превращение? Здесь вторую соль подобрать не удаётся — все нитраты хорошо растворимы в воде. Тогда синтез проводят в две стадии: сначала осаждают гидроксид, а затем растворяют его в кислоте (важно подчеркнуть, что в реакцию вводят именно кислоту, а не какой-нибудь хлорид!):

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3,$$
$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O.$$

В каждом случае учащиеся должны называть условие, по которому реакция обмена протекает до конца. Лучше, если учитель будет сопровождать выполнение таких заданий экспериментом.

## *УРОК 47.* Решение задач на тему «Генетическая связь»

На уроке мы предполагаем решение задач: запись уравнений реакций, иллюстрирующих цепочки химических превращений, заданий на реакционную способность соединений различных классов, на выбор методов синтеза веществ. Большое число заданий приведено после § 38. Вот ещё дополнительные задания.

**1.** Запишите уравнения реакций, соответствующих схемам превращений.

*Вариант 1*

$Ca \longrightarrow CaO \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 \longrightarrow CaSO_4$.

*Вариант 2*

$Mg \longrightarrow MgCl_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \longrightarrow MgSO_4 \longrightarrow BaSO_4$.

*Вариант 3*

$C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow H_2CO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3$.

*Вариант 4*

$P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Na_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

**2.** Допишите уравнения реакций.

*Вариант 1*

а) $NaOH + HCl \longrightarrow$;  в) $K_2O + H_2O \longrightarrow$;
б) $CuO + H_2SO_4 \longrightarrow$;  г) $BaCl_2 + AgNO_3 \longrightarrow$.

*Вариант 2*

а) $Mg + HCl \longrightarrow$;  в) $SO_3 + H_2O \longrightarrow$;
б) $Fe_2O_3 + HNO_3 \longrightarrow$;  г) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow$.

*Вариант 3*

а) $Cu(OH)_2 + HCl \longrightarrow$;  в) $CaO + H_2O \longrightarrow$;
б) $BaO + H_2SO_4 \longrightarrow$;  г) $CaCl_2 + AgNO_3 \longrightarrow$.

*Вариант 4*

а) $Fe(OH)_3 + HCl \longrightarrow$;  в) $K_2O + CO_2 \longrightarrow$;
б) $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow$;  г) $HgO + H_2 \longrightarrow$.

3. Предложите метод получения хлорида магния: из магния (*вариант 1*), из оксида магния (*вариант 2*), из карбоната магния (*вариант 3*), из сульфата магния и нитрата магния (*вариант 4*).
4. Как можно получить хлорид цинка из цинка тремя различными способами: с хлором, с кислотой, с хлоридом меди(II)?

## *УРОК 48.* Практическая работа 5. Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»

Цель работы — изучить свойства веществ, генетическую связь между различными классами соединений экспериментально, тем самым закрепить уже полученные теоретические знания, развить навыки практической работы, обращения с веществами. Важно, чтобы учащиеся составили подробный отчёт о проделанной работе, где были бы записаны не только уравнения реакций, но и наблюдения, выводы.

Работа состоит из девяти отдельных опытов. По выбору учителя их число можно сократить или предложить учащимся выполнить их по вариантам. В этом случае *вариант 1* выполняет задания 1, 3, 5, 7 и 9 (1), а *вариант 2* — задания 2, 4, 6, 8 и 9 (2).

## *УРОК 49.* Контрольная работа 3

### *ВАРИАНТ 1*

1. Из приведённого списка выпишите формулы солей и назовите их: $K_2SO_4$, $Na_2O$, $CO_2$, NaOH, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, $H_2SO_4$, AgCl, $N_2O_5$, $Fe_2O_3$, $Ba(OH)_2$, HCl.

2. Приведите три уравнения реакций, иллюстрирующих химические свойства оксида серы(VI).
3. Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:
   $Na \longrightarrow NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4$.
4. Какие из реакций будут протекать? Запишите их уравнения:
   а) $Ba + HCl \longrightarrow$;
   б) $CO_2 + KOH \longrightarrow$;
   в) $NaNO_3 + K_2SO_4 \longrightarrow$;
   г) $Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow$.
5. Запишите уравнения реакций получения:
   а) карбоната бария из хлорида бария;
   б) нитрата цинка из сульфата цинка.
6. С какими из веществ, формулы которых Cu, CuO, $Fe(OH)_3$, $CaCO_3$, $CuSO_4$, реагирует соляная кислота? Напишите уравнения реакций.

*ВАРИАНТ 2*

1. Из приведённого списка выпишите формулы оснований и назовите их: $K_2SO_4$, $Na_2O$, $CO_2$, NaOH, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, $H_2SO_4$, AgCl, $N_2O_5$, $Fe_2O_3$, $Ba(OH)_2$, HCl. Формулы щелочей подчеркните.
2. Приведите три уравнения реакций, иллюстрирующих химические свойства оксида кальция.
3. Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:
   $SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 \longrightarrow NaCl$.
4. Какие из реакций будут протекать? Запишите их уравнения:
   а) $CuO + HCl \longrightarrow$;
   б) $SO_3 + CO_2 \longrightarrow$;
   в) $BaCl_2 + K_2SO_3 \longrightarrow$;
   г) $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow$.
5. Запишите уравнения реакций получения:
   а) хлорида свинца(II) из хлорида натрия;
   б) хлорида железа(II) из сульфата железа(II).
6. С какими из веществ, формулы которых CuO, $CO_2$, $Ba(OH)_2$, $CuCl_2$, $H_2SO_4$, реагирует гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций.

*ВАРИАНТ 3*

1. Из приведённого списка выпишите формулы кислот и назовите их: $K_2SO_4$, $Na_2O$, $CO_2$, NaOH, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, $H_2SO_4$, AgCl, $N_2O_5$, $Fe_2O_3$, $Ba(OH)_2$, HCl.
2. Приведите три уравнения реакций, иллюстрирующих химические свойства гидроксида железа(III).
3. Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:
   $Ca \longrightarrow CaO \longrightarrow CaCl_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2$.
4. Какие из реакций будут протекать? Запишите их уравнения:
   а) $Na + H_2O \longrightarrow$;
   б) $NaCl + K_2CO_3 \longrightarrow$;
   в) $Fe(NO_3)_2 + K_2S \longrightarrow$;
   г) $N_2O_5 + NaOH \longrightarrow$.
5. Запишите уравнения реакций получения:
   а) карбоната меди(II) из нитрата меди(II);
   б) оксида магния из хлорида магния.
6. С какими из веществ, формулы которых Fe, $SiO_2$, $Cu(OH)_2$, $BaSO_3$, $CaSO_4$, реагирует серная кислота? Напишите уравнения реакций.

*ВАРИАНТ 4*

1. Из приведённого списка выпишите формулы оксидов и назовите их: $K_2SO_4$, $Na_2O$, $CO_2$, NaOH, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, $H_2SO_4$, AgCl, $N_2O_5$, $Fe_2O_3$, $Ba(OH)_2$, HCl. Формулы кислотных оксидов подчеркните.
2. Приведите три реакции, иллюстрирующие химические свойства азотной кислоты.
3. Запишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:
   $Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cu(OH)_2$.
4. Какие из реакций будут протекать? Запишите их уравнения:
   а) $SO_2 + H_2O \longrightarrow$;
   б) $Mg(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow$;
   в) $NaNO_3 + K_2S \longrightarrow$;
   г) $CuSO_4 + NaOH \longrightarrow$.

5. Запишите уравнения реакций получения:
   а) хлорида натрия из карбоната натрия;
   б) сульфата цинка из хлорида цинка.
6. С какими из веществ, формулы которых Fe, $CO_2$, $Cu(OH)_2$, $Na_2SO_3$, $H_2SO_4$, реагирует гидроксид кальция? Напишите уравнения реакций.

## *УРОК 50.* Первые попытки классификации элементов

Задача учителя — познакомить учащихся с семействами родственных элементов, прежде всего галогенов и щелочных металлов. С натрием учащиеся уже знакомы. Учитель демонстрирует классу металлический натрий и, проведя опрос, напоминает классу о высокой химической активности этого металла. Обращаясь к ряду напряжений, делают вывод о том, что натрий энергично реагирует с кислотами. Школьники уже знают, что он вытесняет водород также и из воды. В соединениях натрий одновалентен, ему соответствует щёлочь — гидроксид натрия. После этого учитель сообщает классу, что элемент калий по свойствам похож на натрий. Обращаясь к ряду напряжений, учащиеся делают вывод о ещё большей химической активности калия и записывают его реакцию с водой. Подобно натрию, калий одновалентен в соединениях, ему соответствует щёлочь — гидроксид калия. Таким образом, металлы натрий и калий сходны по свойствам — они принадлежат к одному семейству — семейству щелочных металлов. Здесь надо назвать остальных представителей семейства, подчеркнув, что все они — наиболее типичные металлы, энергично реагирующие с неметаллами, кислотами, водой. В то же время различные представители семейства отличаются друг от друга по физическим свойствам, химической активности. Учитель сообщает школьникам, что с увеличением атомной массы температуры плавления и химическая активность металлов возрастают.

При демонстрации образцов металлов учителю надо обратить внимание на способ их хранения под слоем керосина. Основываясь на известной валентности щелочных металлов, учитель предлагает школьникам составить формулы их оксидов и соединений с водородом (гидридов). После этого на доске записывают общую формулу их оксида и водородного соединения. Можно начать заполнение таблицы 15 учебника, которая вынесена в домашнее задание.

Затем учитель обращается к щёлочноземельным металлам. Напомним, что это название относится не ко всем элементам подгруппы, а лишь к кальцию, стронцию, барию и радию. Здесь также сначала обсуждают положение кальция и бария в ряду напряжений, напоминают, что эти элементы двухвалентны (именно это сейчас позволяет их выделить в особую группу, отличную от щелочных), записывают реакции образования оксидов, взаимодействия с водой и с кислотами. Учащиеся самостоятельно записывают общую формулу оксида и гидрида. Учитель делает вывод, что щёлочноземельные металлы также химически активны, хотя по активности и уступают щелочным. Их химическая активность также возрастает с увеличением атомной массы. Теперь надо показать положение щелочных и щёлочноземельных металлов в Периодической системе, указав на написанную внизу таблицы общую формулу оксида.

Обратимся к наиболее типичным неметаллам. Учащиеся уже знакомы с хлором. Подобно тому как кислород образует с простыми веществами оксиды, хлор образует хлориды. Хлориды металлов — это соли соляной кислоты. Учащиеся могут записать уравнения реакций натрия и калия с хлором. Таким образом, хлор — активный неметалл. Учитель сообщает школьникам, что ещё большей активностью обладает фтор, и просит класс записать уравнения реакций взаимодействия натрия и калия с фтором. В соединениях с водородом и металлами они одновалентны. Таким образом, фтор и хлор — это представители одного семейства.

Учитель вводит термин «галогены», объясняет его этимологию. Учащиеся находят элементы-галогены в Периодической системе и анализируют изменение температур плавления (кипения) и химической активности галогенов с увеличением атомной массы. Можно напомнить учащимся, что вертикальные столбцы в периодической таблице называют группами, и сообщить, что высшая валентность элемента (этот термин надо объяснить школьникам, см. с. 159 учебника) равна номеру группы. В то же время фтор здесь будет исключением, поэтому, может быть, сейчас не надо акцентировать на этом внимание.

В тексте параграфа рассмотрены ещё два семейства — халькогены и благородные (инертные) газы. Возможно, о халькогенах стоит рассказать лишь на факультативе. С благородными газами учащиеся уже знакомились в теме «Воздух». Важно напомнить учащимся, что три представителя этого семейства (гелий, неон, аргон) не образуют соединений (это и обозначает термин «инертные»), в то же время криптон, ксенон и радон образуют соединения с наиболее активными неметаллами. Для ксенона известен высший оксид. Учащиеся самостоятельно могут записать его формулу, основываясь на положении благородных газов в периодической таблице. Важно, чтобы учащиеся понимали значение термина «благородные», интерпретируя его как «с трудом вступающие в химические реакции». В качестве вывода можно попросить класс перечислить семейства: а) наиболее активных металлов; б) наиболее активных неметаллов; в) наименее реакционноспособных неметаллов.

В задании на дом предлагают учащимся найти заготовленные ими в начале года карточки с символами элементов. Среди этих карточек надо выбрать щелочные металлы, галогены, халькогены, инертные газы, причём представителей каждого семейства закрасить своим цветом. Карточки будут использованы на уроке 52 при выводе периодического закона.

## *УРОК 51.* Амфотерность

На уроке необходимо ввести два важных понятия — «гидроксид» и «амфотерность». Удобно воспользоваться исторической трактовкой термина «гидроксид» — это гидратированный оксид, т. е. продукт взаимодействия оксида с водой. В зависимости от того, был оксид кислотным или осно́вным, гидроксид будет являться кислотой либо основанием. Следует продемонстрировать учащимся условность формы записи кислоты и основания:

$$H_3PO_4 \equiv OP(OH)_3 \text{ или } Ca(OH)_2 \equiv H_2CaO_2.$$

Далее рассматривают различия между свойствами гидроксидов-оснований и гидроксидов-кислот. Для этого можно дать школьникам краткие проверочные работы.

*Вариант 1*

Запишите реакции обмена, характерные для азотной кислоты.

*Вариант 2*

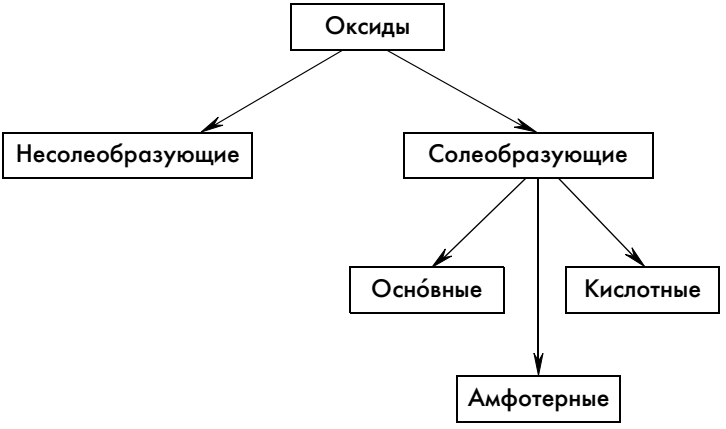
Запишите реакции обмена, характерные для гидроксида натрия.

Работы следует разобрать на уроке. Базируясь на сопоставлении свойств кислот и оснований, учитель вводит термин «амфотерные гидроксиды» как гидроксиды, имеющие двойственный кислотно-основный характер. Желательно избегать записи реакций оксида алюминия с растворами кислот и щелочей, так как реально это вещество по отношению к ним инертно. Оксид алюминия вступает в реакцию лишь с расплавами щелочей и концентрированной серной кислотой. Реакции амфотерных гидроксидов с растворами щелочей следует по возможности заменять реакциями с расплавленной щёлочью, чтобы не давать формулы гидроксокомплексов, например $Na_2[Be(OH)_4]$ и $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$, которые реально образуются в водных растворах.

В тексте учебника понятие амфотерности рассматривается на примере соединений бериллия, а амфотерность соединений алюминия рассмотрена в 9 классе в теме «Алюминий». Важно подчеркнуть, что термин «амфотерность» относится к оксидам и гидроксидам, но не к простым веществам. Бериллий и алюминий — металлы, но их оксид и гидроксид амфотерны. Введение понятия об амфотерности вносит дополнение в классификацию оксидов. На это надо обратить внимание, дополнив схему 13, данную на уроке 39, схемой 16.

*Схема 16*

Классификация оксидов




Схему 16 надо дополнить примерами. Учащиеся должны помнить, что амфотерными называют оксиды, проявляющие в зависимости от условий свойства осно́вных или кислотных оксидов. Им соответствуют амфотерные основания. Амфотерные оксиды, например $Al_2O_3$, ZnO, $Fe_2O_3$, $Cr_2O_3$, BeO, SnO, — это твёрдые вещества.

Химические свойства амфотерных оксидов можно представить в виде таблицы 23.

*Таблица 23*

## Химические свойства амфотерных оксидов

| Свойство | Примеры |
|---|---|
| Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды | $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ |
| Взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды | $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$ (цинкат натрия) |
| Взаимодействуют с основными, кислотными оксидами и друг с другом | $ZnO + CaO = CaZnO_2$, $ZnO + SO_3 = ZnSO_4$, $ZnO + Al_2O_3 = ZnAl_2O_4$ (алюминат цинка) |

Введение термина «амфотерный гидроксид» уточняет также и классификацию важнейших классов неорганических веществ. В ней, помимо оксидов, кислот, оснований и солей, можно выделить амфотерные гидроксиды, расположив их между кислотами и основаниями. Можно поступить иначе: ввести термин «гидроксид» и разделить гидроксиды по кислотности на кислородсодержащие кислоты (кислотные гидроксиды), амфотерные гидроксиды и основания (основные гидроксиды). Однако в этом случае встаёт вопрос о месте бескислородных кислот в схеме. Их можно поместить в особый класс «водородные соединения неметаллов», разделив его на кислотные (бескислородные кислоты), нейтральные (углеводороды) и основные (аммиак).

Важно, чтобы учащиеся представляли, что амфотерные гидроксиды по физическим свойствам близки изученным ими ранее нерастворимым в воде основаниям, — они образуют студенистые осадки. Методы их синтеза также уже знакомы школьникам. Химические свойства амфотерных гидроксидов

можно проиллюстрировать на опыте. Выполняя демонстрационный эксперимент, учитель осаждает гидроксиды меди(II) и цинка, а затем действует на них разбавленным раствором щёлочи, доказав, что гидроксид цинка амфотерен (легко растворяется в щёлочи). Для учителя заметим, что амфотерность вообще присуща подавляющему большинству гидроксидов (практически всем, за исключением щелочных и щёлочноземельных металлов). Однако у таких соединений, как гидроксид магния, гидроксид меди(II), гидроксид железа(II), основные свойства настолько преобладают, что условно (особенно в школе) их относят к основаниям. Выполняя опыт, надо использовать разбавленный раствор щёлочи, так как в концентрированной щёлочи гидроксид меди(II) растворится! Учителю надо знать, что гидроксид меди(II) в щелочной среде легко дегидратируется, превращаясь в чёрный оксид меди(II). Это ещё один аргумент в пользу разбавленного раствора щёлочи.

Полученные сведения для наглядности можно обобщить в виде таблицы 24, которую мы предлагаем заполнить в процессе выполнения лабораторной работы «Получение гидроксида цинка и изучение его свойств».

*Таблица 24*

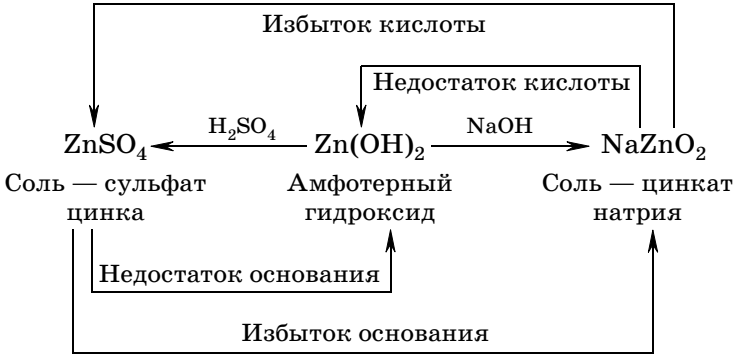
### Химические свойства амфотерных гидроксидов

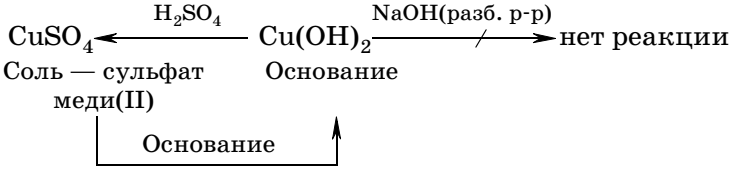
| Свойство | Пример уравнения реакции |
|---|---|
| Реагируют с кислотами с образованием соли и воды | $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$ |
| Реагируют с щелочами с образованием соли и воды* | $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$ |
| При нагревании разлагаются на оксид и воду | $Zn(OH)_2 = ZnO + H_2O$ |

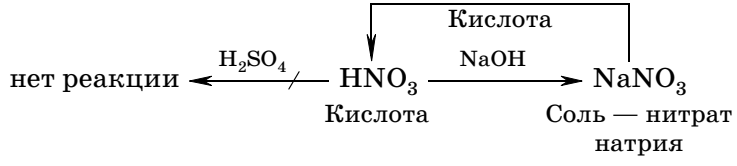
* Цинкат натрия $Na_2ZnO_2$ образуется при сплавлении оксида или гидроксида цинка с щёлочью. В растворе щёлочи образуется комплексная соль (тетрагидроксоцинкат натрия): $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$.

Из анализа свойств амфотерных гидроксидов надо сделать вывод, что при их осаждении из солей щёлочь надо брать в недостатке! В некоторых случаях (когда металл не образует устойчивых комплексов — бериллий, алюминий) вместо щёлочи для осаждения гидроксида удобно использовать аммиак.

Для обобщения знаний полезны схемы превращений, которые позволяют сопоставить свойства кислот, оснований и амфотерных гидроксидов, а также иллюстрируют реакции перехода от солей типа цинката натрия к амфотерному гидроксиду и солям типа сульфата цинка.



## *УРОК 52.* Периодический закон Д. И. Менделеева

В начале урока учитель выписывает на доске в столбцы представителей различных семейств (щелочные металлы, галогены, инертные газы) и стрелками показывает увеличение атомной массы, а также температур плавления (кипения) и химической активности. Заметим, что атомная масса есть характеристика элемента, температуры плавления относятся уже к простым веществам, а химическая активность может быть связана как с элементом (отдельными атомами), так и с простым веществом (металлами, молекулами).

Затем учитель переходит к выводу периодического закона. Удобно использовать карточки, заготовленные ранее, и таблицу 16 учебника. Учитель сообщает школьникам, что, по мере того как науке стало известно большое число химических элементов, учёные стали осуществлять попытки их систематизации. Наиболее полную систематизацию удалось осуществить великому русскому химику Д. И. Менделееву. Он расположил все элементы в ряд по мере увеличения атомных масс — единственной известной в то время неизменной (в отличие, например, от валентности) численной характеристики химического элемента. Учащихся надо попросить сделать то же самое на столе при помощи карточек.

Школьники раскладывают карточки в длинный ряд. Элементы нумеруют, начиная с водорода, присваивая каждому из них порядковый номер — номер по порядку в ряду. После этого учитель задаёт вопрос, где в этом ряду оказались элементы уже изученных ими семейств. При помощи класса выясняется, что сходные по свойствам элементы расположены не друг за другом, а через определённый интервал. Единый ряд, таким образом, распадается

на отдельные ряды, каждый из которых начинается водородом или щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Такие ряды называют периодами. После этого школьники разбивают единый ряд на периоды, размещая их так, чтобы элементы одного семейства оказались строго друг под другом, образуя вертикальные столбцы (которые и написаны на доске). Причём в этих вертикальных столбцах элементы расположены по мере последовательного изменения их химической активности. Анализ можно сделать более полным, рассмотрев ряд из 36 элементов (табл. 16 учебника). Важно показать, что внутри каждого периода происходит последовательное изменение свойств простых веществ (от типичных металлов к неметаллам и инертным газам), увеличение высшей валентности, изменяется формула высшего оксида, а также его кислотно-основный характер — от осно́вного через амфотерный к кислотному.

Учитель зачитывает формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым (с. 165 учебника). Возможно заучивание и сокращённой формулировки: «Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных масс».

У учащихся возникает справедливый вопрос: почему именно масса является той универсальной характеристикой, которая позволила построить ряд элементов, разделённый нами на периоды? На самом деле масса не является универсальной характеристикой атома, просто при открытии периодического закона строение атома ещё не было изучено. Менделеев понимал это! Недаром он позволил себе в трёх случаях нарушить последовательность расположения элементов (поместив аргон раньше калия, кобальт раньше никеля и теллур раньше иода). И сделал он это интуитивно, следуя внутренней логике открытого им периодического закона.

## *УРОК 53.* Периодическая система элементов

В начале урока учитель ставит перед классом задачу научиться классифицировать химические элементы, основываясь на периодическом законе. Для этого надо расположить элементы в систему, называемую периодической. Простейшим (и самым удобным) способом графического представления такой системы служит таблица. Заметим, что помимо таблицы Периодическая система может быть представлена в виде спирали, улитки и многих других форм (приложение 1). Учащимся можно сообщить об этом на факультативе, а на уроке рассмотреть только таблицу.

Сначала классу можно представить длиннопериодный вариант как наиболее наглядный. В нём надо выделить группы элементов и периоды. Определения понятий «группа» и «период» школьники записывают в тетрадь. Учитель обращает внимание класса на наличие малых и больших периодов, обсуждает незавершённость 7-го периода. Таким образом, в длиннопериодном варианте в группе оказываются элементы с близкими свойствами (например, группа щелочных металлов, группа галогенов). Надо подсчитать с классом количество групп в длиннопериодном варианте (их 18). Отдельно рассказывают о лантаноидах и актиноидах, объяснив их вынесение из таблицы необходимостью сделать её компактной. Затем переходят к короткопериодному варианту, объяснив разбиение больших периодов на два ряда, а групп — на подгруппы. Теперь уже групп будет меньше — всего восемь, зато каждая из них состоит из двух подгрупп. Свойства элементов, входящих в состав группы, теперь (в короткопериодном варианте) могут значительно отличаться (марганец и хлор, например), но их объединяет формула высшего оксида, т. е. высшая валентность. А элементы со сходными свойствами находятся в составе одной и той же подгруппы. Это наглядно иллюстрирует рисунок 82 учебника.

В конце каждой группы в Периодической системе расположены формулы высшего оксида и летучего водородного соединения. Можно ввести понятие «высшая валентность по кислороду» (как правило, равна номеру группы в короткопериодном варианте таблицы) и «высшая валентность по водороду», которая равна 8 (номер группы).

В заключение мы предлагаем проанализировать изменение свойств в группах и периодах.

Учащиеся должны научиться записывать формулы высших оксидов элементов, соответствующих им кислот и их солей. Например, для записи формулы селената натрия можно предложить следующий алгоритм:

1) найти селен в Периодической системе;

2) определить его высшую валентность по кислороду;

3) составить формулу селеновой кислоты (аналогия с серной кислотой);

4) составить формулу соли, зная валентность натрия ($Na_2SeO_4$).

Можно предложить тестовые задания.

**1.** Кальциевая соль высшей кислородсодержащей кислоты хлора имеет формулу:

1) $CaCl_2$; 3) $CaOCl_2$;
2) $Ca(ClO_4)_2$; 4) $KClO_3$.

**2.** Высшие оксиды каких элементов имеют одинаковые общие формулы?

1) Cl, P; 3) F, N;
2) Cl, Mn; 4) C, Mg.

**3.** В каком из рядов перечислены элементы только малых периодов?

1) S, Cl, Mn, Sc; 3) S, Cl, H, Ar;
2) S, As, O, F; 4) Mn, Tc, Re, Fe.

**4.** Высший оксид какого элемента имеет формулу $RO_3$?

1) Хлора; 3) фосфора;
2) серы; 4) алюминия.

**5.** Какой из элементов образует летучее водородное соединение состава $RH_3$?

1) Хлор; 3) фосфор;
2) сера; 4) алюминий.

## *УРОК 54.* Характеристика элемента по его положению в Периодической системе

На уроке учащиеся должны научиться давать характеристику элемента по положению в Периодической системе. План такой характеристики, приведённый на с. 175 учебника, школьники записывают в тетрадь. Важно не просто обучить учащихся характеризовать элемент в соответствии с его местом в периодической таблице, но и продемонстрировать предсказательную силу Периодического закона, научный подвиг Д. И. Менделеева, который предсказал свойства ещё неоткрытых элементов. Знакомить учащихся с историей открытия Периодического закона надо только после его изучения, так как только в этом случае школьники могут оценить подвиг Д. И. Менделеева.

Желательно, чтобы учитель связал обучение школьников давать общую характеристику элемента с рассказом о триумфе Периодического закона, который первоначально был довольно холодно воспринят международным химическим сообществом. Свойства галлия (экаалюминия), предсказанные Д. И. Менделеевым на основе сформулированного им в 1869 г. Периодического закона (они были опубликованы в статье учёного о Периодическом законе), нашли подтверждение уже в 1875 г., когда новый элемент (галлий) был открыт французским химиком Лекоком де Буабодраном. Известие об открытии нового элемента в цинковой обманке, привезённой с Пиренеев, сразу появилось в докладах Парижской академии наук. Познакомившись с сообщением Буабодрана, Д. И. Менделеев узнал в галлии предсказанный им экаалюминий. Все указанные Д. И. Менделеевым свойства совпадали, за исключением плотности, которую Д. И. Менделеев оценивал как 5,9 г/мл, а Буабодран определил равной 4,7 г/мл. Менделеев отправил Буабодрану письмо. Французский химик очень удивился, так как до этого не слышал о Д. И. Менделееве и не был знаком с его работами.

В письме Д. И. Менделеев в том числе указал и на различие в плотности. Каково же было удивление французского учёного, когда более точное измерение плотности показало правоту русского учёного. Периодический закон восторжествовал.

Приведём сопоставление свойств экаалюминия, предсказанных Д. И. Менделеевым, и свойств галлия, изученных Буабодраном (табл. 25).

*Таблица 25*

### Сравнение свойств экаалюминия и галлия

| Предсказано в 1871 г. Д. И. Менделеевым для экаалюминия Ea | Установлено в 1875 г. для галлия Ga |
|---|---|
| Атомный вес близок к 68 | Атомный вес 69,9 |
| Простое тело низкоплавко | Температура плавления 30 °C |
| Плотность близка к 5,9 г/мл | Плотность 5,91 г/мл |
| Удельный объём* 11,5 | Удельный объём 11,7 |
| Не должен окисляться на воздухе | Слегка окисляется только при красном калении |
| Должен разлагать воду при краснокалильном жаре | Разлагает воду только при высокой температуре |
| Формулы соединений $EaCl_3$, $Ea_2O_3$, $Ea_2(SO_4)_3$ | Формулы соединений $GaCl_3$, $Ga_2O_3$, $Ga_2(SO_4)_3$ |
| Должен образовывать квасцы, но труднее, чем алюминий | Образует квасцы |
| Окись должна легко восстанавливаться и давать металл, более летучий, чем алюминий, а потому можно ожидать, что элемент будет открыт путём спектрального анализа | Галлий восстанавливается до оксида прокаливанием в токе водорода. Открыт при помощи спектрального анализа |

* Объём, занимаемый единицей массы вещества; величина, обратная плотности (называют также атомным объёмом).

Спустя всего несколько лет, в 1879 г., Нильсон открыл предсказанный Д. И. Менделеевым элемент скандий Sc (экабор Eb Менделеева). Не менее поразительно совпадение свойств предсказанного Д. И. Менделеевым элемента экасилиция и германия, открытого в 1886—1887 гг. К. Винклером (табл. 26).

*Таблица 26*

Сравнение свойств экасилиция и германия

| Предсказано в 1871 г. Д. И. Менделеевым для экасилиция Es | Установлено в 1887 г. для германия Ge |
|---|---|
| Атомный вес 72 | Атомный вес 72,32* |
| Плотность 5,5 г/мл | Плотность 5,47 г/мл |
| Удельный объём 13 | Удельный объём 13,22 |
| Валентность 4 | Валентность 4 |
| Плотность оксида $EsO_2$ 4,7 г/мл | Плотность оксида $GeO_2$ 4,703 г/мл |
| Хлорид $EsCl_4$ кипит при температуре ниже 100 °С | Хлорид $GeCl_4$ кипит при температуре 86 °С |
| Плотность $EsCl_4$ 1,9 г/мл | Плотность $GeCl_4$ 1,9 г/мл |
| Металлорганическое соединение $Es(C_2H_5)_4$ | Металлорганическое соединение $Ge(C_2H_5)_4$ |
| Температура кипения $Es(C_2H_5)_4$ 160 °С | Температура кипения $Ge(C_2H_5)_4$ 160 °С |
| Плотность $Es(C_2H_5)_4$ 0,96 г/мл | Немного легче воды |

* Современное значение 72,6.

Такое необыкновенное совпадение удивило учёных. Это был триумф периодического закона! Периодический закон позволил определить число неоткрытых ещё элементов от водорода до урана.

В конце урока учитель делает выводы:

1) формулирует периодический закон;

2) в основу классификации элементов Д. И. Менделеев положил массу элементов и их свойства;

3) Периодическая система не есть просто наглядная иллюстрация периодического закона, она отражает порядок, существующий в природе;

4) Периодическая система позволяет объяснять и предсказывать свойства элементов и их соединений, это универсальный справочник химика и его путеводитель, позволяющий планировать научный поиск.

По теме урока мы предлагаем провести ученическую конференцию, посвящённую жизни и деятельности Д. И. Менделеева. Хотелось бы, чтобы школьники в сообщениях показали разносторонность таланта учёного, его вклад в другие отрасли знания (в экономику, например). О Д. И. Менделееве существует обширная литература, большей частью доступная восьмиклассникам. Много информации содержит Интернет. Отметим специальный выпуск журнала «Природа» (№ 1 за 2009 г.), целиком посвящённый 175-летию Д. И. Менделеева. Раздавая учащимся доклады, учитель должен ориентироваться на направленность того или иного учащегося. Детям, интересующимся искусством, можно поручить подготовить сообщение о портретах Д. И. Менделеева (его писали многие известные передвижники — Крамской, Ярошенко, Репин).

## *УРОК 55.* Ядро атома. Изотопы

Со строением атома учащиеся уже знакомы по курсу физики 7 класса. Школьникам нужно лишь напомнить, что атом состоит из ядра и электронов. Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре, а масса электронов необычайно мала. Поэтому основной вклад в массу веществ вносят ядра составляющих их атомов. В то же время ядро занимает в атоме незначительное место (см. пример в учебни-

ке на с. 179 и рис. 84 на с. 180). Наглядно сравнение: если мысленно вынуть из всех атомов, имеющихся во Вселенной, ядра и сложить их вместе, то получится «куча» размером с пятиэтажный дом. А вот масса такой кучи будет практически равна массе всей Вселенной. Плотность ядерного вещества колоссальна ($10^{14}$ г/см$^3$) и не зависит от вида ядра. Учащимся предлагают сопоставить плотность ядерного вещества с плотностью воды.

Частицы, образующие атом, представлены в таблице 17 учебника. Мы рекомендуем сопоставить на уроке заряды частиц и их массы. Важно подчеркнуть, что у одного и того же элемента есть атомы, различающиеся по массе. Это объясняется наличием в них различного числа нейтронов.

Таким образом, фундаментальной характеристикой атома служит не его масса, а число протонов в ядре, т. е. заряд ядра. Это позволяет по-новому сформулировать определение понятия «химический элемент» и Периодический закон (см. с. 181 учебника). Здесь важно ввести понятие о порядковом номере элемента. Он совпадает с тем номером, который приписал атомам Д. И. Менделеев, поместив их в периодическую таблицу. И снова перед нами пример гениальности Д. И. Менделеева. Учитель зарисовывает на доске схему, представленную на с. 182 учебника, и комментирует её, предлагая учащимся, глядя на Периодическую систему, ответить на вопрос: сколько протонов (электронов) содержит один атом кислорода (хлора и т. д.)?

Следующее важное понятие — «массовое число». Напомним, что под ним понимают количество протонов и нейтронов (их иногда обозначают общим словом «нуклоны») в ядре. Электрон — самая лёгкая из известных элементарных частиц. Его масса ($9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг) в 1837 раз меньше массы самого лёгкого из атомов — водорода. Электрический заряд электрона называют элементарным — он наименьший из всех зарядов, отличных от нуля. Все известные положительные и отрицательные заряды кратны заряду электрона, поэтому его абсолютную вели-

чину принимают за единицу измерения. Именно в этих единицах обычно указывают заряд всех частиц: электронов, ионов и др.; заряд самого электрона равен –1.

Массовое число близко к относительной атомной массе конкретного атома, выраженной в атомных единицах массы, но совпадает с ней только для углерода-12, поскольку атомная единица массы (а. е. м.) определяется сейчас как $^{1}/_{12}$ массы атома $^{12}C$. Во всех остальных случаях относительная атомная масса, в отличие от массового числа, не является целым числом.

Важно, чтобы школьники различали понятия «масса» и «массовое число». Например, атом водорода (протия) весит 1,007825 а. е. м., но имеет массовое число 1. По аналогии с атомами введены и массовые числа элементарных частиц (табл. 17 учебника). Из приведённого выше примера можно сделать вывод, что массовое число протона (в атоме протия один протон) равно 1, а массовое число электрона — 0. Так как число нейтронов в атомах одного и того же элемента может быть разным, то массовое число не является фундаментальной характеристикой элемента, а характеризует лишь данный атом. В качестве примера мы предлагаем рассмотреть различные виды атомов водорода (рис. 85 учебника). Обычный водород (протий) в ядре содержит один протон, а вокруг ядра движется один электрон. Число нейтронов в ядре протия равно нулю. Таким образом, массовое число протия равно 1. Аналогичные рассуждения учащиеся выполняют для дейтерия и трития.

Учитель записывает на доске: $A = Z + N$.

Для протия: $A = 1 + 0 = 1$. Протий: 1 протон, 0 нейтронов, 1 электрон.

Для дейтерия: $A = 1 + 1 = 2$. Протий: 1 протон, 1 нейтрон, 1 электрон.

Для трития: $A = 1 + 2 = 3$. Протий: 1 протон, 2 нейтрона, 1 электрон.

На этом примере учитель демонстрирует возможность существования атомов одного и того же элемента с разным числом нейтронов, т. е. с разной мас-

сой. После этого он вводит понятие «изотопы». Важно обучить школьников с самого начала правильно записывать символы нуклидов (мы в книге избегаем этого термина, но для учителя напомним, что атом с определённым массовым числом называют нуклидом, а изотопы, таким образом, это нуклиды одного и того же элемента). Это иллюстрируют схемы на с. 183 учебника. Возможно задать вопрос: а что обозначает индекс, который ставят в правом нижнем углу от символа элемента (число атомов в молекуле)? Мотивированным школьникам можно сообщить, что в правом верхнем углу ставят заряд частицы. Таких учащихся можно попросить расшифровать записи:

$$^{40}_{20}Ca^{2+},\ ^{16}_{8}O^{2-}_{2}.$$

На конкретных примерах (см. пример на с. 184 учебника) учитель должен объяснить, как можно подсчитать число протонов и нейтронов в данном атоме. Учитель проводит фронтальный опрос (предложив школьникам определить число протонов и нейтронов в ядрах кислорода-17, хлора-35 и т. д.). Надо обсудить со школьниками вопросы, что произойдёт, если в атоме изменить число:

а) протонов (мы перейдём от одного элемента к другому);

б) нейтронов (мы перейдём от одного изотопа данного элемента к другому);

в) электронов (мы получим из нейтрального атома ионы).

Отдельно сравнивают различные атомы, например, чем сходны и различаются атомы кальция-40 и аргона-40. Сходны: массовыми числами (атомы с одинаковыми массовыми числами называют изобарами); отличаются: числом протонов, нейтронов и электронов. Учащихся можно попросить подсчитать число протонов и нейтронов в этих ядрах.

Учителю обязательно надо обратиться к Периодической системе и объяснить, что означает атомная масса, приведённая в ней. Это средняя относитель-

ная атомная масса, подсчитанная с учётом распространённости различных изотопов элемента.

На факультативе учитель сообщает, что даже у элементов, имеющих лишь один природный изотоп (например, фтор), значение атомной массы не равно целому числу. Дело в том, что при образовании ядра из протонов и нейтронов часть массы превращается в энергию, благодаря которой протоны и нейтроны связаны друг с другом в ядре. Поэтому масса ядра всегда меньше суммы масс протонов и нейтронов, его образующих. Разницу между этими величинами называют дефектом массы. Так, ядро атома гелия $^4$He состоит из двух протонов и двух нейтронов, общая масса которых: $m = 2 \cdot (1{,}0073 + 1{,}0087) = 4{,}0320$ а. е. м. Масса ядра: $m(^4\text{He}) = 4{,}0027$ а. е. м. Дефект массы равен $4{,}0320 - 4{,}0027 = 0{,}0293$ а. е. м.

В заключение учитель рассказывает о радиоактивных элементах. Учащиеся уже знают из курса физики и из жизни о существовании атомов, ядра которых самопроизвольно распадаются. Такие ядра называют радиоактивными. Радиоактивные ядра есть у всех элементов (например, к их числу относится тритий), однако известны элементы, у которых все изотопы радиоактивны. Такие элементы называют радиоактивными. К ним принадлежат технеций, прометий, а также все элементы, следующие в Периодической системе за висмутом. Различные радиоактивные ядра характеризуются разными периодами полураспада, т. е. временем, за которое распадается половина от исходного количества ядер. Периоды полураспада наиболее долгоживущих изотопов тория и урана составляют миллиарды лет, а элементов с порядковыми номерами выше 100 — менее 1 с. Превращения одних элементов в другие называют ядерными реакциями. Следует особо подчеркнуть, что превращение одного элемента в другой является не химической, а ядерной реакцией и служит предметом изучения не химии, а ядерной физики. С точки зрения химии атомы не могут возникнуть и распасться, они просто переходят из одних веществ в другие.

В Периодической системе для радиоактивных элементов (кроме урана и тория) приведены не атомные массы, а массовые числа наиболее долгоживущих изотопов, которые взяты в квадратные скобки. Обратившись к Периодической системе, можно попросить школьников назвать радиоактивные элементы.

В конце урока учитель подводит итог, напоминая о строении атомного ядра, о фундаментальной характеристике ядра, массовом числе и радиоактивных элементах. Современную формулировку периодического закона школьники выучивают наизусть.

На факультативе учитель рассказывает школьникам о тяжёлой воде. Вода, образованная из атомов дейтерия, — тяжёлая вода, $D_2O$, замерзает при 3,83 °С, а кипит при 101,42 °С, при 20 °С имеет плотность 1,106 г/см$^3$, а обычная вода — 0,998 г/см$^3$. (Здесь интересно привести рисунок, показывающий, что лёд в обычной воде плавает, а в тяжёлой воде тонет.) Главное применение тяжёлая вода находит в ядерной технике в качестве замедлителя быстрых нейтронов благодаря тому, что дейтерий, в отличие от протия, имеет более низкое сечение захвата нейтронов. Тяжёлая вода оказывает губительное действие на высших животных и человека. Это обусловлено тем, что многие биохимические реакции связаны с переносом атомов водорода от одной молекулы к другой, а скорость переноса дейтерия намного меньше, чем у протия. Так, замена одной трети $H_2O$ на $D_2O$ приводит к бесплодию, нарушению углеводного баланса и анемии. Интересно, что некоторые типы водорослей способны существовать даже в тяжёлой воде, содержащей 99,5% $D_2O$.

Впервые тяжёлую воду получили в виде остатка при вакуумной перегонке большого количества воды. Сейчас дейтерий выделяют из природной смеси путём изотопного обмена между водой и сероводородом:

$$HSD_{(г)} + D_2O_{(ж)} \rightleftarrows D_2S_{(г)} + HOD_{(ж)}.$$

При высоких температурах и давлениях порядка 2 МПа дейтерий концентрируется преимущественно в сероводороде $D_2S$, его отделяют и переводят в $D_2O$. Для получения 1 л тяжёлой воды требуется 41 т воды и 135 т сероводорода.

## *УРОК 56.* Строение электронных оболочек атомов

В начале урока учитель проводит проверочную работу, в которой требуется определить число протонов и нейтронов в ядрах элементов (например, калия-40, меди-63, железа-57, хрома-52, марганца-55, селена-79). Затем учитель сообщает, что в химических реакциях ядра не изменяются, поэтому для химиков наиболее важно изучить строение электронных оболочек атомов. Школьникам сообщают, что благодаря необычайно малой массе электрон обладает не только свойствами частицы, но и волны. Волна, в отличие от частицы, может в одно и то же время находиться в разных точках пространства, поэтому электрон представляет собой не точку, а облако. Важно различать понятия «электронное облако» и «атомная орбиталь» (та часть облака, где электрон находится с наибольшей вероятностью). Если в поле на землю поставить включённый радиоприёмник, а затем найти область, где звук его будет хорошо слышен (это будет окружность с центром в точке, где находится приёмник), то эта область и будет аналогом атомной орбитали.

Наглядно представить электронное облако и атомную орбиталь поможет аналогия с уроком в школе, на котором учитель рассказывает новый материал и при этом ходит по классу. Если в течение урока через определённые промежутки времени отмечать точкой положение учителя, то к концу урока из этих точек составится некоторое «учительское облако», которое будет достаточно густым около доски, т. е. там, где учитель бывает чаще, и более разреженным около задних парт, куда учитель загля-

дывает достаточно редко. Точно так же каждый электрон в атоме при движении создаёт электронное облако, плотность которого (электронная плотность) показывает, в каких местах электрон бывает чаще, а в каких — реже. А «учительская орбиталь» — это место около доски или учительского стола.

После этого учитель переходит к рассмотрению классификации атомных орбиталей по форме облака. Учащимся сообщают, что существуют *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбитали. Форма первых двух видов орбиталей представлена на рисунке 88 учебника. Орбитали (на каждой из которых максимально размещается два электрона) образуют энергетические уровни. Каждый такой уровень включает орбитали с близкой энергией. Чем меньше энергия орбитали, тем ближе она расположена к ядру. Учитель объясняет понятие ёмкости энергетического уровня (максимального числа электронов, которые может вмещать уровень), вводит формулу для расчета ёмкости. Ученики заполняют таблицу 27.

*Таблица 27*

Энергетические уровни

| Номер уровня | Обозначение уровня | Ёмкость уровня |
|---|---|---|
| 1 | K | 2 |
| 2 | L | 8 |
| 3 | M | 18 |
| 4 | N | 32 |

На первом уровне находятся только *s*-электроны, на втором — *s*-, *p*-электроны, на третьем — *s*-, *p*-, *d*-электроны, а на четвёртом — *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электроны. Таким образом, на первом уровне у всех элементов, следующих за водородом, находятся два электрона. Учителю следует представить строение атомов некоторых элементов, изображая энергетические уровни дугами (см. с. 187 учебника). Учащиеся часто не могут сопоставить эту схему энергетических уровней с реальными орбиталями. Тут на помощь может прий-

ти модель, аналогичная рисунку 89 учебника, в которой орбитали показаны с учётом их реальной формы. Учитель должен сообщить классу, что энергия и размер орбиталей от уровня к уровню возрастают (рис. 4).

Удобно представить атом лития в виде двух концентрических сфер (1*s*- и 2*s*-орбиталей), на внутренней находится два, а на внешней один электрон. Этот рисунок можно сопоставить с изображением строения атома лития, где электронные слои представлены дугами.

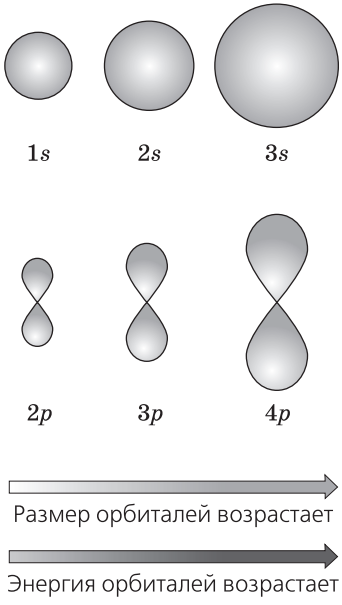



*Рис. 4.* Изменение размера и энергии орбиталей

## *УРОК 57.* Составление электронных конфигураций элементов

На этом уроке учащиеся должны изучить порядок заполнения электронами энергетических уровней, сопоставляя его с Периодической системой. В начале урока учитель подытоживает уже известные ученикам сведения о строении электронных оболочек атомов.

1. Число валентных электронов равно номеру группы, в которой находится элемент.

2. Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода.

3. У элементов 1-го периода происходит заполнение первого энергетического уровня (там максимально 2 электрона, поэтому в 1-м периоде всего два

элемента), у элементов 2-го периода — второго уровня (8 электронов и 8 элементов), а у элементов 3-го периода — третьего уровня (18 электронов, но только 8 элементов, так как третий уровень к концу третьего периода не завершён, остался незаполненным *d*-подуровень).

Эти три правила учащиеся должны записать в тетради. Их нужно тут же закрепить конкретными примерами, обратившись к периодической таблице.

Затем важно ввести понятие о валентных электронах. Напомним, что этим термином обозначают электроны, обладающие настолько высокой энергией, что атом может их отдать в химических реакциях (по крайней мере, теоретически). Для элементов главных подгрупп это электроны внешнего энергетического уровня.

Следующая задача — это составление схем электронного строения атомов первых трёх периодов. При её выполнении учащийся исходит из перечисленных выше правил (см. пример на с. 191 учебника). Надо, чтобы учащиеся самостоятельно составили схемы строения некоторых других элементов, а затем обратились к таблице 18 учебника. Описанную логику изложения можно распространить и на два первых элемента 4-го периода — калий и кальций. Электронные конфигурации остальных элементов 4-го периода приведены для сравнения. Школьникам надо сообщить, что в атомах этих элементов происходит заполнение электронами внутреннего (предвнешнего) электронного слоя. Такие элементы (их называют переходными) расположены в побочных подгруппах. К слову заметим, что термин «переходные элементы» в учебной и методической литературе иногда используется неверно применительно к элементам и простым веществам, сочетающим металлические и неметаллические свойства. Такое использование термина недопустимо.

Далее учитель переходит к анализу элементов внутри периода и группы (см. табл. 18 учебника). Используя таблицу, легко проследить, что при движении по любому малому периоду возрастает число

электронов на внешнем уровне, число уровней не изменяется. А вот при движении по главной подгруппе увеличивается число энергетических уровней, но число валентных электронов и общая схема заполнения электронных слоев остаются без изменений. В то же время электронные схемы элементов главной и побочной подгрупп даже одной группы различаются принципиально. Учащиеся делают вывод о том, что общие свойства элементов одной и той же подгруппы (например, щелочных металлов или галогенов) обусловлены близким электронным строением атомов этих элементов. Такие элементы называют *электронными аналогами*. Учитель закрепляет этот термин, спрашивая, какой из элементов 4-го периода является электронным аналогом натрия (калий) и т. д.

## *УРОК 58.* Изменение свойств в группах и периодах. Электроотрицательность

В начале урока мы рекомендуем провести проверочную работу по составлению схем электронного строения элементов первых трёх периодов (удобно взять натрий, хлор и неон). В каждом варианте следует также попросить перечислить символы электронных аналогов данного элемента.

Анализируя проверочную работу, следует обратить внимание на ёмкость энергетических уровней. Учащиеся должны уметь отличать завершённые уровни от незавершённых. Учитель сообщает классу, что завершённые энергетические уровни (даже частично завершённые, например, с восьмиэлектронной оболочкой инертного газа) обладают повышенной устойчивостью. В качестве примера можно привести электронную конфигурацию неона (она была в проверочной работе).

Затем учитель задаёт вопрос: как из атома натрия получить частицу с электронной конфигурацией неона (т. е. изоэлектронную атому натрия)? Для это-

го надо отнять от атома натрия электрон. Учитель изображает это на доске или использует рисунок 90 учебника. Во что превратился атом натрия? Стал он неоном? Нет, потому что в ядре атома по-прежнему 11 протонов, а у неона их 10. Он приобрёл положительный заряд. Заряженные атомы называют ионами. Натрий стал положительно заряженным ионом — катионом. Схему этого превращения учитель записывает на доске ($Na^0 - \bar{e} = Na^+$).

Далее рассматривают атом хлора, выясняется, что этому атому необходимо присоединить электрон. Обсуждается вопрос: у какого из атомов — натрия или хлора — более выражена тенденция притягивать к себе электрон? Разумеется, у хлора. Учитель вводит понятие «электроотрицательность» (определение дано на с. 194 учебника), а школьники записывают его в тетрадь.

Как изменяется электроотрицательность в периоде? На этот вопрос школьники уже могут ответить сами. Остаётся лишь обсудить вопрос об изменении электроотрицательности в подгруппе. При движении по подгруппе сверху вниз валентные электроны оказываются расположены всё дальше от ядра, их притяжение к ядру ослабевает, электроотрицательность уменьшается. Графически изменение электроотрицательности от порядкового номера элемента представлено на рисунке 93 учебника. Важно подчеркнуть, что это изменение носит периодический характер.

Важно обсудить также изменение в группах и периодах радиусов атомов (при движении по периоду радиус немного уменьшается — атом сжимается по мере заполнения электронами внешнего уровня, а в подгруппе радиус атома возрастает — увеличивается число энергетических уровней). Это иллюстрирует рисунок 92 учебника. Нужно напомнить школьникам и направление изменения металлических (неметаллических) свойств в группах и периодах. Все эти сведения удобно суммировать в виде схем 17—20.

*Схема 17*

Закономерности увеличения радиуса атома

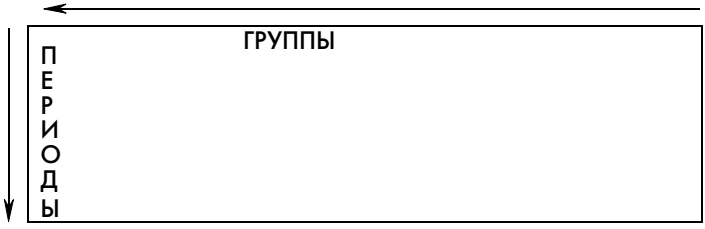



*Схема 18*

Закономерности увеличения электроотрицательности

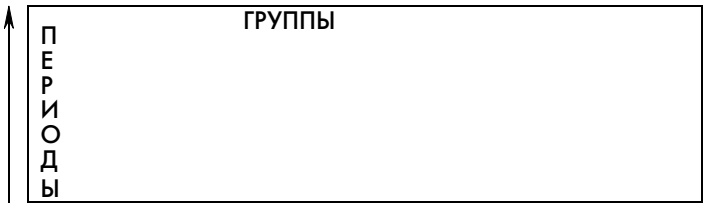



*Схема 19*

Закономерности усиления неметаллических свойств

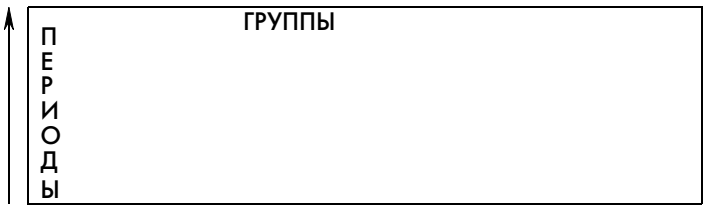
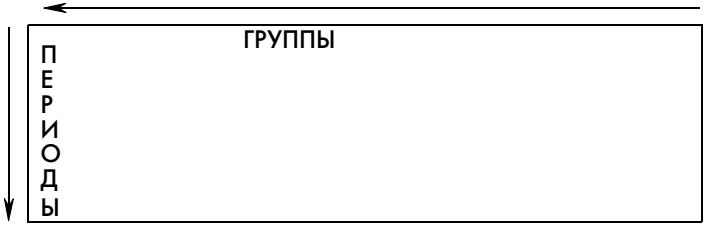



*Схема 20*

Закономерности усиления металлических свойств



Для закрепления можно использовать тестовые задания.

**1.** У какого из элементов радиус наибольший?

1) Водород; 3) калий;
2) натрий; 4) кальций.

**2.** У какого из элементов наименьшая электроотрицательность?

1) Натрий; 3) алюминий;
2) магний; 4) кислород.

**3.** У какого из элементов наиболее выражены неметаллические свойства?

1) Литий; 3) хлор;
2) кислород; 4) фтор.

**4.** Какой из элементов легче всего отдаёт электрон?

1) Натрий; 3) фтор;
2) магний; 4) неон.

**5.** Какой из элементов легче всего принимает электрон?

1) Натрий; 3) фтор;
2) калий; 4) хлор.

В заключение важно сопоставить изменение электроотрицательности с изменением металлических (неметаллических) свойств. Так, металлы имеют меньшую электроотрицательность, чем неметаллы (металлы иногда называют электроположительными элементами), причём чем выше активность металла, тем ниже его электроотрицательность, а чем выше активность неметалла, тем выше его электроотрицательность. Это иллюстрирует ряд электроотрицательности (схема 10 учебника). В учебнике сказано и о шкале Полинга, таблица с численными значениями электроотрицательности по Полингу приведена в приложении к рабочей тетради на печатной основе.

## *УРОК 59.* Химическая связь. Ковалентная связь

При изложении нового материала учитель обращается к моделям молекул, например воды. Он ставит перед классом вопросы: какие силы приводят к образованию молекулы воды из атомов? Почему

в молекуле воды на один атом кислорода приходится именно два атома водорода, а не один или три? Учащиеся при ответе на последний вопрос обращаются к валентности, но понятие о валентности, которое им известно абстрактно, не привязано к строению атома. Понятно, что в основе взаимодействия атомов лежит взаимодействие их электронных оболочек. В качестве простейшего примера такого взаимодействия рассмотрим образование из атомов молекулы водорода. Каждый из атомов водорода имеет по одному электрону (*s*-электрону, в форме сферы). При их взаимодействии образуется общее электронное облако — результат перекрывания двух сфер, оно имеет форму эллипса (рис. 94 учебника). У учащихся может возникнуть вопрос: что заставляет электроны, имеющие одинаковый заряд, объединяться? На него без привлечения квантово-механических представлений ответить не так просто. Учитель, разумеется, помнит, что у электронов есть спин, электроны с противоположным спином способны спариваться, образуя па́ры. Учащимся сообщают, что электроны, благодаря неким присущим только им особенностям, способны объединяться в пары, которые обозначают двумя точками. Важно, чтобы учитель сопоставил на доске наглядное представление образования химической связи (как на рис. 94 учебника) и условное

$$H^{\bullet} + {}^{\times}H \longrightarrow H{:}^{\times}H.$$

Надо обратить внимание школьников, что условная форма записи не отражает волновых свойств электрона.

Объяснить, почему молекулы образуются из атомов, можно и без привлечения квантовой механики. Для этого надо напомнить учащимся закон Кулона и объяснить, что при сближении атомов появляются новые силы взаимодействия: притяжение между ядрами и электронами и отталкивание между электронами и между ядрами. В случае если атомы содержат неспаренные электроны, притяжение преобладает и энергия молекулы оказывается меньше, чем энергия составляющих её атомов. *Уменьшение энер-*

*гии и есть главная движущая сила образования молекул из атомов.*

Далее учитель задаёт вопрос: атомы каких элементов наиболее устойчивы в свободном виде (например, они встречаются в природе)? Учащиеся знают, что отдельных атомов водорода, кислорода, металлов в природе практически нет — они объединяются в молекулы или вещества немолекулярной природы (металлы, соли). А вот атомы инертных газов в природе существуют. В чём причина этого? В особой устойчивости их электронных оболочек. Вызвав к доске учащихся, предлагают им изобразить электронное строение атомов гелия, неона и аргона. Проанализировав их электронное строение, учитель подводит учеников к выводу, что наиболее устойчивы электронные оболочки из двух и восьми электронов (октет). Теперь понятно, почему атомы водорода стремятся объединиться в молекулу, — тем самым они дополняют свои электронные оболочки до электронных оболочек гелия (одна пара на двоих).

Учитель сообщает, что химическая связь в молекуле водорода образуется при обобществлении электронов — объединении их в общие электронные па́ры. Определение ковалентной связи (с. 202 учебника) ученики записывают в тетрадь. Таким образом, учитель показывает, что ковалентная связь — это и есть электронная пара, принадлежащая обоим атомам. Её обозначают чёрточкой, изображая строение молекулы. Учащиеся должны освоить составление электронной и структурной формул. Учителю необходимо различать электронные (показаны электронные пары, образующие связи), структурные (ковалентные связи показаны чёрточками, изображены реальные частицы) и графические (связи показаны чёрточками, изображены гипотетические частицы, например, «молекулы» солей и т. д.) формулы.

После этого учитель переходит к анализу атома фтора и рассматривает образование молекулы фтора. Внимание школьников обращают на то, что в атоме фтора содержится только один неспаренный электрон, поэтому при взаимодействии двух атомов

образуется только одна общая электронная пара (одинарная связь, как в молекуле водорода). В качестве примера кратной (тройной) связи следует привести образование молекулы азота (в атоме азота три неспаренных электрона). И в заключение стоит привести электронное строение молекулы воды (с. 204 учебника), указав на образование октета. Надо обратить внимание школьников на неподелённые и поделённые (общие) па́ры электронов.

На факультативе рассматривают и донорно-акцепторный механизм образования связи. Обобщить эти сведения поможет таблица 28.

*Таблица 28*

Механизмы образования ковалентной связи

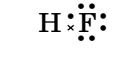
| Механизм образования связи | Объяснение | Пример |
|---|---|---|
| Обменный | Каждый из атомов предоставляет в общее пользование одинаковое число электронов | |
| Донорно-акцепторный | Один из атомов предоставляет в общее пользование пару электронов (донор), а другой вакантную орбиталь (акцептор) | |

## *УРОК 60.* Свойства ковалентной связи

В начале урока учащимся предлагают дать определение понятия «химическая связь» и объяснить, как образуется молекула водорода, почему не существует молекул гелия $He_2$ и аргона $Ar_2$. На доске

учитель вновь изображает электронную формулу молекулы водорода, подчёркивая, что это общая электронная пара находится строго по центру между ядрами атомов. Это неудивительно, так как оба атома имеют одинаковую электроотрицательность (учитель может записать, что разность относительной электроотрицательности атомов водорода равна нулю).

Аналогично учащиеся анализируют и образование молекулы фтора. Учитель подводит итог, сообщая, что в случае, если взаимодействуют атомы одного и того же элемента, общая электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам, т. е. находится на равном расстоянии от обоих атомов. Такая ковалентная связь называется *неполярной*. Она имеет место в простых веществах — неметаллах: $O_2$, $N_2$, $Cl_2$, $P_4$, $O_3$, $C_{60}$. А что будет при взаимодействии атомов двух разных элементов-неметаллов, например водорода и фтора? Учитель изображает на доске электронную формулу молекулы фтороводорода:



Школьники без труда отвечают на вопрос, к какому из атомов смещена общая электронная пара (если возникает затруднение, надо обратиться к ряду электроотрицательности или к периодической таблице, вспомнив, как изменяется электроотрицательность в группах и периодах). Учитель сообщает школьникам, что такая связь называется *полярной*. Смещение электронной пары к одному из атомов приводит к возникновению на атомах частичных зарядов — положительного (на водороде) и отрицательного (на фторе). Учитель указывает эти заряды на электронной формуле и вводит понятие «диполь» — молекула с разделёнными центрами положительного и отрицательного заряда (буквально слово означает «двуполюсная»).

На факультативе учитель обращает внимание школьников, что не всякая полярная молекула является диполем. Есть молекулы, в которых смеще-

ние электронной плотности одной связи полностью компенсируется другой (например, $CO_2$, $CCl_4$). Такой пример рассмотрен в параграфе. Можно обсудить также, как изменится полярность связи галогеноводородов в ряду F—Cl—Br—I. Это легко сделать, вспомнив характер изменения электроотрицательности в подгруппах Периодической системы. Ответ иллюстрирует рисунок 97 учебника, на котором приведены значения частичных зарядов на атомах во фтороводороде и иодоводороде.

После этого учитель характеризует другие (помимо полярности) свойства ковалентной связи — её длину, энергию, направленность, насыщаемость. Важно, чтобы школьники представляли себе размеры некоторых молекул (рис. 98 учебника). *Энергия связи* — энергия, которую необходимо затратить, чтобы разрушить связь. *Длина связи* — расстояние между центрами ядер двух атомов. Её выражают в нанометрах (см. учебник) или в ангстремах Å (1Å = $= 10^{-10}$ м $= 10^{-8}$ см). *Кратность связи* равна числу общих электронных пар. Рассмотренный ранее пример образования тройной связи в молекуле азота можно использовать и при объяснении на этом уроке. Чем выше кратность связи, тем больше её энергия и тем меньше длина, т. е. тем она прочнее. Учитель отмечает также, что ковалентная связь характеризуется направленностью и насыщаемостью. Направленность связи удобно проиллюстрировать на примере молекулы воды. В ней есть две поделённые и две неподелённые па́ры электронов. Взаимное отталкивание этих пар приводит к тому, что молекула воды принимает уголковую форму с углом H—O—H 104,5° (см. рис. 96 и 99 учебника). Насыщаемость связи подразумевает возможность образования атомом ограниченного числа ковалентных связей вследствие наличия ограниченного числа неспаренных электронов. Так, водород может образовать молекулу $H_2$, но молекула $H_3$ существовать не может, она неустойчива.

Рассматривают пространственное строение молекул (табл. 29). Важно отметить, что оно опреде-

ляется отталкиванием неподелённых и поделённых электронных пар. Используют таблицу, изображённую на рисунке 100 учебника. В ней приведены примеры частиц, в которых неподелённые пары отсутствуют. Если они есть в молекуле, то их также надо учитывать. В этом случае молекула воды, например, имеет тетраэдрическую форму, но в двух вершинах тетраэдра находятся неподелённые пары электронов, что и приводит к изогнутой (уголковой) форме собственно молекулы воды.

*Таблица 29*

Геометрия молекул

| Число отталкиваемых электронных пар | Геометрия частицы | Пример |
|---|---|---|
| 2 | Линейная | $CO_2$ |
| 3 | Треугольная | $BF_3$ |
| 4 | Тетраэдрическая | $CH_4$ |
| 5 | Тригонально-бипирамидальная | $PCl_5$ |
| 6 | Октаэдрическая | $SF_6$ |

## *УРОК 61.* Ионная связь

Ионную связь следует противопоставить ковалентной связи. Это химическая связь, обусловленная электростатическим притяжением разноимённо заряженных ионов. Учащимся надо напомнить, что ионом называют заряженный атом или группу атомов. Учитель обращает внимание школьников, что ион по сравнению с нейтральной частицей (атомом, молекулой) содержит иное число электронов. Школьникам предлагают подсчитать число протонов и электронов в атомах, молекулах и ионах, например в $Na^0$ и $Na^+$, $Cl^0$ и $Cl^-$, $SO_3$ и $SO_4^{2-}$.

Разноимённые ионы притягиваются друг к другу, образуя ионные кристаллы. В основе такого притяжения лежит кулоновское взаимодействие, а оно равнонаправлено во все стороны. Поэтому ионная связь, в отличие от ковалентной, характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью. В кристаллической решётке (надо продемонстрировать модель решётки хлорида натрия) ионного соединения чередуются противоположно заряженные ионы. Число ближайших соседей данного иона в решётке называют координационным числом. С помощью класса учитель определяет координационное число натрия и хлора в хлориде натрия. Для сравнения можно продемонстрировать и решётку хлорида цезия, в которой координационное число цезия равно 8.

Для определения ионной связи можно использовать расчёт разности электроотрицательностей (см. с. 211 и рис. 102 учебника). На рисунке 102 учебника показано, как при замене в молекуле $H_2$ одного атома водорода на атом хлора, а затем второго — на атом натрия ковалентная неполярная связь становится полярной, а затем ионной. На примере рисунка удобно продемонстрировать, что «чистой» ионной связи нет, т. е. даже в хлориде натрия одна из электронных пар хлорид-иона будет немного смещена к иону натрия (так называемый ковалентный вклад). Учащимся предлагают определить, будет ли ионной связь в соединениях, формулы которых $Fe_2O_3$, $CaF_2$, AlN, $H_2S$, $K_2S$, $SO_2$. Значения электроотрицательностей приведены в таблице, которая находится в рабочей тетради на печатной основе. Заметим, что приведённое правило «не работает» в случае гидрида лития (согласно ему связь в соединении получается ковалентной, что неверно, хотя там есть и существенный ковалентный вклад, но мы считаем её ионной).

Затем обсуждаем вопрос о том, какие соединения являются ионными. Это большинство соединений металлов с неметаллами (например, все основ́ные оксиды, заметим, что $Mn_2O_7$ — это ковалентное соединение, но это кислотный оксид), соли (связь меж-

ду металлом и кислотным остатком), основания (связь между металлом и гидроксилом). Важно подчеркнуть, что в солях кислородсодержащих кислот (и в основаниях) есть и ковалентная связь внутри кислотного остатка (или гидроксила). Это демонстрирует рисунок 103 учебника.

После этого учитель характеризует свойства ионных соединений, подчёркивая, что ионная связь прочная (соединения тугоплавкие). Сравнение ковалентной и ионной связи проводят, используя таблицу 30.

*Таблица 30*

### Сравнение ковалентной и ионной связи

| Ковалентная связь | Ионная связь |
|---|---|
| Возникает как результат обобществления электронов в пары, одновременно принадлежащие обоим атомам | Возникает в результате притяжения разноимённых ионов |
| Имеет электростатическую природу (общая пара притягивается обоими ядрами) | Имеет электростатическую природу (кулоновское притяжение противоположно заряженных ионов) |
| Характеризуется кратностью, направленностью и насыщенностью | Не имеет кратности, ненаправленна и ненасыщенна |
| Число ковалентных связей, которые образует атом, называют валентностью | Число ближайших соседей, окружающих данный атом, называют координационным числом |
| Образуется между атомами, электроотрицательности которых одинаковы или различаются незначительно (меньше чем на 2), — между неметаллами | Образуется между атомами, электроотрицательности которых сильно различаются (на 2 и более), — между металлами и неметаллами |

В заключение учитель кратко останавливается на металлической связи. Заметим, что в металлах нет ионов. Ион — это частица, несущая целый заряд. А атомы в металлах частично ионизованы, электронные облака, которые они отдают в общее пользование, принадлежат и данному атому. Поэтому при рассмотрении металлической связи лучше говорить об атомах, несущих частичный положительный заряд, и общем электронном облаке.

## *УРОК 62.* Валентность и степень окисления

Валентность — это число ковалентных (одинарных связей), которые атом образует с другими атомами. Учащиеся уже знают, что валентность — число «чёрточек», которые отходят от символа элемента в структурной формуле, каждая чёрточка и есть ковалентная связь. Таким образом, валентность с точки зрения строения атома — величина конкретная, но применима она только к ковалентным веществам. В ионных соединениях валентности нет, так как ионная связь не обладает насыщаемостью. Каждый ион в той или иной степени взаимодействует со всеми ионами кристаллической решётки. Здесь вместо валентности часто указывают координационное число — число ближайших соседей в кристаллической решётке. Ограниченность понятия валентности требует введения универсальной характеристики. Это и есть степень окисления. Важно подчеркнуть условность этого понятия, но в то же время его универсальность. Условность степени окисления наглядно демонстрируют рисунки 106 и 108 учебника. Необходимо, чтобы учащиеся понимали, что валентность можно определить, только зная строение вещества. Например, по формуле воды и пероксида водорода (с. 216 учебника) без труда можно определить, что кислород двухвалентен, а водород — одновалентен. Степени окисления определяют исхо-

дя из электронейтральности молекул, числа смещаемых электронных пар и электроотрицательности.

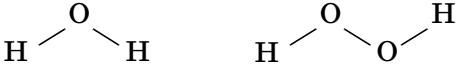
При сопоставлении степени окисления и валентности можно использовать таблицу 31.

*Таблица 31*

**Валентность и степень окисления**

| Валентность | Степень окисления |
|---|---|
| Это число ковалентных связей (одинарных), которые атом образует с другими атомами | Это условный заряд, присутствующий на атоме, исходя из предположения, что все связи ионные |
| Может быть только целым положительным числом или нулём (в изолированных атомах) | Может быть как положительной, так и отрицательной, в простых веществах равна нулю |
| Неприменима к иным типам связи, кроме ковалентной | Применяется к любым типам связи |

Учитель сообщает школьникам, что при составлении формул по валентности они фактически оперировали степенями окисления. Чтобы составить формулы по валентности, надо знать заранее порядок соединения атомов в молекуле и кратности связей. Например, в молекуле воды и пероксида водорода




валентности водорода равны единице, а кислорода — двум. Для расстановки степени окисления мы исходим из того, что:

1) кислород более электроотрицателен;

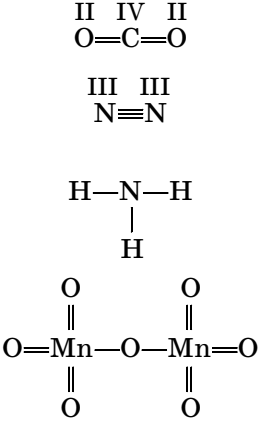
2) водород может отдать только один электрон.

Следовательно, в связи H—O общая электронная пара смещена к кислороду, на водороде заряд +1. Заряд на кислороде, т. е. степень окисления кислоро-

да, определяем из условия электронейтральности молекулы (именно так школьники учились определять валентность). Получаем

$\overset{+1\ -2}{H_2O}$; $\overset{+1\ -1}{H_2O_2}$.

На уроке рассматривают и другие ковалентные соединения, например углекислый газ $CO_2$, азот $N_2$, аммиак $NH_3$, оксид марганца(VII):




При расстановке степеней окисления можно использовать следующий порядок действий.

1. Если это простое вещество, то степень окисления элемента в нём равна нулю.

2. В сложном веществе надо найти элемент с наибольшей электроотрицательностью, он будет иметь отрицательную степень окисления. Если этот элемент галоген, то его степень окисления равна −1 (до конфигурации инертного газа не хватает одного электрона), а если кислород, то −2 (в оксидах, кислотах, основаниях, солях) или −1 (в пероксидах). Общее правило гласит, что в формуле более электроотрицательный элемент помещают в конце. Аммиак — исключение. Форма записи $NH_3$ сформировалась исторически.

3. Затем следует обратиться к анализу более электроположительного элемента. Если это водород или щелочной металл, то степень окисления его равна +1, если это магний или щёлочноземельный металл — то +2, если алюминий — то +3.

4. Как только мы точно определили степень окисления одного элемента, определяем степень окисления другого, исходя из условия электронейтральности молекулы, т. е. используя приём, по которому мы определяли валентность (см. урок 20). Все данные правила надо проиллюстрировать на конкретных примерах:

$$\overset{+1\ -2}{H_2O},\quad \overset{+1-1}{HI},\quad \overset{+5\ -2}{N_2O_5},\quad \overset{+3\ -2}{Al_2S_3},\quad \overset{+3\ -3}{AlN},\quad \overset{+4\ -2}{SnO_2},\quad \overset{+3\ -2}{Au_2O_3}.$$

5. Если указанных элементов в соединении нет, надо исходить из положения элементов в Периодической системе. Например, в случае $Cu_2Se$ определяем, что селен (наиболее электроотрицательный из двух элементов) — аналог серы, до завершения электронной конфигурации ему не хватает двух электронов. Разумно предположить, что его степень окисления –2. Из условия электронейтральности получаем степень окисления меди +1.

В конце урока мы предлагаем провести самостоятельную работу.

*Вариант 1*

Определите степени окисления элементов в следующих веществах: оксид магния, хлороводород, кислород.

*Вариант 2*

Определите степени окисления элементов в следующих веществах: хлорид алюминия, сероводород, азот.

*Вариант 3*

Определите степени окисления элементов в следующих веществах: фторид кальция, метан, натрий.

На факультативе можно рассмотреть расстановку степеней окисления в ионах, например:

$$\overset{+3\ -1}{NF_4^-},\quad \overset{+3\ -1}{SCl_2^+},\quad \overset{+5\ -1}{PCl_6^-},\quad \overset{+5\ -2}{S_2O_6^{2-}},$$

а также в соединениях, состоящих из трёх элементов.

## *УРОК 63.* Твёрдые вещества

Твёрдые вещества учитель классифицирует на аморфные (нет дальнего порядка) и кристаллические (есть дальний порядок). Это наглядно показывает рисунок 118 учебника, который иллюстрируют демонстрацией кристалла кварца и кварцевого стекла (посуды из такого стекла). Остальное изложение посвящают кристаллическим телам.

При изложении материала мы рекомендуем использовать модели кристаллических решёток и обращаться к свойствам веществ, демонстрировать образцы. За неимением образцов и кристаллических решёток можно использовать рисунки 113, 114 и 115 учебника.

Учащиеся уже знакомы с веществами молекулярного и немолекулярного строения. В молекулярных кристаллах отдельные молекулы удерживаются друг около друга лишь посредством слабых межмолекулярных сил, поэтому такие вещества легкоплавки, при комнатной температуре они представляют собой жидкости (вода, бром, серная кислота, бензол), газы ($O_2$, $N_2$, HCl, $Cl_2$, $CH_4$) или легкоплавкие твёрдые вещества ($I_2$, $S_8$). Часто они имеют запах. Большинство неорганических веществ имеют немолекулярное строение. Соединения с ионным типом связи образуют *ионные кристаллы,* в узлах которых чередуются положительно и отрицательно заряженные ионы. Соединения с ковалентными связями бывают двух типов. К первому принадлежат вещества с *атомной кристаллической решёткой* (алмаз C, кремний Si, кварц $SiO_2$). Они состоят из атомов, связанных друг с другом в бесконечный трёхмерный каркас посредством ковалентных связей. Атомный каркас обладает высокой прочностью, поэтому атомные кристаллы имеют высокую твёрдость, они тугоплавки, нерастворимы в воде, не имеют запаха. Ковалентные вещества второго типа представляют собой молекулярные кристаллы, т. е. имеют *молекулярную кристаллическую решётку,*

в узлах которой находятся молекулы. Примером служит кристаллическая структура иода.

Между атомами металлов реализуется иной тип связи — металлический. Металлическая связь характеризуется притяжением частично ионизованных атомов металлов и валентных электронов, образующих единое электронное облако («электронный газ»). Валентные электроны в металлах являются делокализованными и принадлежат одновременно всем атомам металла, свободно перемещаясь по всему кристаллу. Металлы образуют *металлические кристаллические решётки.*

При определении типа кристаллической решётки учащимся поможет таблица 32.

*Таблица 32*

**Типы кристаллических решёток**

| Тип химической связи | | Между какими атомами возникает | Разница электроотрицательностей двух соседних атомов | Примеры веществ | Тип кристаллической решётки |
|---|---|---|---|---|---|
| Ковалентная | полярная | Неметалл + неметалл | Незначительная | $H_2O$, $CO_2$ | Молекулярная или атомная |
| | неполярная | Неметалл + неметалл | Нулевая | $N_2$, $O_2$ | |
| Ионная | | Неметалл + металл | Большая | NaCl, $K_2S$ | Ионная |
| Металлическая | | Металл + металл | Нулевая или незначительная | Na, Fe, CuAu | Металлическая |

На уроке учитель предлагает учащимся заполнить таблицу 33.

*Таблица 33*

Свойства твёрдых тел

| Тип кристаллов | Свойства веществ | Примеры |
|---|---|---|
| Молекулярные | Низкоплавкие вещества (газы, жидкости или легкоплавкие твёрдые тела при комнатной температуре), летучие, часто имеют запах | Иод, вода, кислород, водород |
| Ионные | Тугоплавкие, хрупкие, иногда растворимы в воде, в твёрдом виде не проводят электрический ток, а в растворе и расплаве проводят | Соли, щёлочи, оксиды большинства металлов |
| Атомные | Тугоплавкие, нерастворимые в воде, твёрдые, не проводят электрический ток даже в расплаве | Кварц, алмаз |
| Металлические | Иногда тугоплавкие, нерастворимы в воде, пластичные, проводят тепло и электрический ток | Металлы и сплавы |

На уроке учитель должен противопоставить свойства веществ с различными типами решёток. Например, можно взять твёрдый иод, поваренную соль и порошок железа, поместив их в пробирки. Сравнить внешний вид этих веществ, а затем нагреть их. Иод возгоняется, а соль и железо при нагревании не изменяются. Обсуждают с учащимися возгонку, под-

черкнув молекулярный характер иода. Затем учитель сравнивает соль и железо — оба вещества тугоплавки, но одно растворимо в воде (соль), а другое (железо) — нет. Сообщают школьникам, что соль состоит из ионов, которые под действием молекул воды переходят в раствор. При наличии в кабинете крупных кристаллов соли можно продемонстрировать их хрупкость (см. рис. 110 учебника) в противоположность пластичности металлических кристаллов. Удобно обсудить различные типы кристаллических решёток, используя рисунок 117, а свойства кристаллических веществ — по таблице 19 учебника.

В конце урока можно дать задание.

Определите, о какой кристаллической решётке идёт речь.

1. В узлах решётки находятся ионы.
2. Между частицами данной решётки существуют очень слабые силы межмолекулярного взаимодействия.
3. В узлах решётки находятся и атомы, и ионы.
4. Вещества обладают высокой твёрдостью и прочностью.
5. Вещества имеют ионную связь.
6. В узлах решётки находятся отдельные атомы.
7. В узлах решётки находятся молекулы.
8. Вещества тугоплавки и нелетучи.
9. Вещества обладают ковкостью, пластичностью, электро- и теплопроводностью.
10. Частицы в данной решётке соединены между собой очень прочными ковалентными связями.

## *УРОК 64.* Повторительно-обобщающий урок

На уроке следует обобщить знания по следующим темам:

1) «Строение атома. Составление схем электронного строения атомов»;

2) «Периодический закон (историческая и современная формулировки)»;

3) «Изменение свойств элементов и соединений в группах и периодах»;

4) «Химическая связь»;

5) «Строение твёрдых тел».

Можно начать с обсуждения строения атомов, например рассмотреть нуклиды водород-1, хлор-35, натрий-23. Учащиеся записывают их символы, ставят порядковый номер и массовое число, определяют число протонов, нейтронов и электронов. После этого они записывают электронное строение этих элементов, находят валентные электроны. Каждому из элементов учащиеся дают характеристику по плану, приведённому на с. 175 учебника. В Периодической системе учащиеся должны показать, какие элементы родственны натрию, какие — хлору, назвать семейства, в которые они входят (щелочные металлы, галогены). После этого надо кратко охарактеризовать простые вещества натрий и хлор — определить степени окисления, обсудить, металлы это или неметаллы. Учащиеся записывают формулу высших оксидов и гидроксидов натрия и хлора, определяют степени окисления, описывают кислотно-осно́вные свойства, приводят уравнения реакций с водой, с кислотами или щелочами, друг с другом:

1) $Na_2O$ — осно́вный оксид:

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$;

$Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O$;

2) $Cl_2O_7$ — кислотный оксид:

$Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$;

$Cl_2O_7 + 2NaOH = 2NaClO_4 + H_2O$;

$Na_2O + Cl_2O_7 = 2NaClO_4$.

Затем обсуждают строение соединений, образуемых этими элементами: $Cl_2$, NaCl, NaH, $H_2$, HCl. Учащиеся сравнивают элементы по электроотрицательности, определяют, какие степени окисления они могут проявлять, на основании этого записывают формулы веществ, расставляют в них степени окисления, называют вещества. Учитель обсуждает с классом тип химической связи в каждом из этих

соединений и тип кристаллической решётки (ионная у гидрида и хлорида натрия, молекулярная — у остальных).

Для закрепления материала учитель просит учащихся привести примеры ковалентных соединений с атомной и молекулярной кристаллическими решётками (углекислый газ и кварц), указывая на резкое различие в физических свойствах веществ. Надо подчеркнуть, что строение вещества определяет его свойства.

В конце урока следует вновь обратиться к Периодической системе и обсудить изменение свойств в группах и периодах. Учащиеся зачитывают две формулировки периодического закона.

## *УРОК 65.* Итоговая контрольная работа 4

### *ВАРИАНТ 1*

1. Приведите формулировку периодического закона, данную Д. И. Менделеевым.
2. Дайте определение понятия «изотоп».
3. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в изотопе $^{39}K$.
4. Дайте характеристику элемента с порядковым номером 33, исходя из его положения в Периодической системе (выпишите символ элемента; группу, подгруппу, период, в которых он находится; запишите формулу его высшего оксида и летучего водородного соединения; определите число энергетических уровней и число валентных электронов в его атоме).
5. Запишите полную электронную конфигурацию атомов: а) фтора; б) серы.
6. Укажите, как изменяется радиус атома в ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra.
7. Составьте электронные формулы молекул: а) $Cl_2$; б) HBr.
8. Выпишите формулы веществ с ионной связью: $CaF_3$, HCl, $N_2$, $Na_2O$, $NI_3$.

9. Уксусная кислота (бесцветная жидкость с резким запахом) при охлаждении превращается в кристаллы, похожие на лёд. Какой тип кристаллической решётки имеет твёрдая уксусная кислота?
10. Определите степени окисления элементов в соединениях, формулы которых: MgO, $O_2$, AlN, $CuCl_2$, $OF_2$.

*ВАРИАНТ 2*

1. Приведите современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева.
2. Дайте определение понятия «диполь».
3. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в изотопе $^{56}Fe$.
4. Дайте характеристику элемента с порядковым номером 35, исходя из его положения в Периодической системе (выпишите символ элемента; группу, подгруппу, период, в которых он находится; запишите формулу его высшего оксида и летучего водородного соединения; определите число энергетических уровней и число валентных электронов в его атоме).
5. Запишите полную электронную конфигурацию атомов: а) азота; б) хлора.
6. Укажите, как изменяется электроотрицательность в ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra.
7. Составьте электронные формулы молекул: а) $N_2$; б) HF.
8. Выпишите формулы веществ с ионной связью: $H_2O$, $Cl_2$, NaF, CuO, $SCl_2$.
9. Стиральная сода хорошо растворима в воде, плавится при высокой температуре, не обладает запахом. Какой тип кристаллической решётки она имеет?
10. Определите степени окисления элементов в соединениях, формулы которых: Hg, $CO_2$, $Na_3N$, $AlBr_3$, $H_2O_2$.

*ВАРИАНТ 3*

1. Приведите современную формулировку понятия «химический элемент».
2. Дайте определение понятия «электроотрицательность».
3. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в изотопе $^{64}Cu$.
4. Дайте характеристику элемента с порядковым номером 32, исходя из его положения в Периодической системе (выпишите символ элемента; группу, подгруппу, период, в которых он находится; запишите формулу его высшего оксида и летучего водородного соединения; определите число энергетических уровней и число валентных электронов в его атоме).
5. Запишите полную электронную конфигурацию атомов: а) азота; б) кремния.
6. Укажите, как изменяется радиус атома в ряду Na—Mg—Al—Si—P.
7. Составьте электронные формулы молекул: а) $O_2$; б) $H_2O$.
8. Выпишите формулы веществ с ковалентной полярной связью: $CaF_2$, HCl, $N_2$, $Na_2O$, $NI_3$.
9. Нафталин — бесцветные кристаллы с резким запахом и низкой температурой плавления. Какой тип кристаллической решётки он имеет?
10. Определите степени окисления элементов в соединениях, формулы которых: $N_2O_5$, $F_2$, MgS, $BaCl_2$, AlP.

*ВАРИАНТ 4*

1. Какая связь называется ионной? Приведите два примера соединений с ионной связью.
2. Дайте определение понятия «степень окисления».
3. Укажите число протонов, нейтронов и электронов в изотопе $^{40}Ca$.
4. Дайте характеристику элемента с порядковым номером 34, исходя из его положения в Периодиче-

ской системе (выпишите символ элемента; группу, подгруппу, период, в которых он находится; запишите формулу его высшего оксида и летучего водородного соединения; определите число энергетических уровней и число валентных электронов в его атоме).

**5.** Запишите полную электронную конфигурацию атомов: а) неона; б) калия.

**6.** Укажите, как изменяется электроотрицательность в ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra.

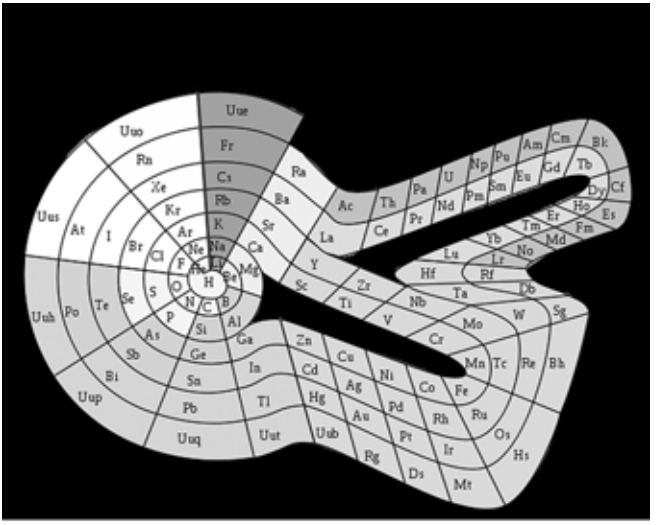
**7.** Составьте электронные формулы молекул: а) $F_2$; б) HF.

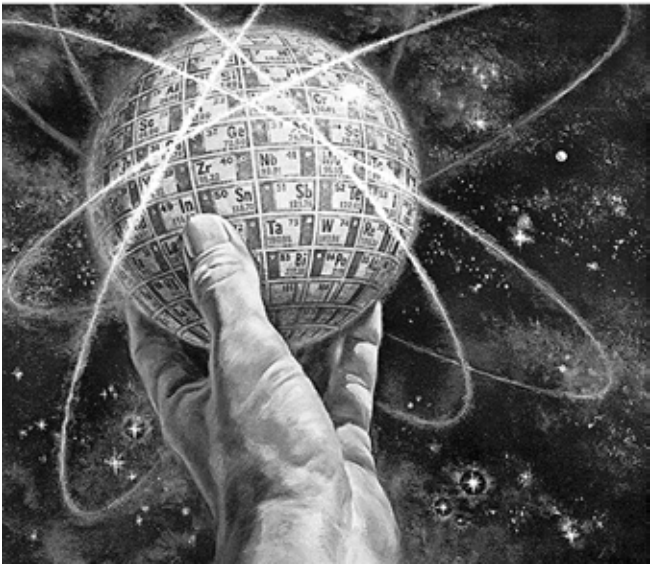
**8.** Выпишите формулы веществ с полярной ковалентной связью: $F_2$, $H_2S$, $MgCl_2$, $NH_3$, CaO.

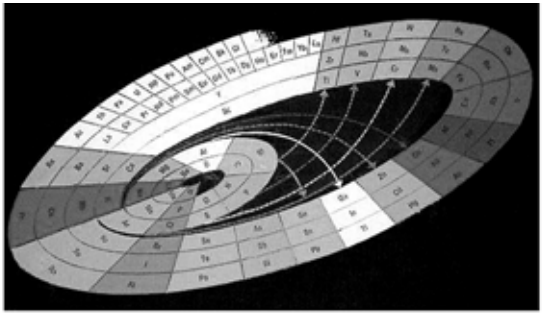
**9.** Кварц $SiO_2$ — тугоплавкое твёрдое вещество, нерастворимое в воде, плавится при высокой температуре, не обладает запахом. Какой тип кристаллической решётки он имеет?

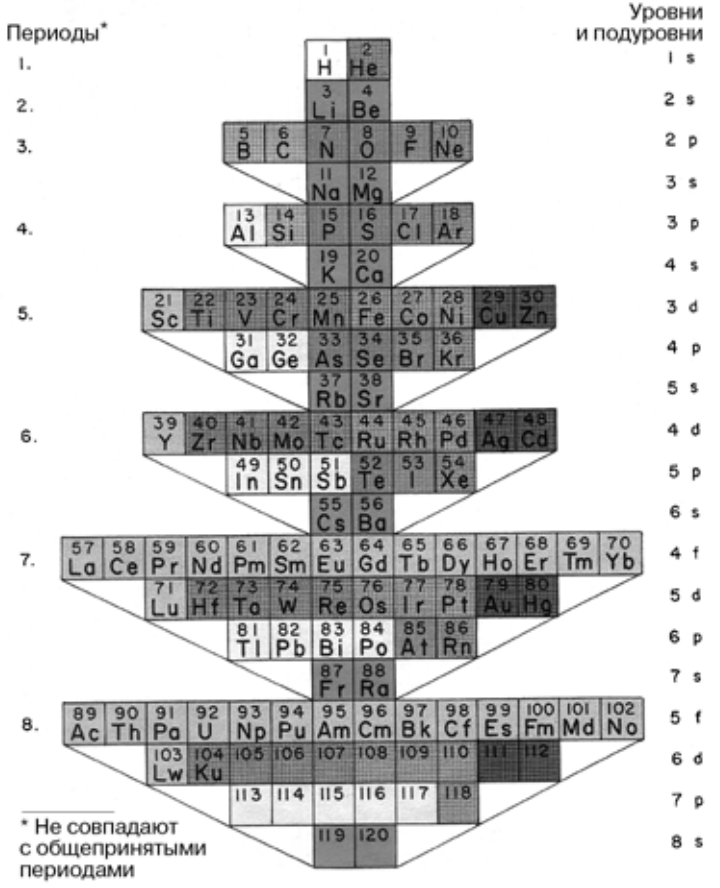
**10.** Определите степени окисления в соединениях, формулы которых: BaO, $I_2$, $PF_3$, $FeCl_2$, CuS.

## 1. Различные формы представления Периодической системы






Периоды*
Уровни и подуровни
1.
2.
3.
4.
5.
6.
7.
8.
1 s
2 s
2 p
3 s
3 p
4 s
3 d
4 p
5 s
4 d
5 p
6 s
4 f
5 d
6 p
7 s
5 f
6 d
7 p
8 s
1 H
2 He
3 Li
4 Be
5 B
6 C
7 N
8 O
9 F
10 Ne
11 Na
12 Mg
13 Al
14 Si
15 P
16 S
17 Cl
18 Ar
19 K
20 Ca
21 Sc
22 Ti
23 V
24 Cr
25 Mn
26 Fe
27 Co
28 Ni
29 Cu
30 Zn
31 Ga
32 Ge
33 As
34 Se
35 Br
36 Kr
37 Rb
38 Sr
39 Y
40 Zr
41 Nb
42 Mo
43 Tc
44 Ru
45 Rh
46 Pd
47 Ag
48 Cd
49 In
50 Sn
51 Sb
52 Te
53 I
54 Xe
55 Cs
56 Ba
57 La
58 Ce
59 Pr
60 Nd
61 Pm
62 Sm
63 Eu
64 Gd
65 Tb
66 Dy
67 Ho
68 Er
69 Tm
70 Yb
71 Lu
72 Hf
73 Ta
74 W
75 Re
76 Os
77 Ir
78 Pt
79 Au
80 Hg
81 Tl
82 Pb
83 Bi
84 Po
85 At
86 Rn
87 Fr
88 Ra
89 Ac
90 Th
91 Pa
92 U
93 Np
94 Pu
95 Am
96 Cm
97 Bk
98 Cf
99 Es
100 Fm
101 Md
102 No
103 Lw
104 Ku
105
106
107
108
109
110
111
112
113
114
115
116
117
118
119
120
* Не совпадают с общепринятыми периодами

## 2. Ответы к контрольной работе 1

### *ВАРИАНТ 1*

**1.** Химические явления: горение серы, отбеливание ткани, прогоркание сливочного масла.
**2.** Отстаиванием можно разделить смесь двух несмешивающихся между собой жидкостей, например воды и бензина.
**3.** Медь Cu, кислород O, ртуть Hg, хлор Cl, сера S, натрий Na.
**4.** Простые вещества: $O_2$ — кислород, Na — натрий.
**5.** $2Al + 3S = Al_2S_3$ — реакция соединения,
$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ — реакция разложения,
$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$ — реакция замещения,
$Al_2O_3 + P_2O_5 = 2AlPO_4$ — реакция соединения,
$Ag_2S + O_2 = 2Ag + SO_2$ — реакция замещения.
**6.** $M_r(Al_2O_3) = 2A_r(Al) + 3A_r(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$.
**7.** $w(Al) = 2A_r(Al) / M_r(Al_2O_3) = 0{,}53 = 53\%$, $w(O) = 3A_r(O) / M_r(Al_2O_3) = 0{,}47 = 47\%$.

### *ВАРИАНТ 2*

**1.** Химические явления: горение бензина, скисание молока, варка сгущёнки.
**2.** Фильтрованием можно отделить осадок от раствора.
**3.** Золото Au, азот N, бром Br, железо Fe, кремний Si, свинец Pb, калий K.
**4.** Простые вещества: $N_2$ — азот, Ba — барий.
**5.** $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ — реакция соединения,
$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$ — реакция разложения,
$Fe + 2HBr = FeBr_2 + H_2$ — реакция замещения,
$N_2 + 3H_2 = NH_3$ — реакция соединения,
$Na_2CO_3 + 2AgNO_3 = Ag_2CO_3 + 2NaNO_3$ — реакция обмена.
**6.** $M_r(P_2O_5) = 2A_r(P) + 5A_r(O) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142$.
**7.** $w(P) = 2A_r(P) / M_r(P_2O_5) = 0{,}44 = 44\%$, $w(P) = 5A_r(O) / M_r(P_2O_5) = 0{,}56 = 56\%$.

### *ВАРИАНТ 3*

1. Химические явления: ржавление железа, разложение малахита, тление лучины.
2. Поваренную соль можно выделить из раствора выпариванием раствора.
3. Углерод C, фосфор P, медь Cu, серебро Ag, кальций Ca, цинк Zn.
4. Простые вещества: $Cl_2$ — хлор, Cu — медь.
5. $3Mg + N_2 = Mg_3N_2$ — реакция соединения,
   $KBrO_4 = KBr + 2O_2$ — реакция разложения,
   $5KClO_3 + 6P = 3P_2O_5 + 5KCl$ — реакцию нельзя отнести ни к одному из четырёх классов, она состоит из двух стадий: 1) разложение хлората калия; 2) соединение фосфора с кислородом,
   $2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr$ — реакция замещения,
   $4FeS + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 4SO_2$ — реакцию нельзя отнести ни к одному из четырёх классов.
6. $M_r(NO_2) = A_r(N) + 2A_r(O) = 14 + 2 \cdot 16 = 46$.
7. $w(N) = 2A_r(N) / M_r(NO_2) = 0{,}30 = 30\%$, $w(O) = 2A_r(O) / M_r(NO_2) = 0{,}70 = 70\%$.

### *ВАРИАНТ 4*

1. Химические явления: дыхание человека, взрыв тротила.
2. Сахар выделить из раствора выпариванием раствора или кристаллизацией.
3. Кальций Ca, магний Mg, водород H, олово Sn, азот N, иод I.
4. Простые вещества: $P_4$ — фосфор, C — углерод.
5. $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$ — реакция соединения,
   $2Mg + SiO_2 = Si + 2MgO$ — реакция замещения,
   $Ag_2O + 2HCl = H_2O + 2AgCl$ — реакция обмена,
   $Mn_3O_4 + H_2 = 3MnO + H_2O$ — реакцию нельзя отнести ни к одному из четырёх классов,
   $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$ — реакция замещения.
6. $M_r(ZnCl_2) = A_r(Zn) + 2A_r(Cl) = 65 + 2 \cdot 35{,}5 = 136$.
7. $w(Zn) = A_r(Zn) / M_r(ZnCl_2) = 0{,}48 = 48\%$, $w(Cl) = 2A_r(Cl) / M_r(ZnCl_2) = 0{,}52 = 52\%$.

## 3. Ответы к контрольной работе 2

### *ВАРИАНТ 1*

**1.** Водород в лаборатории получают действием кислот на некоторые металлы, например:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2.$$

**2.** CaO — оксид кальция, $SO_2$ — оксид серы(IV).

**3.** $\overset{I}{Na_2}O$ — оксид натрия, $\overset{VI}{S}O_3$ — оксид серы(VI), $\overset{VII}{Mn_2}O_7$ — оксид марганца(VII), $\overset{II}{Fe}O$ — оксид железа(II), $\overset{III}{P_2}O_3$ — оксид фосфора(III).

**4.** Оксид железа(III) $Fe_2O_3$, хлорид кальция $CaCl_2$, нитрат бария $Ba(NO_3)_2$, угольная кислота $H_2CO_3$, ортофосфат натрия $Na_3PO_4$, соляная кислота HCl ($H_2O$), оксид углерода(IV) $CO_2$, сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$.

**5.** а) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;
б) $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$;
в) $HgO + H_2 = Hg + H_2O$;
г) $S + O_2 = SO_2$;
д) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

**6.** Растворимые соли: NaCl — хлорид натрия, $K_2SO_4$ — сульфат калия, $Ca(NO_3)_2$ — нитрат кальция.

**7.** $m$(соли) = 300 г · 2% / 100% = 6 г, $m$(воды) = = 300 – 6 = 294 (г).

### *ВАРИАНТ 2*

**1.** Кислород в лаборатории получают с помощью реакций разложения, например:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2.$$

**2.** Вытесняют водород из кислот: Fe — железо, Ca — кальций, Mg — магний, Sn — олово.

**3.** $\overset{IV}{SO_2}$ — оксид серы(IV), $\overset{I}{Ag_2O}$ — оксид серебра, $\overset{IV}{MnO_2}$ — оксид марганца(IV), $\overset{II}{CO}$ — оксид углерода(II), $\overset{III}{Fe_2O_3}$ — оксид железа(III).

**4.** Оксид меди(I) — $Cu_2O$, хлорид калия — $KCl$, карбонат бария — $BaCO_3$, азотная кислота — $HNO_3$, сульфат натрия — $Na_2SO_4$, серная кислота $H_2SO_4$, оксид хлора(IV) — $ClO_2$, ортофосфат железа(II) — $Fe_3(PO_4)_2$.

**5.** а) $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$;
б) $2Mg + O_2 = 2MgO$;
в) $CuO + H_2 = Cu + H_2O$;
г) $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$;
д) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

**6.** Малорастворимые соли: $CaSO_4$ — сульфат кальция, $PbCl_2$ — хлорид свинца(II), $AlF_3$ — фторид алюминия.

**7.** $m$(соли) = 200 г · 5% / 100% = 10 г, $m$(воды) = = 200 – 10 = 190 (г).

### *ВАРИАНТ 3*

**1.** Водород в промышленности получают взаимодействием метана с водяным паром:

$$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2.$$

**2.** Кислоты: $H_2S$ — сероводородная, $HCl$ — соляная, $HNO_3$ — азотная.

**3.** $\overset{IV}{SiO_2}$ — оксид кремния(IV), $\overset{III}{Al_2O_3}$ — оксид алюминия, $\overset{II}{MnO}$ — оксид марганца(II), $\overset{VI}{SO_3}$ — оксид серы(VI), $\overset{I}{K_2O}$ — оксид калия.

**4.** Оксид свинца(IV) $PbO_2$, хлорид магния $MgCl_2$, нитрат железа(III) $Fe(NO_3)_3$, соляная кислота $HCl(H_2O)$, карбонат натрия $Na_2CO_3$, сульфат

алюминия $Al_2(SO_4)_3$, азотная кислота $HNO_3$, оксид хлора(I) $Cl_2O$, ортофосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$.

**5.** а) $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;
б) $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$;
в) $PbO + H_2 = Pb + H_2O$;
г) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$;
д) $2Ca + O_2 = 2CaO$.

**6.** Нерастворимые соли: $BaSO_4$ — сульфат бария, $CaCO_3$ — карбонат кальция, $AgCl$ — хлорид серебра.

**7.** $m$(соли) = 300 г · 10% / 100% = 30 г.

### *ВАРИАНТ 4*

**1.** $2HgO = 2Hg + O_2$.

**2.** Соли: $MgSO_4$ — сульфат магния, $KCl$ — хлорид калия, $CuCO_3$ — карбонат меди (II).

**3.** $\overset{IV}{N}O_2$ — оксид азота(IV), $\overset{III}{N}_2O_3$ — оксид азота(III), $\overset{II}{Ca}O$ — оксид кальция, $\overset{VI}{Cl}O_3$ — оксид хлора(VI), $\overset{I}{Cu}_2O$ — оксид меди(I).

**4.** Оксид кремния(IV) $SiO_2$, ортофосфат магния $Mg_3(PO_4)_2$, сульфат железа(III) $Fe_2(SO_4)_3$, серная кислота $H_2SO_4$, карбонат кальция $CaCO_3$, сульфат калия $K_2SO_4$, угольная кислота $H_2CO_3$, оксид меди(I) $Cu_2O$, хлорид кальция $CaCl_2$.

**5.** а) $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$;
б) $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
в) $Fe_2O_3 + H_2 = 2FeO + H_2O$;
г) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$;
д) $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$.

**6.** Растворимые кислоты: $H_2SO_4$ — серная, $H_3PO_4$ — ортофосфорная, $HCl$ — соляная.

**7.** $m$(соли) = 400 г · 3% / 100% = 12 г.

## 4. Ответы к контрольной работе 3

### *ВАРИАНТ 1*

**1.** Соли: $K_2SO_4$ — сульфат калия, $CaCO_3$ — карбонат кальция, $AgCl$ — хлорид серебра.

**2.** Реакции с водой, основными оксидами, щелочами:

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

$SO_3 + CaO = CaSO_4$;

$SO_3 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + H_2O$.

**3.** $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$;

$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$;

$Na_2SO_4 + CaCl_2 = CaSO_4\downarrow + 2NaCl$.

**4.** $Ba + 2HCl = BaCl_2 + H_2\uparrow$;

$CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O$;

$Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaNO_3$.

**5.** а) $BaCl_2 + Na_2CO_3 = BaCO_3\downarrow + 2NaCl$;

б) $ZnSO_4 + Ba(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + BaSO_4\downarrow$.

**6.** $CuO$, $Fe(OH)_3$, $CaCO_3$.

$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;

$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$;

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$.

### *ВАРИАНТ 2*

**1.** Основания: $\underline{NaOH}$ — гидроксид натрия, $Cu(OH)_2$ — гидроксид меди(II), $\underline{Ba(OH)_2}$ — гидроксид бария.

**2.** Реакции с водой, кислотными оксидами, кислотами:

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;

$CaO + CO_2 = CaCO_3$;

$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$.

**3.** $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$;

$Na_2SO_4 + BaCl_2 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow$.

**4.** $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;
$BaCl_2 + K_2SO_3 = BaSO_3\downarrow + 2KCl$;
$H_2SO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$.

**5.** а) $2NaCl + Pb(NO_3)_2 = PbCl_2\downarrow + 2NaNO_3$;
б) $FeSO_4 + BaCl_2 = FeCl_2 + BaSO_4\downarrow$.

**6.** $CO_2$, $CuCl_2$, $H_2SO_4$.
$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$;
$2NaOH + CuCl_2 = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$;
$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$.

### *ВАРИАНТ 3*

**1.** Кислоты: $H_2SO_4$ — серная, $HCl$ — соляная.

**2.** Реакции с кислотными оксидами, кислотами и реакция разложения:
$2Fe(OH)_3 + 3SO_3 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$;
$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;
$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$.

**3.** $2Ca + O_2 = 2CaO$;
$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$;
$CaCl_2 + 2AgNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$.

**4.** $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$;
$Fe(NO_3)_2 + K_2S = FeS\downarrow + 2KNO_3$;
$N_2O_5 + 2NaOH = 2NaNO_3 + H_2O$.

**5.** а) $CuCO_3 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$;
б) $MgCl_2 + 2KOH = Mg(OH)_2\downarrow + 2KCl$;
$Mg(OH)_2 \overset{t}{=} MgO + H_2O$.

**6.** Fe, $Cu(OH)_2$, $BaSO_3$.
$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$;
$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$;
$BaSO_3 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O$.

### *ВАРИАНТ 4*

**1.** Оксиды: $Na_2$ — оксид натрия, $CO_2$ — оксид углерода(IV), $N_2O_5$ — оксид азота(V), $Fe_2O_3$ — оксид железа(III).

**2.** Реакции с металлами (без выделения водорода), основными оксидами, основаниями:
$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$;
$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$;
$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$.

**3.** $2Cu + O_2 = 2CuO$;
$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$;
$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$.

**4.** $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$;
$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$;
$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.

**5.** а) $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$;
б) $ZnCl_2 + Ag_2SO_4 = ZnSO_4 + 2AgCl\downarrow$.

**6.** $CO_2$, $Na_2SO_3$, $H_2SO_4$.
$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$;
$Ca(OH)_2 + Na_2SO_3 = CaSO_3\downarrow + 2NaOH$;
$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2H_2O$.

## 5. Ответы к итоговой контрольной работе 4

### *ВАРИАНТ 1*

**1.** Свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величин атомных масс элементов.

**2.** Изотопы — разновидности атомов одного и того же элемента, которые имеют разную массу (массовое число).

**3.** $^{39}K$ — 19 протонов, 20 нейтронов, 19 электронов.

**4.** $_{33}As$ — 4-й период, V группа, главная подгруппа. Высший оксид — $As_2O_5$, летучее водородное соединение — $AsH_3$. В атоме электроны занимают 4 энергетических уровня, на внешнем уровне — 5 валентных электронов.

**5.** F — 2, 7; S — 2, 8, 6.

**6.** В ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra радиус атома увеличивается, так как растёт число занятых энергетических уровней.

**7.** а) :Cl:Cl:; б) H:Br:.

**8.** Вещества с ионной связью: $CaF_2$, $Na_2O$.

**9.** Молекулярная кристаллическая решётка.

**10.** $\overset{+2\ -2}{MgO}$; $\overset{0}{O_2}$; $\overset{+3\ -3}{AlN}$; $\overset{+2\ -1}{CuCl_2}$; $\overset{+2\ -1}{OF_2}$.

*ВАРИАНТ 2*

**1.** Свойства элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра.

**2.** Диполь — объект, в котором центры положительного и отрицательного зарядов находятся в разных точках.

**3.** $^{56}Fe$ — 26 протонов, 30 нейтронов, 26 электронов.

**4.** $_{35}Br$ — 4-й период, VII группа, главная подгруппа. Высший оксид — $Br_2O_7$, летучее водородное соединение — HBr. В атоме электроны занимают 4 энергетических уровня, на внешнем уровне — 7 валентных электронов.

**5.** N — 2, 5; Cl — 2, 8, 7.

**6.** В ряду Be—Mg—Ca—Sr—Ba—Ra электроотрицательность уменьшается, так как увеличивается радиус атома и валентные электроны слабее связываются с ядром атома.

**7.** а) :N:::N:; б) H:F:.

**8.** Вещества с ионной связью: NaF, CuO.

**9.** Ионная кристаллическая решётка.

**10.** $\overset{0}{Hg}$; $\overset{+4\ -2}{CO_2}$; $\overset{+1\ -3}{Na_3N}$; $\overset{+3\ -1}{AlBr_3}$; $\overset{+1\ -1}{H_2O_2}$.

### *ВАРИАНТ 3*

1. Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.
2. Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов.
3. $^{64}Cu$ — 29 протонов, 35 нейтронов, 29 электронов.
4. $_{32}Ge$ — 4-й период, IV группа, главная подгруппа. Высший оксид — $GeO_2$, летучее водородное соединение — $GeH_4$. В атоме электроны занимают 4 энергетических уровня, на внешнем уровне — 4 валентных электрона.
5. N — 2, 5; Si — 2, 8, 4.
6. В ряду Na—Mg—Al—Si—P радиус атома уменьшается, так как растёт заряд ядра и валентные электроны сильнее притягиваются к ядру.
7. а) $:\ddot{O}::\ddot{O}:$; б) $H:\ddot{O}:H$.
8. Вещества с ковалентной полярной связью: HCl, $NI_3$.
9. Вещества с резким запахом и низкой температурой плавления имеют молекулярную кристаллическую решётку.
10. $\overset{+5\ -2}{Na_2O_5}$; $\overset{0}{F_2}$; $\overset{+2\ -2}{MgS}$; $\overset{+2\ -1}{BaCl_2}$; $\overset{+3\ -3}{AlP}$.

### *ВАРИАНТ 4*

1. Ионная связь — это связь, возникающая в результате притяжения противоположно заряженных ионов. Примеры — $Ca^{2+}O^{2-}$, $K^+Cl^-$.
2. Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле или в кристалле. Его вычисляют, полагая, что все полярные связи имеют ионный характер.
3. $^{40}Ca$ — 20 протонов, 20 нейтронов, 20 электронов.

**4.** $_{34}Se$ — 4-й период, VI группа, главная подгруппа. Высший оксид — $SeO_3$, летучее водородное соединение — $H_2Se$. В атоме электроны занимают 4 энергетических уровня, на внешнем уровне — 6 валентных электронов.

**5.** Ne — 2, 8; K — 2, 8, 8, 1.

**6.** См. вариант 2, № 6.

**7.** а) :F:F:; б) H:F:.

**8.** Вещества с полярной ковалентной связью: $H_2S$, $NH_3$.

**9.** Атомная кристаллическая решётка.

**10.** $\overset{+2\,-2}{BaO}$; $\overset{0}{I_2}$; $\overset{+3-1}{PF_3}$; $\overset{+2\,-1}{FeCl_2}$; $\overset{+2\,-2}{CuS}$.

*СОДЕРЖАНИЕ*

*От авторов* . . . . . 3

Поурочное планирование . . . . . 5

Методические рекомендации по ведению уроков . . . 73

Урок 1. Предмет химии . . . . . 73
Урок 2. Вещества . . . . . 74
Урок 3. Практическая работа 1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабораторным оборудованием . . . . . 79
Урок 4. Индивидуальные вещества и смеси . . . . . 81
Урок 5. Практическая работа 2. Очистка загрязнённой поваренной соли . . . 86
Урок 6. Физические и химические явления . . . . . 88
Урок 7. Атомы. Химические элементы . . . . . 93
Урок 8. Молекулы. Атомно-молекулярная теория . . . . . 97
Урок 9. Закон постоянства состава веществ молекулярного строения . . . . . 102
Урок 10. Классификация веществ. Простые и сложные вещества . . . . . 105
Урок 11. Относительная атомная и молекулярная массы . . . . . 108
Урок 12. Массовая доля химического элемента . . . . . 110
Урок 13. Закон сохранения массы веществ . . . . . 112
Урок 14. Типы химических реакций . . . . . 114
Урок 15. Повторительно-обобщающий урок по теме «Первоначальные химические понятия» . . . . . 115
Урок 16. Контрольная работа 1 . . . . . 116
Урок 17. Кислород как химический элемент и простое вещество . . . . . 119
Урок 18. Получение и химические свойства кислорода . . . . . 121

Урок 19. Практическая работа 3. Получение кислорода и изучение его свойств . . . . . 124
Урок 20. Валентность . . . . . 125
Урок 21. Воздух . . . . . 129
Урок 22. Горение веществ на воздухе . . . . . 132
Урок 23. Применение кислорода . . . . . 135
Урок 24. Водород . . . . . 138
Урок 25. Получение водорода . . . . . 141
Урок 26. Химические свойства водорода . . . . . 143
Урок 27. Применение водорода . . . . . 146
Урок 28. Кислоты . . . . . 147
Урок 29. Соли . . . . . 151
Урок 30. Кислотные оксиды . . . . . 154
Урок 31. Вода . . . . . 157
Урок 32. Растворы . . . . . 159
Урок 33. Массовая доля растворённого вещества . . . 163
Урок 34. Практическая работа 4. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества . . . . . 169
Урок 35. Химические свойства воды . . . . . 170
Урок 36. Основания . . . . . 173
Урок 37. Повторительно-обобщающий урок . . . . . 175
Урок 38. Контрольная работа 2 . . . . . 177
Урок 39. Оксиды . . . . . 180
Урок 40. Реакция нейтрализации . . . . . 182
Урок 41. Взаимодействие оксидов с кислотами, основаниями и друг с другом . . . . . 186
Урок 42. Условия протекания реакций обмена в водных растворах . . . . . 189
Урок 43. Свойства кислот . . . . . 191
Урок 44. Свойства оснований . . . . . 193
Урок 45. Свойства солей . . . . . 195
Урок 46. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ . . . . . 199
Урок 47. Решение задач на тему «Генетическая связь» . . . . . 202

Урок 48. Практическая работа 5. Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений» . . . . . 203
Урок 49. Контрольная работа 3 . . . . . 203
Урок 50. Первые попытки классификации элементов . . . . . 206
Урок 51. Амфотерность . . . . . 209
Урок 52. Периодический закон Д. И. Менделеева . . . 214
Урок 53. Периодическая система элементов . . . . . 216
Урок 54. Характеристика элемента по его положению в Периодической системе . . . . . 218
Урок 55. Ядро атома. Изотопы . . . . . 221
Урок 56. Строение электронных оболочек атомов . . . 227
Урок 57. Составление электронных конфигураций элементов . . . . . 229
Урок 58. Изменение свойств в группах и периодах. Электроотрицательность . . . . . 231
Урок 59. Химическая связь. Ковалентная связь . . . . 234
Урок 60. Свойства ковалентной связи . . . . . 237
Урок 61. Ионная связь . . . . . 240
Урок 62. Валентность и степень окисления . . . . . 243
Урок 63. Твёрдые вещества . . . . . 247
Урок 64. Повторительно-обобщающий урок . . . . . 250
Урок 65. Итоговая контрольная работа 4 . . . . . 252

*Приложения*

1. Различные формы представления Периодической системы . . . . . 256
2. Ответы к контрольной работе 1 . . . . . 258
3. Ответы к контрольной работе 2 . . . . . 260
4. Ответы к контрольной работе 3 . . . . . 263
5. Ответы к итоговой контрольной работе 4 . . . . . 265