

О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, И. В. Аксёнова,

Методическое пособие для учителя

ХИМИЯ

8 класс

**Просвещение
2019**

Методические рекомендации к изучению тем курса химии 8 класса

Глава 1. Первоначальные химические понятия

Общие рекомендации по изучению темы

Изучение первой темы курса химии преследует достижение ряда целей, среди которых выделим наиболее важные.

1. **Цель первая** – мотивационная: показать учащимся роль химии в жизни современного общества во всех сферах деятельности человека (производстве, экономике, повседневной жизни).

2. **Цель вторая** – продемонстрировать тесную взаимосвязь естественнонаучных дисциплин. Обучающиеся ранее изучали интегрированный курс «Окружающий мир», а также географию, биологию, физику на предыдущих этапах школьного обучения. В каждом из этих предметов они уже встретились с некоторыми химическими понятиями и закономерностями, познакомились с названиями и свойствами многих химических веществ, получили первые представления о протекании химических реакций. Следовательно, с азами химии как науки первое знакомство произошло значительно ранее 8 класса. Изучение первой темы учебника должно не разрушить, а, напротив, сформировать представления учащихся о единстве окружающего мира, общую естественнонаучную картину его устройства.

3. **Цель третья** – освоение ключевых понятий химии (в ряде случаев – актуализация уже знакомых терминов), знакомство с основополагающими теориями и законами. Приобщение учащихся к грамотному использованию химической терминологии целесообразно именно с азов изучения предмета. Особое внимание уделяется пониманию специфики терминов: физическое тело – материал – химическое вещество, химический элемент – простое вещество, физическое явление – химическое явление.

4. **Цель четвертая** – установка на серьезное отношение к предмету. С первых уроков важно настроить учащихся на системное и глубокое изучение, поскольку даже небольшие пробелы в освоении текущего материала непременно обернутся серьезными проблемами в понимании последующих тем курса. Для достижения нужного результата учитель может дополнительно подчеркнуть два факта. Во-первых, значительный объем химических знаний тесно вплетен в содержание всех других естественных наук. Без знания основ химии невозможно полноценное освоение смежных естественнонаучных дисциплин. Во-вторых, изучение химии начинается позже всех остальных предметов естественнонаучного цикла. Это подчеркивает особую роль химии как части естествознания,

важность и сложность этого «взрослого» предмета, требующего к уважительного отношения.

5. Цель пятая – заложить основы химического эксперимента. Экспериментальный характер науки химии подчеркивается на материале всей главы, но концентрируется в параграфе «Методы изучения химии». Понятия «наблюдение» и «эксперимент» отрабатываются при проведении трех практических работ по ознакомлению с лабораторным оборудованием, нагревательными приборами, химической посудой, а также наблюдением за горящей свечей и анализом почвы. Важно буквально с первой практической работы добиваться серьезного и ответственного отношения учащихся к эксперименту, бережного обращения со стеклянной посудой и оборудованием. Эту работу учитель должен организовать так, чтобы не выработать у восьмиклассников комплекс боязни работы с посудой и веществами, обращения с нагревательными приборами с открытым пламенем, контакта стеклянных предметов (пробирок, колб, воронок) с металлическими деталями: лапками и кольцами штатива, пробиркодержателем.

Следует отметить, что если учителю повезло, и он имел возможность начать изучение химии на этапе пропедевтики в 7 классе, то это позволяет серьезно сэкономить учебное время на материале первой и частично последующих глав учебника 8 класса. В этом случае три первых урока следует посвятить повторению пройденного в 7 классе материала, а также закреплению понятий «вещество», «химический элемент», «относительная атомная масса», «простое и сложное вещество», «аллотропия» и др.

1. Предмет химии. Роль химии в жизни человека

Целью первого урока является формирование представлений о химии как науке и учебной дисциплине, определение положительной и отрицательной роли химии в жизни человека и современного общества.

Своеобразным эпиграфом к уроку могут стать слова выдающегося советского химика, единственного нашего соотечественника, удостоенного Нобелевской премии по химии Николая Николаевича Семенова. Это высказывание приведено в учебнике:

«Все мы связываем с химической наукой прогресс в познании окружающего мира, новые методы его перестройки и усовершенствования. И не может быть в наши дни специалиста, который мог бы обойтись без знания химии».

С использованием видеофрагментов, иллюстраций, статистических данных, сообщений СМИ, собственного материала учитель обосновывает исключительную роль химической науки и химического производства в социально-экономическом прогрессе современного общества. Особо подчеркивается значение химии в создании новых веществ и материалов. Перечень основных видов продукции, выпускаемой химической промышленностью, можно совместно с учащимися оформить в виде схемы 1.

Основные виды продукции химической промышленности

Лаки, краски, отделочные материалы	Каучуки и резина	Металлы и сплавы	Материалы для микроэлектроники
Химические реактивы, нефтепродукты	Продукция химической промышленности		Взрывчатые вещества и пиротехника
Удобрения, средства защиты растений			Лекарственные средства
Полимеры			Топливо
Косметика, парфюмерия	Композиционные материалы	Бумага	Пластмассы и волокна

Далее следует провести обобщение — дать определение химии как науки о веществах, их составе и строении, свойствах и превращениях одних веществ в другие. Мы рекомендуем учителю буквально с первого урока добиваться понимания различия между понятиями «физическое тело», «материал» и «вещество», чтобы свести к минимуму вопросы типа «А какая химическая формула у яблока?».

Логическая цепочка может быть построена на любом примере, доступно иллюстрирующем различие в смысловой трактовке приведенных терминов: учебник – бумага – целлюлоза, монета – металлический сплав – медь, колонна – мрамор – карбонат кальция. Отработка проводится в форме диалога с классом.

- Что называют физическими телами?
- Приведите примеры физических тел.
- Перед вами – творение выдающегося итальянского скульптора эпохи Возрождения Микеланджело Буонарроти «Мадонна с младенцем» (демонстрируется изображение скульптурной композиции, рис. 1). Можно ли назвать скульптуру физическим телом? (Да).
- Из чего создана эта скульптура? Из мрамора. Мрамор – это материал.
- Приведите примеры других материалов (бумага, пластмасса, металл, строительный бетон).
- В состав мрамора входит много химических веществ, однако основной компонент этого материала – вещество под названием карбонат кальция. Вещества – это то, что входит в состав материалов, из которых изготавливают (или состоят) физические тела.



Рис. 1. Микеланджело. Мадонна с младенцем. Мрамор. 1504 г.

- Приведите примеры веществ (вода, железо, графит, сера, углекислый газ, полиэтилен).

Затем учащиеся выполняют задание: «Разделите на три группы (тела, материалы и вещества) следующие понятия: медь, ручка, пластилин, свеча, пуговица, кислород, льдинка, золото, воск, стакан, глюкоза, стекло, алюминий, фарфор, кирпич, камень, древесина».

Учащимся предлагается рассказать то, что они знают о каком-либо из веществ, названия которых только что прозвучали. Какие признаки этого вещества вы можете назвать, иными словами, каковы его свойства? Как эти свойства связаны с применением данного вещества? Таким образом, формируется понятие «свойства вещества».

Продолжая логическую цепочку, учитель переходит к рассмотрению понятия «явление», как процесс изменения свойств веществ.

Формулировка понятия «явление» начинается с наблюдения, что физические тела, материалы и вещества, из которых они состоят, могут изменяться. Какие изменения происходят вокруг нас? Далее рассматриваются явления, происходящие в природе. Обсуждается вопрос: какие науки изучают природные явления, т.е. относятся к естественным наукам?

Путем обобщения ответов учащихся, формулируется вывод: к естественным наукам относятся физика, биология, география, астрономия, экология, химия.

Биологические явления – это изменения, происходящие в живой природе.

Учащиеся приводят примеры биологических явлений: рост организма, обмен веществ, перелет птиц на юг, опадение листьев. Учитель демонстрирует биологические явления: цветение растения, выделение паров воды при дыхании (запотевание зеркальца), покраснение кожи при трении ладонью.

Физическими называют явления, при которых изменяются размеры и форма тел, агрегатное состояние веществ, но сами вещества при этом не превращаются в другие вещества.

Учащиеся приводят примеры физических явлений. Учитель демонстрирует физические явления: плавление льда, растворение сахара в воде, возгонку бензойной кислоты (иода, нафталина), испарение ацетона. Чтобы не сложилось неверного представления о физических явлениях, можно продемонстрировать опыты, не связанные с фазовыми переходами: деформация гранулы олова от удара, нагревание металлической проволоки при многократном сгибании и др.

Химические явления – это такие явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие.

Конечно, учащиеся ожидают увидеть на уроках химии интересные опыты, необычные эксперименты. Наверное, именно на первых уроках эти ожидания должны оправдаться. При наличии реактивов можно показать разложение дихромата калия, вспышку смеси сахара с бертолетовой солью, разложение глюконата кальция, изменение оранжевой окраски подкисленного раствора дихромата калия при добавлении раствора сульфита натрия и др. Если демонстрационный эксперимент представляет собой сочетание физических и химических явлений, на этот факт нужно обязательно обратить внимание. Например, демон-

страция горения угля в расплавленном нитрате калия начинается именно с физического явления – плавления соли.

Учитель отмечает, что физические, биологические и химические явления часто связаны между собой. В качестве иллюстрации предлагается проанализировать какой-либо текст, например, о формировании атмосферы Земли¹. Слушая отрывок, учащиеся фиксируют ответы на вопросы:

- О каких физических, биологических и химических явлениях говорится в тексте?
- Перечислите вещества, которые упоминаются в тексте.

Состав атмосферы – это результат длительных эволюционных процессов, происходящих в недрах Земли и на ее поверхности, причем решающим фактором являлась деятельность зеленых растений, животных и микроорганизмов. Первичная атмосфера Земли резко отличалась от современной: 3,5-4,5 млрд. лет назад она по составу напоминала вулканические газы. При охлаждении поверхности Земли пары воды конденсировались. Образовавшийся океан поглотил газы, растворимые в воде. В атмосфере остались в основном азот, водород, метан, благородные газы, частично углекислый газ и пары воды. Наиболее легкие газы – водород и гелий – Земля не смогла удержать, и большая их часть рассеялась в межзвездном пространстве. Эта же участь постигла и другие газы, например неон...

Кислорода в древней атмосфере не было или почти не было. Некоторое количество кислорода могло образоваться при фотохимическом разложении воды или углекислого газа. Многие ученые считают, что под действием солнечного излучения и электрических разрядов в первоначальной атмосфере образовались органические вещества, что стало первой ступенью к возникновению жизни.

Зарождение жизни на Земле сыграло решающую роль в истории атмосферы: появившиеся растения в процессе фотосинтеза выделяли кислород, который коренным образом изменил состав атмосферы.

Учитель, обобщая ответы учащихся, формулирует вывод: Земля была и остается уникальным химическим комбинатом. Веществ, из которых состоит окружающий нас мир (как природных, так и полученных человеком), более 100 млн. Почему же так много? Почему они такие разные? Как из одних веществ образуются другие? Человек издавна искал ответы на эти вопросы. Постепенно крупницы приобретенных знаний складывались в науку, которая и получила название «химия».

В продолжение рассмотрения цепочки «свойства веществ» - «изменение свойств» учитель касается вопроса использования веществ, основанного на их свойствах, на примере алюминия. Алюминий – это металл. Он очень хорошо проводит электрический ток, поэтому из него изготавливают провода для линий

¹ Используется переработанный текст из книги «Химия»: Школьная энциклопедия / Гл. ред. Ю.А. Зотов. – М.: Большая российская энциклопедия, 2003. – С. 76-77.

электропередач. Алюминий теплопроводен и безвреден при контакте с пищевыми продуктами. Это распространенный материал для производства кухонной посуды. Алюминий удивительно пластичен, он пригоден для изготовления тонкой металлической фольги для различных целей, в том числе и пищевых. Плотность алюминия всего $2,7 \text{ г/см}^3$ (железо тяжелее в два раза), это один из самых легких металлов, поэтому алюминий и его сплавы – основа самолетостроения и ракетостроения. Полировка алюминия или нанесение его тонким слоем на любую поверхность позволяет получить декоративное зеркальное покрытие. В отличие от железа алюминий практически не подвергается коррозии, и этот факт обуславливает такое широкое использование этого металла в самых различных сферах человеческой деятельности.

В заключение урока целесообразно порассуждать «о вреде и пользе химии», *хемофилии* и *хемофобии*, естественно, с уклоном на позитивную роль химии в жизни человека и развитии цивилизации. Вместе с тем, химически безграмотное обращение с веществами на производстве и даже в быту наносит немалый вред и человеку и природе. Учитель показывает фото- или видеоизображения: чадящих производств, отравляющих атмосферу; погибшей от химических стоков рыбы; аварий на предприятиях химической промышленности; загрязнения окружающей среды бытовым мусором и др. Все это вызывает отрицательное отношение населения к химии и химическому производству, так называемой хемофобии. И опять следует сделать акцент не на отрицании химии, а, напротив, на серьезном изучении этого предмета с целью грамотного обращения с веществами. Ведь многие из приведенных негативных явлений вызваны ненадлежащим выполнением своих обязанностей работниками производств, их химической безграмотностью, отсутствием элементарной экологической культуры. Вывод: при изучении химии учащиеся познакомятся со свойствами многих веществ и правилами обращения с ними не только на производстве, но и в повседневной жизни.

2. Методы изучения химии

Основная цель данного урока – знакомство с основными методами познания: наблюдение, эксперимент, прогнозирование (выдвижение гипотезы), моделирование – и их применение в химии.

Обсуждение роли *наблюдения* при изучении естественнонаучных предметов позволяет подтвердить народную мудрость: «*Чтобы получить знание – нужно учиться, чтобы получить мудрость – нужно наблюдать*».

Учитель акцентирует внимание учащихся на то, что наблюдение можно отнести к самым популярным и самым доступным методам исследования. Оно успешно применяется в большинстве наук и постоянно используется обычным человеком в повседневной жизни. Оно служит ценнейшим и незаменимым источником получения разнообразных сведений о мире. Школьники вместе с учителем уточняют *виды наблюдений*: непосредственное, опосредованное, длительное, кратковременное, и приводят примеры из личной жизни на каждый

случай. Наблюдение тесно связано с такой чертой личности, как наблюдательность, её ещё называют сестрой внимательности. Наблюдательность — сплав внимательности и мышления.

Эксперимент – важнейший из методов исследования, который используется практически во всех науках и связан с исследовательским поиском.

Учитель просит учеников назвать эксперименты, которые были проведены ими при изучении других естественнонаучных дисциплин: физики, биологии, химии (если предмет изучался в 7 классе). На основании экспериментов, приведенных учениками, уточняется ряд условий, которые необходимы для проведения эксперимента: определение объекта наблюдений, выбор цели наблюдений, выдвижение гипотезы, составление плана действий, проведение эксперимента, формулирование вывода об истинности гипотезы по результатам эксперимента и оформление отчета.

Эксперимент предполагает воздействие человека на объект и предмет исследования. Это воздействие может проходить как в искусственных, лабораторных, так и в естественных условиях. Любой эксперимент предполагает проведение каких-либо практических действий с целью проверки и сравнения.

Гипотеза – это предположение о закономерной связи явлений, требующее экспериментальной проверки и указывающее направление в исследовании. Гипотеза – это предвидение событий, вероятностное знание, ещё не доказанное логически и не подтвержденное опытом. Чем больше число событий может предвидеть гипотеза, тем большей ценностью она обладает.

Особое внимание в ходе урока рекомендуется уделить **моделированию**, как общему для всех естественных наук методу познания мира.

Учитель демонстрирует предметные (материальные) модели, имеющиеся в кабинете химии: модели кристаллических решеток, аппаратов химических производств. Чуть больше внимания следует уделить моделям молекул. В последующем при изучении материала рекомендуется использовать и на уроках, и в домашней работе объемные или шаро-стержневые модели молекул.

Предметные модели молекул позволяют провести параллель между количественным составом вещества и его химической формулой (символьная модель), формируют пространственное представление ребят о взаимном расположении атомов в молекулах, облегчают понимание смысла «химической письменности».

Существует два основных типа моделей молекул – шаро-стержневые (скелетные) и объемные.

Первые шаро-стержневые модели появились в середине XIX в. и были предложены Фридрихом Августом Кекуле и Якобом Хендиком Вант-Гоффом (рис. 2а). Их называют также моделями Петерсена (или Сенко-Петерсена). Они представляли собой шарики, соединенные отрезками проволоки. Диаметры шариков пропорциональны радиусам атомов, а длины проволочек – длинам связей. Для наглядности шарики, символизирующие разные химические элементы, изготавливают различного цвета.

Более совершенны модели, состоящие из стальных стержней или трубок, соединенных в точке, изображающей ядро атома, под углами, равными валентным (рис. 2б). Такие модели были предложены в 1959 г. швейцарским химиком Андре Дрейдингом. Длины трубок и стержней пропорциональны длинам связей между атомами H и данного элемента (0,1 нм соответствует 2,5 см). Свободные концы трубок и стержней изображают ядра атомов H , поэтому каждый фрагмент в отдельности является моделью молекулы простейшего водородного соединения данного элемента (CH_4 , NH_3 , H_2O , H_2S и т.д.). Для сборки модели более сложного соединения стержень одного фрагмента вставляют в трубку другого. Модели Дрейдинга верно отражают межатомные расстояния и валентные углы в молекулах. Они позволяют имитировать внутреннее вращение, оценивать энергетическую выгодность различных конформаций, измерять расстояния между непосредственно не связанными атомами. Модели Дрейдинга особенно широко употребляют при изучении стереохимии полициклических систем типа стероидов. По тому же принципу сконструированы модели Физера, изготовляемые из пластмассы. Из-за более крупного масштаба (0,1 нм соответствует 5 см) они используются преимущественно при лекционных демонстрациях.

Объемные модели, правильно передающие размеры и форму молекул, были разработаны в 1934 г. американским химиком К. Стюартом и позднее усовершенствованы Г. Бриглебом (рис. 2в). Каждый фрагмент, изображающий атом определенного элемента, в моделях Стюарта представляет собой шар со срезанными плоскостями, причем радиус шара пропорционален эффективному радиусу атома, а расстояние от центра шара до плоскости среза - ковалентному радиусу. В случае многовалентных атомов делают соответствующее число срезов, причем угол между перпендикулярами из центра шара на плоскость среза равен валентному. По предложению Г. Бриглеба для атомов, соединенных кратными связями, сегменты изготовляют не из шаров, а из эллипсоидов. Модели изготовляют обычно из пластмассы, окрашенной в цвета, установленные для каждого элемента (С - черный, H - белый, O - красный, N - синий, S - желтый и т.д.).

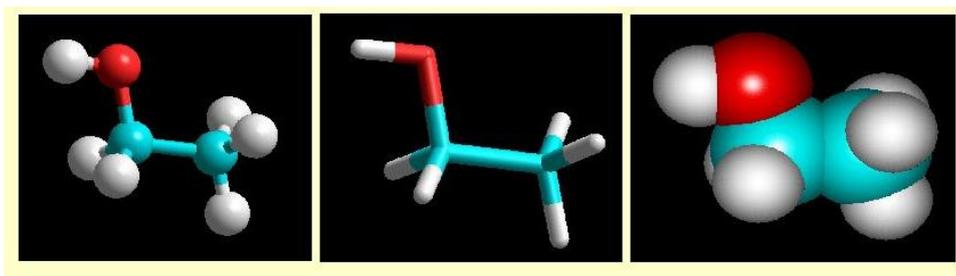


Рис. 2. Модели молекулы этилового спирта: а) шаростержневая (Кекуле, Петерсена); б) скелетная (Дрейдинга); в) объемная или полусферическая (Стюарта-Бриглеба)

Для использования на уроках химии в 8 классе шаростержневые модели молекул можно изготавливать из пластилина и спичек. На первых порах необходимо избегать демонстрации моделей молекул с кратными связями. При изготовлении моделей учащимися учитель сам задает правильную геометрическую форму, например, вода и сероводород – угловая, метан – тетраэдрическая, аммиак – пирамидальная. Возможные вопросы учащихся обращайтесь в свою пользу: «Химия – наука сложная, но очень интересна. В дальнейшем мы обязательно выясним, почему молекулы имеют различную форму».

Своеобразным мостиком перехода от рассмотрения вещественных к символическим моделям (химическим формулам) является компьютерное моделирование молекул.

Существует достаточно много прикладных программ, позволяющих построить трехмерные модели молекул с возможностью их вращения, визуализировать пространственное строение и геометрическую форму, трансформировать один вид модели в другой (шаростержневую в объемную или скелетную и обратно), показать распределение электронной плотности и т.д. Освоение школьниками таких программ полезно не только с точки зрения изучения химии, но и формировании ИКТ-компетенций, как метапредметных навыков деятельности.

Одним из самых распространенных и удобных инструментов, позволяющих конструировать 3D-модели молекул, является пакет химических приложений ChemOffice (ChemBioOffice, ChemBioUltra, ChemBio3D, ChemBio3D Ultra), разработанный специалистами Массачусетского университета (рис. 3). С помощью программы можно рисовать структурные формулы веществ, визуализировать объемные модели молекул и орбиталей, импортировать формулы и изображения в тексты и презентации, решать множество других задач. Учитель рекомендует учащимся установить на домашний ПК выбранную программу 3D-моделирования, освоить ее на примерах простейших веществ: вода, метан, углекислый газ. Не забывайте о необходимости соблюдать законодательство об использовании лицензионного программного обеспечения!

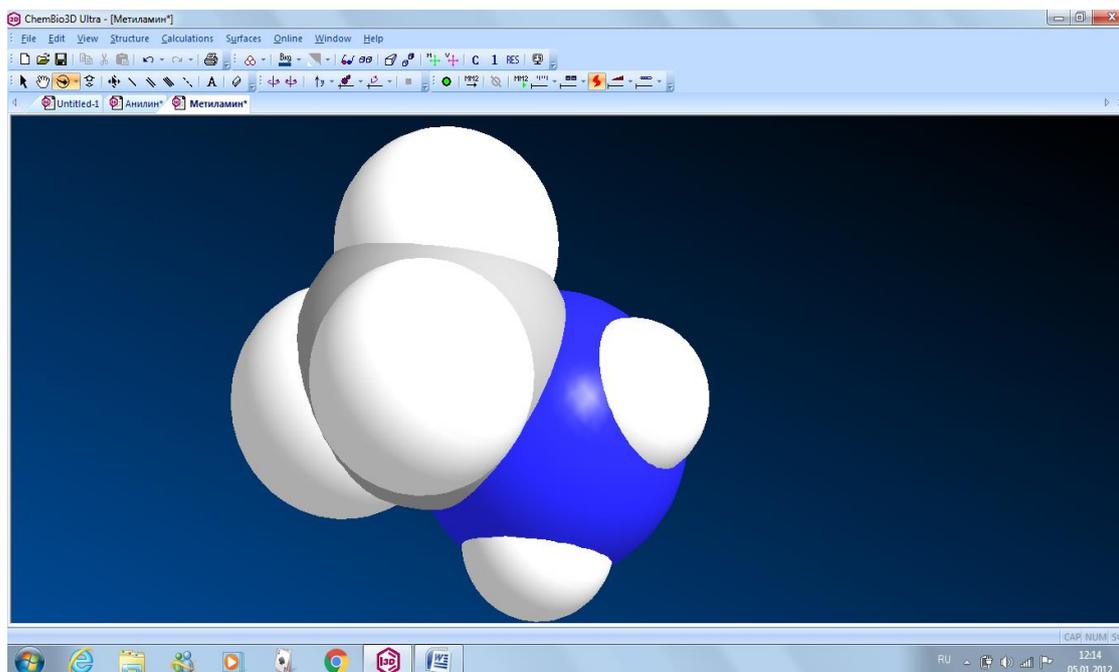


Рис. 3. Скриншот экрана с моделью молекулы метиламина, построенной в программе ChemBio3D Ultra

Работа с материальными и компьютерными моделями молекул развивает пространственное мышление учащихся, необходимое при изучении химии.

3. Агрегатные состояния веществ

В целом представление об агрегатных состояниях веществ у восьмиклассников уже сформировано. Следует избегать в ходе урока «объяснение» прописных истин, давно известных ребятам, как подачу «нового знания», дабы не превратить занятие в дежавю предмета «Окружающий мир» начальной школы. **Цель урока** — научить использовать справочную литературу (информацию) для определения агрегатного состояния веществ и закрепить знания о переходах из одного агрегатного состояния в другое.

При объяснении нового материала можно оттолкнуться от понятия «свойства веществ», рассмотренного на предыдущем уроке. Как было ранее сформулировано, свойства веществ – это признаки, по которым одни вещества отличаются от других. В лексиконе естественнонаучных дисциплин под термином «свойства», как правило, подразумеваются свойства химические и физические.

К физическим свойствам веществ относят температуры плавления и кипения, плотность, растворимость (например, в воде), цвет, запах, электропроводность, теплопроводность и др. Одним из важнейших физических свойств является также **агрегатное состояние** вещества. Несмотря на то, что большинство веществ способны существовать в газообразном, жидком и твердом состояниях, по умолчанию агрегатное состояние констатируют при температуре 20°C (293K) и давлении 760 мм рт. ст. (1 атм., 101,3 кПа). Это так называемые *стандартные*

условия. Поэтому вполне корректно считать кислород – газом, уксусную кислоту – жидкостью, а хлорид натрия – твердым веществом.

Определить агрегатное состояние вещества можно по другим его физическим свойствам – температурам кипения и плавления, найденным в справочной литературе или других источниках информации. Для закрепления этого умения можно предложить определить агрегатное состояние веществ на основании данных таблицы 1. Не беда, что названия приведенных соединений ребятам, скорее всего, не известны, более того, это нужно для того чтобы агрегатное состояние определялось на основании констант, а не жизненного опыта.

Таблица 1

Агрегатные состояния некоторых веществ

Название вещества	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Агрегатное состояние
Бензол	5,5	80,1	
Аммиак	-77,7	-33,3	
Ртуть	-38,8	356,7	
Галлий	29,8	2204	
Муравьиная кислота	8,6	100,7	
Фосфорная кислота	42,4	158,0	
Циановодород	-13,4	26,7	
Хлороводород	-114,2	-85,1	

Подчеркнём для начинающих учителей тот факт, что циановодород, который мы ассоциируем с газообразным веществом, на самом деле является легкокипящей жидкостью, а ортофосфорная кислота, по умолчанию воспринимаемая как жидкость, на самом деле твердое вещество. А вот фтороводород располагается на условной границе раздела газов и жидкостей: его температура кипения 19,5°С. Поэтому в Википедии, например, его агрегатное состояние указано как «газ или подвижная жидкость».

В таблице 1 для работы на уроке физические константы веществ уже приведены. В качестве домашнего задания можно предложить продолжить заполнение таблицы, указав только 6-7 названий веществ. Их температуры кипения и плавления учащиеся должны найти самостоятельно.

Учителю нужно быть готовым к тому, что кто-то из ребят скажет, что существует и четвертое агрегатное состояние вещества – *плазма*. Характеризовать плазму на данном этапе изучения химии рано, ведь плазма является частично или полностью ионизированным газом и обычно возникает при очень высокой температуре. В земных условиях плазма достаточно экзотична, она образуется, например, в газовых разрядах. Однако это самое распространённое агрегатное состояние вещества во Вселенной. В этом состоянии находится вещество звёзд содержащее межпланетного, межзвёздного и межгалактического пространства.

Строго ограничивать число возможных агрегатных состояний вещества цифрой 4 тоже нельзя. Существуют и иные формы существования материи, с которыми ребята, выбравшие естественнонаучное направление дальнейшего обра-

зования, встретятся в вузе: сверхкритическая жидкость, кварк-глюонная плазма, глазма и др.

Рассмотрение агрегатных состояний веществ можно сопровождать заполнением таблицы 2.

Таблица 2

Характеристика агрегатных состояний вещества

Характеристика	Агрегатное состояние		
	Газообразное	Жидкое	Твердое
Расстояние между частицами	Расстояние между частицами в несколько раз больше размеров самих частиц	Свободного пространства между частицами немного	
Взаимодействие частиц	Слабо притягиваются друг к другу	Взаимодействие между частицами велико, что не позволяет им отрываться друг от друга	
Движение частиц	Хаотически движутся с большими скоростями	Перемещаются (броуновское движение)	Расположены в строго определенных точках пространства, малоподвижны, совершают колебательные движения
Наличие формы	Не имеют	Не имеют (в невесомости – состоянии свободного падения принимают форму шара)	Имеют форму
Занимаемый объем	Занимают весь сосуд, в котором находятся	Имеют объем	Имеют объем
Свойства	Сжимаемы, при нагревании (при постоянном давлении) объем газов увеличивается	Практически несжимаемы, текучи (одни слои жидкости способны перемещаться относительно других)	Нетекучи и несжимаемы
	Вещества в любом агрегатном состоянии при нагревании расширяются (за редким исключением)		

В результате для любого из трех основных агрегатных состояний вещества учащиеся должны без затруднений давать характеристику по плану:

- положение молекул упорядочено/не упорядочено;
- взаимодействие между молекулами сильное/слабое;
- расстояние между молекулами большое/маленькое;
- обладают / не обладают текучестью;
- сжимаемы / не сжимаемы;

- сохраняют / не сохраняют форму;
- сохраняют / не сохраняют объём.

По усмотрению учителя в сильных классах для твердых веществ можно упомянуть возможность существования в двух состояниях – кристаллическом и аморфном. Приводятся примеры тех и других веществ, их демонстрация. Рассматривая расположение частиц в кристаллических веществах, придется ввести понятие «кристаллическая решетка». При этом следует упомянуть, что более подробно понятие «кристаллическая решетка» будет изучаться позже.

Характерные свойства веществ в различных агрегатных состояниях находят практическое применение, что можно продемонстрировать с использованием таблицы 3.

Таблица 3

**Использование физических свойств веществ
в разных агрегатных состояниях**

Агрегатное состояние	Свойство	Области применения
Газообразное	Сжимаемость	Накачивание шин транспортных средств (при накачивании шины ее объем не изменяется, а число молекул увеличивается, поэтому внутри шины возрастает давление). Устройства с пневматическим приводом
	Расширение (увеличение объема) при нагревании (при постоянном давлении)	Проверка приборов для получения газов на герметичность (демонстрация опыта)
Жидкое	Текучесть	Переливание жидкости из одного сосуда в другой. Заполнение жидкостями систем отопления, охлаждения двигателей, перекачка нефти по трубопроводам и др.
Твердое	Сохранение формы	Изготовление различных предметов, которые имеют постоянную форму

Второй важный элемент содержания урока – названия и сущность переходов из одного агрегатного состояния в другое. Не следует путать эти физические явления с более широким понятием – *фазовыми переходами*. Точно так же, как не тождественны понятия *фаза* и агрегатное состояние.

Опыт работы в вузе показывает, что даже студенты младших курсов затрудняются объяснить термины *сублимация*, *десублимация*, *возгонка*. По этой причине учителю рекомендуется акцентировать внимание на переходах из твердого агрегатного состояния в газообразное и обратно. Целесообразно продемонстрировать эффектный опыт возгонки бензойной кислоты или иода (под колоколом в вытяжном шкафу!).

В сильных классах учитель может подчеркнуть, что существуют вещества, которые невозможно перевести в жидкое или газообразное состояние, в частно-

сти потому, что при нагревании они разлагаются (из знакомых учащимся веществ в качестве примера приведите мел – карбонат кальция).

4. Физические явления – основа разделения смесей в химии

Цель урока состоит в закреплении умения различать физические и химические явления, чистые вещества и смеси, классифицировать смеси и составляющие их вещества по признаку агрегатного состояния, устанавливая причинно-следственные связи между физическими свойствами веществ смеси и способами их разделения.

Материал, касающийся чистых веществ и смесей, массовой доли компонентов в смеси, понятия «примеси» и их массовой доли, способов разделения смесей, основанных на различии в физических свойствах компонентов – один из наиболее практико-ориентированных в курсе химии 8 класса. Изучение материала рекомендуется проводить на примерах реальных смесей и растворов, встречающихся в повседневной жизни и так или иначе знакомых школьникам. Это природные и минеральные воды, нефть и нефтепродукты, воздух, природный и попутный нефтяной газы, кулинарные смеси, растворы, используемые в медицине, быту и кулинарии.

Изучение нового материала учитель может начать с актуализации знаний учащихся о веществах, проводя беседу по следующим вопросам:

- Что такое вещество?
- Чем отличается одно вещество от другого?
- Чем обусловлено различие в свойствах веществ?

Обобщая ответы учащихся, учитель формулирует вывод о том, что для каждого вещества характерны определенные свойства и определенный состав. На основе данного вывода формулируется определение понятия «чистое вещество».

Чистое вещество – вещество, имеющее присущий только ему набор постоянных свойств, обусловленных определенным составом.

Учитель подчёркивает, что в повседневной жизни мы редко встречаемся с чистыми веществами. Это дистиллированная вода, сахар, ртуть (в термометре), марганцовка (перманганат калия) в аптечке. Значительно чаще физические тела, окружающие нас, состоят из **смесей**, содержащих два или более индивидуальных вещества, называемые **компонентами смеси**.

Далее рассматривается состав природных смесей (воздуха, природного газа, нефти, минеральных вод).

Не будет лишним отметить, что воздух необходим не только для жизнедеятельности живых организмов. Благодаря входящему в его состав кислороду он используется в различных промышленных процессах (горение топлива, выплавка металлов из руд, получение многих веществ). Воздух является сырьем для получения кислорода, азота, благородных газов, хладагентом, тепло-, электро- и звукоизоляционным материалом. Сжатый воздух используют в различных пневматических устройствах (в том числе в шинах и в распылительных аппаратах).

Кроме воздуха, одной из важнейших природных газообразных смесей является природный газ. Основной компонент природного газа – метан, молекула которого состоит из одного атома углерода и четырех атомов водорода (учитель просит учащихся записать его формулу). Метан используют как топливо (в жилых домах, на электростанциях, металлургических и других предприятиях) и сырье для химической промышленности. Важно обратить внимание на правила безопасного обращения с бытовым и сжиженным газом.

Демонстрация коллекции бытовых смесей или обсуждение проблемы чистого и пыльного воздуха позволят прийти учащимся к выводу о возможности ещё одной *классификации смесей: гомо- и гетерогенным*.

Далее учитель формулирует проблемный вопрос, который предваряет параграф учебника: «Каждое вещество характеризуется индивидуальными свойствами. Сохраняются ли эти свойства в смесях веществ?».

Ответ на этот вопрос предлагается дать после выполнения лабораторного опыта №4, описанного в параграфе.

Далее проводится объяснение материала по способам разделения гетерогенных и гомогенных смесей. Обсуждаются вопросы: какой способ разделения смесей лучше использовать для каждого конкретного случая? На чем он основан? Сохраняют ли физические свойства вещества в смеси?

Для закрепления учебного материала учащимся предлагается заполнить таблицу 4.

Таблица 4

Разделение некоторых смесей

Пример смеси	Гомогенная или гетерогенная	Способ разделения смеси
Древесные опилки + порошок алюминия		
Поваренная соль + вода		
Глина + вода		
Растительное масло + вода		

Для одного или нескольких способов разделения смесей предлагается заполнить таблицу практического применения данного способа в различных областях деятельности (табл. 5).

Таблица 5

Примеры использования способов разделения смесей

Способ разделения	Области применения	Примеры	Агрегатные состояния компонентов
Фильтрация	В быту		
	В медицине		
	В технике		
	В военном деле		
	В природе		
Отстаивание и т.д.			

5. Атомно-молекулярное учение. Химические элементы

Тема «Атомно-молекулярное учение» в той или иной степени рассматривается в курсе физики 7 класса, поэтому часть понятий учащимся уже знакома. **Целью данного урока** является актуализировать знакомые ребятам понятия в интерпретации предмета химии, а также сформировать представление о веществах молекулярного и немолекулярного строения, простых и сложных веществах, аллотропии и её причинах.

Свойства веществ определяются, в первую очередь, их составом и строением, т.е. «внутренним устройством». Размышления философов древности о строении материи привело к созданию атомистической теории, а затем атомно-молекулярного учения.

Около 2400 лет назад в трудах греческого философа Демокрита появилось слово «атомос», что значит «неделимый». Так он назвал мельчайшие частицы материи, которые не могут дробиться далее.

Атомы – это мельчайшие химически неделимые частицы, из которых состоят вещества.

Необходимо пояснить словосочетание «химически неделимые»: разрушить атомы в результате химических превращений нельзя.

Все ли атомы одинаковы? Конечно, нет! Сторонники атомно-молекулярного учения полагали, что атомы различаются по размерам и форме. Современная наука также классифицирует атомы по их строению на группы. Каждая такая группа (совокупность) одинаковых атомов называется **химическим элементом**. Разновидностей атомов не так много. На сегодняшний день их известно 118, т.е. существуют 118 химических элементов.

В природе обнаружено 90 (по некоторым данным 94) различных химических элементов. Остальные элементы не встречаются ни на Земле, ни в космосе, их получают искусственно.

Учитель подчёркивает, что каждый элемент имеет своё название. С начала XIX в., когда в химии сформировалось понятие «химический элемент», названия элементам стали давать на латыни, чтобы ученые разных стран могли понимать, о каком именно элементе идет речь. Так элемент, который мы называем «олово», по-немецки называется *zinn*, а по-английски – *tin*. Латинское же название этого элемента – *Stannum* (*станнум*). Традиция обязательно присваивать вновь открываемым элементам латинские названия сохранилась и до наших дней. Так, латинское название искусственно полученного во второй половине XX в. элемента дубния – *Dubnium* (*дубниум*).

Пожалуй, ни один другой предмет кроме географии до начала изучения химии не оперирует таким большим числом названий химических элементов. Это объясняется достаточно подробным изучением различных оболочек Земли: литосферы, гидросферы, атмосферы, биосферы. Хорошее знание географии помогает учащимся запомнить названия как минимум 20 химических элементов. Учитель спрашивает ребят, названия каких химических элементов они знают и при изучении каких оболочек Земли эти элементы упоминались.

Далее учитель подчёркивает, что изолированные атомы, их строение – предмет изучения физики. Химия же изучает вещества, а лишь немногие веще-

ства состоят из отдельных атомов. Это благородные (или инертные) газы: гелий, неон и др. Большинство веществ образовано путем соединения атомов между собой, т.е. путем образования химических связей между атомами. Тем не менее, знание строения атома необходимо химикам для понимания свойств веществ.

Некоторые вещества состоят из нескольких или множества соединенных между собой химическими связями одинаковых атомов. К таким веществам относятся, например, кислород, водород, озон, графит, алмаз, железо и др. Вводится понятие *простого вещества*.

Мельчайшие частицы некоторых веществ представляют собой совокупность нескольких атомов, связанных между собой. На данном этапе изучения химии допускается следующее определение молекулы.

Молекула – это мельчайшая частица вещества, определяющая его свойства и состоящая из атомов.

Из приведенных примеров простых веществ подобное строение имеют кислород (молекула состоит из двух атомов кислорода), водород (молекула состоит из двух атомов водорода), озон (молекула состоит из трех атомов кислорода). Вводится понятие веществ *молекулярного строения*.

Существуют вещества, которые состоят не из молекул, а из множества связанных между собой атомов. Среди приведенных примеров простых веществ подобное строение имеют алмаз, графит, железо. Вводится понятие веществ *немолекулярного — атомного строения*.

Учитель задает проблемный вопрос: «Число простых веществ (более 400) значительно превышает число известных химических элементов (118). Почему?»

Вводится понятие *аллотропии, аллотропных модификаций* или *видоизменений*.

Среди приведенных выше шести примеров простых веществ есть две пары аллотропных модификаций: кислород-озон, алмаз-графит.

При наличии возможности с помощью электрофорной машины из кабинета физики учитель получает озон. Приглашённые два ученика-эксперта сообщают классу об ощущении запаха озона, образовавшегося при электрическом разряде. После демонстрации моделей кристаллических решеток графита и алмаза (все-таки без понятия кристаллической решетки обойтись не удастся) обсуждаются причины аллотропии.

Затем вводится понятие *сложного вещества*. При объяснении материала используются модели молекул – предметные или цифровые. Учитель отмечает, что все продемонстрированные модели описывают «устройство» сложных веществ молекулярного строения.

Существуют ли сложные вещества немолекулярного строения? Конечно. Часть из них состоят из атомов различных элементов. Целесообразно продемонстрировать модель кристаллической решетки оксида кремния, не приводя формулы вещества, а лишь обращая внимание на различный цвет «атомов» кремния и кислорода.

Однако помимо атомов, связанных друг с другом в определенном порядке, сложное вещество немолекулярного строения может состоять из частиц, называемых *ионами*. Дается определение ионов как положительно или отрицательно

заряженных частиц, образованных атомами или группами атомов. Демонстрируется модель кристаллической решетки хлорида натрия. В сильных классах учитель может упомянуть термины *катион* и *анион*, которые, возможно, уже знакомы ребятам из курса физики (в зависимости от используемого УМК).

Очень важно для ребят уже на первом этапе изучения химии научиться различать, в каких случаях употребляется название химического элемента, а в каких – название соответствующего простого вещества. Для учащихся это различие трудно уловимо, поскольку оно кроется в смысловом содержании, а не в построении фразы. Сравните два выражения: «В состав воздуха входит кислород» (простое вещество), «В состав воды входит кислород» (химический элемент). Потренируйте ребят в ответах на вопрос, о чем – химическом элементе или простом веществе – идет речь в следующих высказываниях:

- в яблоках много железа;
- зубная паста с фтором;
- железо использовалось для изготовления наконечников стрел;
- впервые фтор был получен Анри Муассаном;
- в горах ощущается нехватка кислорода;
- азот не поддерживает горение;
- азот входит в состав многих минеральных удобрений.

Финал урока – формулировка основных положений атомно-молекулярного учения как итог рассмотренного материала.

6. Знаки химических элементов. Периодическая таблица Д.И. Менделеева

На данном уроке происходит первое знакомство учащихся с периодической таблицей Д. И. Менделеева. Поскольку данный материал даётся до изучения строения атома **урок преследует цель** освоения учащимися лишь основных структурных элементов периодической таблицы: *период*, *группа*, *главная* (или А-группа) и *побочная* (или Б-группа) *подгруппы*. От них требуется умение быстро отыскать любой из 19 элементов, указанных в таблицах 2 и 3 параграфа, в периодической таблице, уметь описать его расположение (период, группа, подгруппа) и выполнить обратное задание, т.е. найти элемент по его положению в периодической таблице.

Основной структурный элемент периодической таблицы – клетка (ячейка), где отражена информация об определенном химическом элементе: его знак, название, порядковый (атомный) номер.

На этом и последующих уроках для организации фронтальной работы можно использовать карточки, на которых записаны: 1) порядковые (атомные) номера элементов, знаки которых учащимся уже известны; 2) знаки химических элементов. Применение таких карточек способствует организации работы как всего класса, так и каждого учащегося, позволяет учителю оперативно выявить

ребят, которые испытывают трудности при выполнении того или иного задания, и вовремя оказать им необходимую помощь.

Фронтальную работу с карточками можно проводить по следующим заданиям:

- Найдите и назовите элементы, порядковые номера которых 11, 8, 14, 20, 17, и укажите, металл это или неметалл.
- Определите порядковые номера элементов калия, серы, углерода, меди, железа и укажите, металл это или неметалл.
- Определите порядковые номера элементов, произношение знаков которых: «эс», «пэ», «цэ», «аш», и укажите, металл это или неметалл.

Учитель говорит учащимся, что каждая группа периодической таблицы делится на две подгруппы: главную (А-группу) и побочную (Б-группу). Затем предлагает использовать простой прием, с помощью которого можно различить главную и побочную подгруппы одной группы: все элементы второго периода и расположенные строго под ними или над ними (водород и гелий) находятся в главных подгруппах. Все остальные элементы находятся в побочных подгруппах. Например, главную подгруппу I группы составляют водород, литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций, а побочную – медь, серебро, золото и ртуть.

Учитель сообщает учащимся о том, что в таблице Д.И. Менделеева периоды подразделяются на *большие* и *малые*. Отработку материала можно выполнять по заданиям типа:

- Перечислите названия всех элементов второго (третьего, четвертого) периода.
- Опишите положение в периодической таблице следующих химических элементов: углерода, ртути, свинца, железа и т.д.
- Определите название элемента по его положению в периодической таблице: четвертый период, главная подгруппа II группы; пятый период, побочная подгруппа VI группы и т.п.

Ознакомьтесь с этимологическими началами названий химических элементов учащиеся могут, заслушав сообщения одноклассников: «Названия химических элементов, связанные со свойствами образованных ими простых веществ», «Названия химических элементов, связанные с мифологическими персонажами», «Названия химических элементов, связанные с географическими названиями», «Названия химических элементов, связанные с названиями небесных тел», «Названия химических элементов, связанные с именами великих ученых».

При изучении параграфа нужно попытаться предотвратить извечную путаницу в знаках трех пар химических элементов: калий-кальций, магний-марганец, фосфор-фтор. У каждого учителя на этот счет есть собственные методические приемы, мнемонические правила. Кроме того, с введением марганца можно поиграть до тех пор, когда ребята хорошо запомнят знак магния.

Если позволит время, целесообразно обратить внимание учащихся на химические элементы, названия которых и произношение знаков различны. Часть из этих элементов приведены в таблицах 2 и 3 учебника, остальные встретятся

впервые для ознакомления. Такую работу можно провести в виде тестового задания на сопоставление.

Соотнесите произношение знака химического элемента с его названием.

Произношение	Химический элемент
1. Аргентум	А. Железо
2. Феррум	Б. Кремний
3. Купрум	В. Серебро
4. Силициум	Г. Ртуть
5. Гидраргирум	Д. Медь

Ответ:

Вторая важная **цель урока** – объяснение сложной для понимания темы «**Относительная атомная масса элемента**. При введении этого понятия, естественно, на данном этапе не следует упоминать об изотопах углерода. Данное уточнение следует сделать позже, при изучении изотопов в §30.

По физическому смыслу относительная масса – величина безразмерная, она показывает, во сколько раз «одно тяжелее другого».

Учитель обращает внимание учащихся на тот факт, что для школьных расчетов относительные атомные массы всех элементов принято округлять до целых, и лишь для одного элемента сделано исключение – это хлор, относительная атомная масса которого берется равной 35,5. Очень распространенная ошибка – округление (причем неверное!) этой величины до целых, т.е. 35. Учителю следует обратить внимание на то, что очень часто учащиеся используют в расчетах неверные относительные атомные массы алюминия (26 вместо 27), меди (63 вместо 64), серебра (107 вместо 108).

Следует призвать ребят к тому, чтобы они запомнили относительные атомные массы, по меньшей мере, тех химических элементов, которые приведены в таблицах 2 и 3.

7. Химические формулы

Цель урока состоит в формировании знания учащихся о химической формуле как отражении качественного и количественного состава вещества; закреплении понятия «относительная атомная масса» и формировании на его основе понятия «относительная молекулярная масса»; освоении навыка расчета массовой доли элемента в сложном веществе.

Обратите внимание на то, что умения составлять формулы веществ на данном уроке не требуется. Формулы простых и сложных веществ даются «по факту» и затем рассматривается информация, которую химическая формула несет: произношение символьной записи, качественный и количественный состав вещества, соотношение числа атомов каждого элемента. Уделите внимание индек-

сам, которые показывают число как отдельных атомов, так и атомных групп в соединении. При этом обязательно отметьте, что индекс, указывающий число атомов элемента, произносится как числительное (два, три и т.д.), а индекс, указывающий число атомных групп, заключенных в скобки, – как наречие (дважды, трижды и т.д.). Сразу постарайтесь добиться понимания того, что для подсчета например числа атомов кислорода в формульной единице $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ необходимо перемножить индексы 2 и 3.

Без понимания сути информации, заложенной в формуле вещества, не освоить следующее умение – расчет *относительной молекулярной массы*.

Учащиеся должны научиться уверенно рассчитывать относительные молекулярные массы веществ не только простого, но и более сложного состава, например, карбоната аммония, нитрата алюминия, сульфата железа (III). Параллельно нужно призывать ребят запомнить относительные атомные массы двадцати изученных элементов.

На данном уроке допускается познакомить учащихся с таблицей относительных молекулярных масс неорганических веществ и объяснить правила пользования ею. Однако не торопитесь на первых порах постоянно использовать таблицу: это может помешать формированию навыка самостоятельного расчета относительной молекулярной массы.

По мере усложнения материала к вопросу расчета относительных молекулярных (и молярных) масс придется возвращаться неоднократно. В сильных классах учитель может подчеркнуть, что по единым принципам рассчитываются относительные молекулярные массы более сложных соединений: органических, комплексных, кристаллогидратов. Формулу вещества ученик может видеть впервые в жизни, названия его не знать, но относительную молекулярную массу должен уметь подсчитать.

$$M_r(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60$$

$$M_r(\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]) = 3 \cdot 23 + 1 \cdot 59 + (1 \cdot 14 + 2 \cdot 16) \cdot 6 = 404$$

$$M_r(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 + 2(2 + 16) = 172$$

Точно так же рассчитываются относительные молекулярные массы заряженных частиц – ионов:

$$M_r(\text{SO}_4^{2-}) = 32 + 4 \cdot 16 = 96$$

$$M_r(\text{NH}_4^+) = 14 + 4 = 18$$

Рассмотренные примеры показывают, что понятие «молекулярная масса» применимо к веществам как молекулярного, так и немолекулярного строения.

Вторая часть урока посвящается расчету массовой доли элемента в сложном веществе.

Очень часто при расчете массовой доли элемента учащиеся забывают в числителе умножить относительную атомную массу на число атомов данного элемента n . Еще одна распространенная ошибка – неверный подсчет числа атомов элемента, записанного в химической формуле дважды. Например, в формульной единице нитрата аммония NH_4NO_3 два атома азота.

Массовая доля «последнего» элемента удобно рассчитывать по разности: 100% минус сумма массовых долей всех остальных элементов. Правда, в этом

случае теряет смысл проверка правильности решения задачи суммированием массовых долей элементов (сумма должна быть равна 100%). Отсюда опасность возникновения арифметической ошибки.

В предпрофильных и сильных классах учитель может предложить обратные задачи — нахождение формулы вещества по массовым долям элементов.

Существует несколько способов решения задач на нахождение простейшей формулы вещества. Сущность первого способа – расчет соотношения индексов и перевод этого соотношения в целочисленные значения. Алгоритм решения в этом случае таков.

1. Обозначить формулу вещества с помощью индексов x , y , z и т.д. по числу элементов в молекуле.

2. Если в условии не дана массовая доля одного элемента, вычислить ее по разности 100% минус массовые доли всех остальных элементов.

3. Найти отношение индексов $x : y : z$ как отношение частных от деления массовой доли элемента на его относительную атомную массу. Привести частные от деления к отношению целых чисел. Определить простейшую формулу вещества.

Пример 1

Определите формулу вещества, содержащего 39,6% калия, 27,9% марганца и 32,5% кислорода.

Дано:

$$\begin{aligned} w(\text{K}) &= 39,6\% \\ w(\text{Mn}) &= 27,9\% \\ w(\text{O}) &= 32,5\% \end{aligned}$$

Формула - ?

1. Обозначим формулу вещества $\text{K}_x\text{Mn}_y\text{O}_z$.
2. Сумма массовых долей элементов составляет 100%.
3. Найдем отношение индексов $x:y:z$

$$x:y:z = \frac{w(\text{K})}{A_r(\text{K})} : \frac{w(\text{Mn})}{A_r(\text{Mn})} : \frac{w(\text{O})}{A_r(\text{O})} = \frac{39,6}{39} : \frac{27,9}{55} : \frac{32,5}{16} = 1,02 : 0,51 : 2,03$$

Приведем отношение индексов к отношению целых чисел. Меньшее из полученных чисел 0,51. Разделим все три частных от деления на это число:

$$x:y:z = \frac{1,02}{0,51} : \frac{0,51}{0,51} : \frac{2,03}{0,51} = 2 : 1 : 4.$$

Получили отношение целых чисел, которые и принимаем за индексы иско-мой формулы.

Ответ: K_2MnO_4

Предложенный выше способ таит в себе одну опасность: отношение массовой доли элемента к относительной атомной массе ни в коем случае нельзя округлять, следует брать его с точностью не менее трех значащих цифр.

Пример 2

*Содержание хрома в оксиде составляет 68,4%.
Определите формулу оксида.*

Дано:

$$w(\text{Cr}) = 68,4\%$$

Формула - ?

1. Обозначим формулу оксида хрома Cr_xO_y .
2. Найдем массовую долю кислорода в оксиде:

$$w(\text{O}) = 100\% - w(\text{Cr}) = 100\% - 68,4\% = 31,6\%$$

3. Найдем отношение индексов $x : y$

$$x:y = \frac{w(\text{Cr})}{A_r(\text{Cr})} : \frac{w(\text{O})}{A_r(\text{O})} = \frac{68,4}{52} : \frac{31,6}{16} = 1,32 : 1,98 = \frac{1,32}{1,32} : \frac{1,98}{1,32} = 1 : 1,5$$

Следует еще раз обратить внимание, что округлять числа 1,32 и 1,98 соответственно до 1 и 2 нельзя!

После деления на меньшее из чисел целочисленных индексов не получилось. В этом случае необходимо умножить полученные индексы на такое целое число, чтобы получилось отношение целых чисел. В данном случае индексы надо удвоить:

$$x:y = 2 : 3$$

Ответ: формула оксида Cr_2O_3 .

Второй способ заключается в нахождении соотношения числа моль атомов каждого элемента в произвольно выбранной массе вещества. Очевидно, что использовать данный способ можно только после введения понятия «моль». Тем не менее, методику решения задачи этим способом мы приведем здесь. Алгоритм решения заключается в следующем.

1. Масса неизвестного вещества принять равной 100 г.
2. Найти массу каждого элемента в 100 г вещества. Очевидно, что она численно равна массовой доле элемента.
3. Найти количество вещества каждого элемента в 100 г вещества.
4. Найти целочисленное соотношение числа моль каждого элемента в веществе.

Пример 3

Массовые доли элементов в веществе равны: водород – 2,56%, кремний – 35,90%, кислород – 61,54%. Определите формулу вещества.

Дано:

$$\begin{aligned}w(\text{H}) &= 2,56\% \\w(\text{Si}) &= 35,90\% \\w(\text{O}) &= 61,54\%\end{aligned}$$

Формула - ?

1. Пусть, масса вещества равна 100 г.

2. Масса водорода в 100 г вещества равна:

$$m(\text{H}) = 100 \text{ г} \cdot 0,0256 = 2,56 \text{ г.}$$

Аналогично

$$m(\text{Si}) = 35,90 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = 61,54 \text{ г}$$

3. Найдем количество вещества атомов каждого элемента.

$$v(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{2,56 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 2,56 \text{ моль}$$

$$v(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{35,90 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 1,28 \text{ моль}$$

$$v(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{61,54 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 3,85 \text{ моль}$$

4. Найдем соотношение числа атомов водорода, кремния и кислорода в формуле вещества.

$$v(\text{H}) : v(\text{Si}) : v(\text{O}) = 2,56 : 1,28 : 3,85 = 2 : 1 : 3$$

Ответ: H_2SiO_3

8. Валентность

Умение составлять формулы веществ – один из ключевых навыков начального этапа изучения химии. К сожалению, это, казалось бы, простое действие не способны осуществить даже многие студенты младших курсов нехимических направлений подготовки вузов. Цели данного урока немногочисленны, но очень важны: научиться определять валентность элементов по формуле вещества и,

напротив, составлять формулы веществ по валентности входящих в их состав элементов.

Методические подходы к последовательности изучения понятий **валентность** и **степень окисления** различны. Авторы придерживаются мнения, что в 8 классе, на начальных этапах изучения химии логичнее отталкиваться от строения атома, вводить понятие степени окисления, составлять формулы веществ по степеням окисления атомов и зарядам ионов, а в последующем, при знакомстве с органической химией, в историческом аспекте давать понятие валентности.

В данном курсе в силу ряда обстоятельств введение понятия «валентность» предшествует рассмотрению строения атома и степени окисления. Поэтому при рассмотрении конкретных примеров рекомендуем учителю оперировать преимущественно веществами молекулярного строения. Весьма кстати окажутся шаро-стержневые модели молекул H_2O , NH_3 , CH_4 , CO_2 . Объемные модели Стюарта-Бриглеба использовать не рекомендуем, поскольку они не позволяют проиллюстрировать число химических связей между атомами.

Алгоритмы составления формул бинарных соединений по валентности элементов и решения обратной задачи даны в материале параграфа.

Обратите внимание учащихся на необходимость указания валентности элемента (с переменной валентностью) в написании и произношении названия вещества: хлорида железа(III), оксид меди(I)

Специальная информация для учителя (для служебного пользования – ДСП, с ребятами это обсуждать не рекомендуется). Специалисты утверждают, что в скобках после названия вещества указывается вовсе не валентность, а... степень окисления атома (по модулю)! Вы никогда не задумывались, почему соединение состава N_2O_5 мы называем оксид азота(V), при этом утверждаем, что максимальная валентность азота равна четырем? Именно потому, что V – это степень окисления азота в данном оксиде.

В некоторых случаях указание на валентность (степень окисления) элемента в названии вещества опускают, поскольку соединения иного состава экзотичны. Например, соль AgF вы назовете фторид серебра, а не фторид серебра(I). Но ведь существует соединение AgF_2 ! Но это тоже «информация ДСП».

В заключение объяснения нового материала учитель формулирует один из основополагающих (но не абсолютных!) законов химии, открытие которого приписывают выдающемуся французскому химику Жозефу Луи Прусту – *закон постоянства состава*.

Небольшую дополнительную информацию для учителя приводим по материалам сайта <https://ruspekhh.ru>.

Жозеф Луи Пруст родился 26 сентября 1754 года в городе Анжер, Франция. Получив свои первые знания по фармацевтике и химии в аптеке отца, продолжать обучение молодой человек направился в Париж. Получив диплом химического университета, в возрасте двадцати одного года стал управляющим аптекой больницы Сальпетриер.

В 1777 г. Жозефа пригласили на кафедру химии и металлургии недавно основанной Королевской семинарии в Вергаре, где он проработал до 1780

г., после чего вернулся в Париж. Спустя пять лет, сам испанский король Карл III пригласил ученого на должность профессора химии Артиллерийской школы в Сеговии.

Далее, в 1789 г. Пруст возглавил кафедру химии в университете Саламанки, а с 1791 г. в течение семнадцати лет руководил кафедрой химии в университете Мадрида. Работая в данной должности и заручившись щедрой финансовой поддержкой со стороны короля, Прусту удалось организовать хорошо оснащенную лабораторию, где ученый собрал ценные коллекции минералов и реактивов. В 1802 г. Пруст выделил из виноградного сока глюкозу. К сожалению, в 1808 г., когда в Испанию вторглись войска Наполеона, лаборатория Пруста и его коллекции были разграблены. Сам Пруст в это время находился во Франции.

Исследования Пруста носили в первую очередь аналитический характер. Ученый проводил количественный анализ солей олова, меди, железа, никеля, сурьмы, кобальта, серебра и золота. Благодаря его опытам удалось значительно расширить сведения об этих металлах и их солях. Также ученый исследовал соли органических кислот и посвятил несколько своих трудов вопросам органической химии. Кульминацией исследований Пруста стало открытие закона постоянства состава. Проведенное им исследование состава различных оксидов, хлоридов и сульфидов металлов и стало основой для открытия закона постоянных отношений.

Среди современников Пруста нашлись ученые, которые пытались оспорить его открытие. Например, известный химик Клод Луи Бертолле на протяжении семи лет вел с Прустом полемику по поводу постоянства состава химических соединений.

Но поскольку измерения Пруста оказались абсолютно точными, дискуссия завершилась в его пользу. Закон постоянства состава признан большинством химиков, став одним из краеугольных камней химической теории. В 1816 г. Пруст был избран членом Парижской академии наук.

В честь Ж.Л. Пруста назван один из минералов серебра с необыкновенно красивыми рубиново-красными кристаллами (рис. 4) – прустит состава Ag_3AsS_3 .



Рис. 4. Минерал прустит

9. Химические реакции

Цель данного урока – закрепление представления учащихся о химических явлениях, знакомство с признаками химических реакций и условиями их протекания, классификация реакций по признаку теплового эффекта.

Прежде всего, отметим, что в ходе изучения материала данного и двух последующих параграфов рекомендуется максимально использовать возможности демонстрационного и лабораторного эксперимента для того, чтобы нивелировать сложность материала эмоциональной составляющей. Даже минимальный набор реактивов в школьной лаборатории позволит организовать полноценный эксперимент. Полное отсутствие реактивов можно компенсировать веществами бытового (сода кальцинированная - карбонат натрия, средство «Крот» - гидроксид натрия, нашатырный спирт), технического (аккумуляторная серная кислота, алюминиевая пудра), медицинского (перманганат калия, сульфат магния, соляная кислота, иод, пероксид водорода), сельскохозяйственного (нитрат аммония, сульфат аммония, известь – гидроксид кальция, медный купорос – сульфат меди (II)), пищевого (поваренная соль - хлорид натрия, пищевая сода – гидрокарбонат натрия, уксусная и лимонная кислоты) назначения.

В процессе проверки домашнего задания учитель делает акцент на одном из основных положений атомно-молекулярной теории, которое устанавливает различие между физическими и химическими явлениями. В этой части урока можно вновь предложить задание на распознавание этих видов процессов, например:

1. Укажите, в каких высказываниях речь идет о физических, а каких - о химических явлениях. Поясните свой выбор.

а) Порошок серы не смачивается водой, поэтому плавает на её поверхности.

б) Сера горит синеватым пламенем.

в) Расплавленная сера соединяется с водородом с образованием ядовитого газа – сероводорода.

г) Углекислый газ собирается на дне стакана и постепенно вытесняет находившийся в нем воздух.

д) При выпаривании раствора соли образуются белые кристаллы.

е) При сливании раствора соды и известковой воды образуется белый осадок.

Возникает вопрос: как различить физические и химические явления? В большинстве случаев химические процессы сопровождаются изменениями свойств реагентов по сравнению с продуктами реакции, которые можно зафиксировать с помощью органов чувств (зрительно, по запаху, наощупь (разогревание или охлаждение), на слух). Эти изменения называют **признаками химических реакций**.

Далее проводится демонстрационный эксперимент или лабораторные опыты по иллюстрации различных признаков химических реакций.

Описание лабораторных опытов проводят в традиционной табличной форме (за исключением столбца «Уравнение реакции») (табл. 6).

Оформление эксперимента по изучению признаков химических реакций

Что делали	Что наблюдали	Выводы

Содержание эксперимента подбирают таким образом, чтобы проиллюстрировать все признаки химических реакций: образование и растворение осадка, выделение газа, изменение цвета, появление запаха. Демонстрационно учитель проводит реакцию нейтрализации кислоты щелочью (без индикатора) с фиксацией разогревания (наощупь и с помощью термометра). В предпрофильных классах по возможности продемонстрируйте взрыв крупинки ацетиленида серебра, сопровождающийся замечательным звуковым эффектом.

Ацетиленид серебра для опыта получают следующим образом. Два лапидных карандаша, приобретенных в аптеке, измельчают в ступке, растворяют в 20 мл воды. К полученному раствору небольшими порциями добавляют нашатырный спирт до полного растворения образующегося вначале серого осадка оксида серебра(I). Через полученный раствор пропускают ацетилен, получаемый в приборе Кирюшкина из карбида кальция и насыщенного раствора поваренной соли (вместо воды, чтобы реакция шла не слишком бурно). Образующийся осадок ацетиленида серебра темно-серого цвета отфильтровывают на бумажном фильтре и на том же фильтре сушат на воздухе. Во влажном состоянии ацетиленид серебра не взрывается, сухой порошок взрывается при ударе или поджигании. Для эксперимента берут порцию ацетиленида серебра размером со спичечную головку и поджигают лучинкой. Эффектный резкий звук очень понравится ребятам. О признаке этой химической реакции предупредите ребят перед опытом, чтобы кто-нибудь не испугался.

Желательно подобрать эксперимент таким образом, чтобы проиллюстрировать *условия протекания реакций*: соприкосновение веществ, нагревание, внесение катализатора (разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца(IV)). При обсуждении эксперимента учитель фиксирует внимание на условиях протекания каждой реакции.

В качестве демонстрационного опыта можно показать горение красного фосфора. Соприкосновение этого вещества с кислородом воздуха не приводит ни к каким видимым изменениям. Реакция начинается только при нагревании – поджигании вещества в ложечке для сжигания (условие протекания реакции), и далее протекает самопроизвольно с выделением теплоты и света. Учитель совместно с учащимися формулирует определение *реакции горения*.

Нетрудно заметить, что горение красного фосфора сопровождается выделением теплоты. Учитель дает понятие *экзотермических реакций*.

Существуют ли реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты? Да, такие реакции называются *эндотермическими*. В качестве демонстрационного эксперимента учитель показывает взаимодействие раствора лимонной кислоты с гидрокарбонатом натрия (пищевой содой). В химический стакан объемом 250 мл наливают 100 мл воды и растворяют 10 г лимонной кислоты (пищевой). Затем термометром измеряют температуру раствора. Не вынимая термометра, неболь-

шими порциями добавляют в стакан соду. Происходит бурное выделение углекислого газа (признак химической реакции). Приглашенный ученик-эксперт наблюдает понижение температуры на 3-4°C.

Поскольку учащиеся знакомятся с признаками и условиями протекания реакций до написания уравнений химических реакций, записи уравнения не требуется. И это хорошо, поскольку формулы используемых реагентов (ацетиленид серебра, лимонная кислота) сложны для начального этапа изучения химии.

10. Химические уравнения

Для того чтобы научить учащихся уверенно записывать уравнения химических реакций потребуется долгая кропотливая работа учителя в течение всего учебного года. Начало этой работе будет положено на данном уроке. **Цель урока** — формирование умений формулировать и объяснять закон сохранения массы веществ и на его основе составлять химические уравнения; экспериментально подтверждать справедливость закона сохранения массы веществ; транслировать информацию, которую несут химические уравнения.

В начале урока учитель проводит фронтальный опрос на тему «Физические и химические явления»: что такое химические явления, или химические реакции, чем они отличаются от физических явлений, что происходит с веществами в результате химических реакций. Далее он просит привести примеры химических реакций, с которыми человек встречается в повседневной жизни, вспомнить (или выполнить упражнения на множественный выбор и соответствие) признаки химических реакций: изменение цвета, выпадение или растворение осадка, выделение газа, появление запаха, выделение или поглощение теплоты и др. Приведем еще один набор вопросов для определения физических явлений и химических реакций:

а) при нагревании в колбе небольшого количества кристалликов йода колба заполняется газом фиолетового цвета;

б) при сливании двух бесцветных прозрачных растворов выпадает осадок белого цвета;

в) при горении дров образуется уголь и сажа;

г) при вскрытии бутылки минеральной воды выделяются пузырьки газа;

д) при опускании в стакан с водой голубых кристалликов медного купороса раствор постепенно окрашивается в голубой цвет;

е) при внесении в колбу с кислородом раскаленной стальной проволоки она ярко светится и разбрызгивает в разные стороны раскаленные искры.

Учащиеся еще раз дают определение химической реакции. Учитель ставит проблемный вопрос: «При химических реакциях вещества изменяются, а атомы остаются без изменения. Сущность химической реакции состоит в образовании новых веществ из тех же самых атомов, из которых состояли реагенты. Означает ли это, что суммарная масса веществ до и после реакции остается неизменной?». По всей вероятности, на основании уже имеющихся знаний и представлений

учащиеся дадут правильный ответ на этот вопрос. С помощью учителя восьмиклассники формулируют закон сохранения массы.

Рекомендуется провести опыт по экспериментальной проверке выполнения закона сохранения массы при проведении химической реакции. Для этого потребуются электронные весы и два стаканчика с реагентами (например, растворы карбоната натрия и хлорида кальция). На чашку весов помещаются оба стаканчика, определяется их суммарная масса до реакции. Содержимое первого стаканчика выливают во второй, фиксируют признак протекания химической реакции, определяют суммарную массу стаканчиков после реакции.

Закон сохранения массы веществ был открыт в 1748 г. Русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым. Позже, в 1789 г., этот закон подтвержден французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье. Ломоносов проводил опыты в запаянных сосудах (ретортах), «дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару», и обнаружил, что «без пропущения внешнего воздуха вес металла остается в одной мере». Результаты этих опытов он сформулировал в виде закона. «Все перемены, в натуре случившиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте».

Затем учитель переходит к объяснению материала, касающегося уравнений химических реакций и информации, которую оно несет.

Для отработки навыка написания химических уравнений учитель предлагает учащимся описание отдельных реакций (плюс по возможности демонстрацию опытов или видеосюжетов) и просит учащихся отразить их «химическим языком», т.е. составить уравнения этих химических реакций. В результате работы уточняется алгоритм подбора коэффициентов к формулам веществ.

а) Если же в ложечке для сжигания поджечь серу, то она загорится синим пламенем, при этом появляется запах оксида серы(IV) SO_2 .

б) Оксид ртути(II) – HgO представляет собой вещество красного цвета. При нагревании красный порошок превращается в подвижную каплю серебристо-белой металлической Hg и выделяется кислород O_2 .

в) При добавлении соляной кислоты HCl к раствору сульфида натрия Na_2S ощущается запах тухлых яиц, характерный для сероводорода H_2S , а в растворе образуется хлорид натрия $NaCl$.

е) если кусочек металлического кальция Ca бросить в воду, начнут выделять пузырьки водорода H_2 , а кальций превратится в гидроксид кальция $Ca(OH)_2$.

В итоге этого этапа урока обобщается информация, которую несут химические уравнения. Уравнения показывают:

- какие вещества вступают в химическую реакцию и какие вещества образуются в результате;
- число молекул (формульных единиц) реагентов и число молекул (формульных единиц) продуктов реакции;

- количество вещества реагентов и продуктов реакции, соответствующее коэффициентам перед их формулами в уравнении и, следовательно, количественные отношения между участниками химической реакции;
- тип химической реакции (эта информация станет мостиком между материалом данного и следующего уроков).

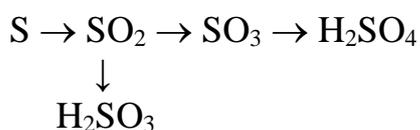
11. Типы химических реакций

Цель урока – формирование умений классифицировать химические реакции по признаку числа и состава продуктов и реагентов; характеризовать роль катализатора в протекании химической реакции; составлять уравнения химических реакций.

Типы химических реакций изучаются сразу после знакомства с химическими уравнениями, поэтому объяснение сопровождается не только демонстрационным экспериментом, но и записями на доске. Поскольку учащиеся только приступили к изучению химических уравнений, эксперимент следует подбирать таким образом, чтобы соответствующие уравнения были относительно не сложными.

Классификация реакций по числу и составу реагентов и продуктов.

Все многообразие *реакций соединения* можно рассмотреть на примере получения сернистой и серной кислот из серы согласно цепочке:



Получение сернистой кислоты проводится в качестве демонстрационного эксперимента.

В ложечке для сжигания веществ поджигают порошок серы. Наблюдают образование белого дыма – оксида серы(IV):



Ложечку с горячей серой опускают в колбу с 20-30 мл воды. По окончании горения встряхивают содержимое колбы. В растворе образовалась сернистая кислота:



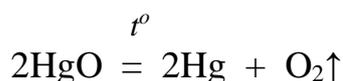
Как можно доказать образование в растворе именно кислоты? К раствору в колбе добавляют 3-4 капли раствора лакмуса, наблюдают изменение окраски индикатора.

На примере указанной цепочки учитель обращает внимание учащихся, что в реакцию соединения могут вступать два простых вещества, простое и сложное вещество, два сложных вещества.

Разнообразие **реакций разложения** можно рассмотреть на примере лабораторных способов получения кислорода - разложением оксида ртути, пероксида водорода, перманганата калия.

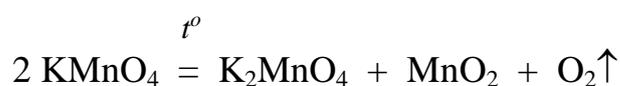
Еще в 1774 г. английский химик Дж. Пристли, используя стеклянную двояковыпуклую линзу (большое увеличительное стекло), направил сконцентрированный ею пучок солнечных лучей на оксид ртути(II) и получил кислород.

На доске или экране – уравнение данной реакции:



Учитель обращает внимание школьников на то, что в реакцию вступило одно вещество, а образовалось два. Эта реакция требует нагревания, поэтому знак температуры ставят в уравнении над знаком равенства. Направленная вверх стрелка после формулы кислорода показывает, что это газ.

В качестве демонстрации реакции разложения учитель показывает получение кислорода из перманганата калия. В пробирку помещают немного порошка перманганата калия, закрывают пробкой с газоотводной трубкой и закрепляют горизонтально в лапке штатива. Конец газоотводной трубки помещают в пустую пробирку. Нагревают перманганат калия в пламени спиртовки. Происходит разложение вещества:



Как доказать, что в пробирке собран газообразный кислород? Вероятно, из курса «Окружающий мир» учащиеся знают ответ на этот вопрос. В пробирку опускают тлеющую лучинку, которая ярко вспыхивает.

На примере изображенных на доске уравнений учитель обращает внимание учащихся, что в качестве продуктов реакции разложения могут вступать два простых вещества, простое и сложное вещество, несколько сложных веществ.

На примере третьей реакции разложения учитель дает классификацию реакций по признаку наличия катализатора.

В химический стакан наливают раствор пероксида водорода. Никаких видимых изменений нет, признаков протекания химической реакции не наблюдается. Однако стоит только добавить в стакан немного порошка оксида марганца(IV), как начинается бурное выделение газа. Аналогично предыдущему опыту с помощью тлеющей лучинки доказывают, что это кислород.



Учитель дает определение катализатора и каталитических реакций.

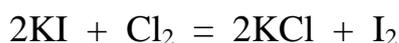
Помимо оксида марганца(IV) (гетерогенный катализ) в качестве катализатора можно использовать растворы иодида калия или хлорида железа(III) (гомогенный катализ), кашицу сырого картофеля или моркови (ферментативный катализ).

Многообразие *реакций замещения* можно рассмотреть на примере общих свойств групп простых веществ, например, металлов или галогенов.

Металлы способны вступать в реакции замещения с оксидами (натрий с водой, алюминотермия), кислотами (цинк с раствором кислоты), солями менее активных металлов (железо с раствором сульфата меди(II)). Все три свойства иллюстрируются демонстрационным экспериментом.

Если за основу взять свойства неметаллов, то проиллюстрировать рассматриваемый тип реакций можно рядом активности галогенов, т.е. их способностью вытеснять менее активный галоген из раствора его соли.

К раствору иодида калия добавляют равный объем хлорной воды. Наблюдают изменение окраски раствора:



Каким образом можно доказать выделение иода? В пробирку добавляют несколько капель крахмального клейстера. Что наблюдается?

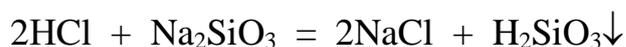
Протекание *реакций обмена* можно рассмотреть на примере взаимодействий, иллюстрирующих два из трех условий протекания реакций ионного обмена (естественно, без упоминания термина «ионный обмен»).

В пробирку наливают 2 мл соляной кислоты и бросают небольшой кусочек мрамора или мела:



С учащимися обсуждается признак протекания химической реакции.

В пробирку наливают 2 мл раствора силиката натрия, добавляют раствор соляной кислоты. Образуется нерастворимая в воде кремниевая кислота



Обсуждается признак протекания данной реакции.

Глава 2. Важнейшие представители неорганических веществ. Количественные отношения в химии

Общие рекомендации по изучению темы

Центральными темами данной главы являются понятия «объемная доля газа в смеси», «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем», «относительная плотность газа», «число Авогадро», «массовая доля вещества в растворе», а также закон Авогадро и расчет по уравнениям химических реакций.

Очевидно, что данный материал достаточно сложен для понимания, в первую очередь, за счет высокой степени абстракции новых понятий. Каждый учитель знает, что этот пресловутый «моль» доставил массу негативных эмоций участникам образовательного процесса с обеих сторон. Кроме того, тема не богата демонстрационным экспериментом, к которому ребята при изучении первой главы уже успели привыкнуть. Для того чтобы пройти этот сложный этап «с минимальными потерями» дадим несколько рекомендаций.

1. Глава начинается со знакомства с важнейшими представителями основных классов неорганических веществ. Первый параграф и вовсе посвящен повторению известного с начальной школы состава воздуха. Это не случайно, поскольку позволяет плавно перейти к изучению ключевых понятий химии, а также начать накопление знаний о химических свойствах отдельных неорганических веществ. Без этого становится проблематичным решение расчетных задач, поскольку для составления химических уравнений не хватает, как говорится, «фактуры». Первые уроки этой темы еще достаточно легко иллюстрировать химическим экспериментом, поэтому не упустите эту возможность.

2. Для доступного объяснения сложных понятий постарайтесь использовать простые аналогии, виртуальные модели, сравнения.

Например, обобщением вопроса взаимосвязи количества вещества с его массой, объемом газа и числом частиц может служить схема 2, которую рекомендуем использовать и на последующих уроках.

Взаимосвязь единиц измерения количества вещества

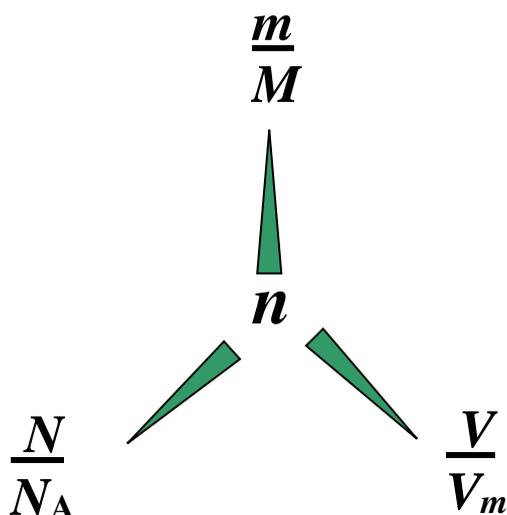


Схема на доске изображается поэтапно. Сначала напишите символ количества вещества, как одной из главных физических величин в химии. Затем изобразите три луча, которые связывают количество вещества с тремя другими, «более понятными» способами измерения вещества. Получилось некоторое подобие логотипа «Мерседеса». Этот факт следует обыграть, чтобы он запомнился учащимся. У вершин лучей изобразите три физические величины, с помощью которых можно рассчитать количество вещества – массу, объем и число частиц, и подчеркните каждую из них. Под чертой запишите аналогичные физические величины, соответствующие одному молю вещества – молярная масса, молярный объем и число Авогадро. Теперь проведенная черта превратилась в черту дроби, а три записи по вершинам лучей – в три формулы, с помощью которых можно рассчитать количество вещества.

3. Сразу после введения понятия «моль» следует производить пересчеты объем газа – масса вещества – число частиц не «напрямую», а с использованием количества вещества. Например, рассчитывать массу 100 л азота (н.у.) рекомендуется не пропорцией, а путем расчета количества вещества азота, а затем вычислением его массы умножением количества вещества на молярную массу. Этот путь и отражает схема 2: количество вещества находится в центре всех расчетов. Такой методический прием предполагает одно дополнительное математическое действие, однако такие «временные затраты» затем с избытком компенсируются при решении более сложных задач.

4. В данной главе продолжается углубление использования понятия «доля» в химии. В дополнение к массовой доле элемента в сложном веществе изучаются объемная доля газа в смеси и массовая доля растворенного вещества.

Особое внимание следует уделить формированию навыков решения задач с использованием понятия массовая доля вещества в растворе. Во-первых, задачи на концентрацию как самостоятельные включены в число заданий единого государственного экзамена по химии, во-вторых, расчет массы растворенного веще-

ства является элементом решения более сложных задач на расчет по химическим уравнениям.

12. Воздух и его состав

Основная **цель урока** – освоение алгоритма действий по вычислению объемной доли компонентов газовой смеси. В параграфе данное умение формируется на примере состава атмосферного воздуха.

В начале параграфа описан опыт Антуана Лорана Лавуазье по изучению состава воздуха. Поскольку материал параграфа не велик, у учителя есть возможность сделать «лирические отступления», в частности, сообщить несколько любопытных фактов из жизни ученого.

1. Лавуазье родился в богатой буржуазной семье. Его отец был известным адвокатом и хотел, чтобы сын пошел по его стопам. Однако Антуана с детских лет привлекали естественные науки. Послушай он отца, научный мир потерял бы в его лице выдающегося исследователя своего времени, которого называют основоположником современной химии. Вывод, обращенный к ребятам: прислушиваться к мнению родителей хорошо, но еще лучше слышать зов своего сердца. Полюбите химию, и она полюбит вас.

2. В возрасте 22 лет Лавуазье представил в Парижской академии наук свою работу «О лучшем способе освещать улицы большого города». Работая над этой темой, для повышения чувствительности зрения молодой человек шесть недель провел в полной темноте. Наука требует жертв! Однако и вознаграждает щедро: за свое исследование начинающий ученый был удостоен золотой медали академии.

3. До 1791 г. Лавуазье был участником Генерального откупа (откупщиком) – особой системы взимания налогов. Это приносило ученому немалые доходы, большую часть которых он тратил на проведение научных исследований. Однако во времена Первой французской республики откупщики попали в немилость как враги молодого государства. Не удалось избежать печальной участи и А.Л. Лавуазье: в 1794 г. он был казнен на гильотине. Историки утверждают, что в ответ на многочисленные обращения передовых людей своего времени о помиловании председатель трибунала заявил: «Республика не нуждается в ученых». Это один из примеров победы мракобесия над здравым смыслом.

По окончании рассмотрения опыта Лавуазье учитель отмечает, что 1/5 часть объёма воздуха, приходящаяся на долю кислорода в его составе, – это лишь приближённая количественная характеристика. Более точно состав воздуха отражает схема (рис. 41 учебника). Организуется беседа по вопросу значения постоянства этого состава для здоровья человека.

Отработка расчётных умений и навыков использования понятия «объёмная доля компонента газовой смеси» проводится с помощью решения нескольких за-

дач: первые 2-3 задачи решаются учениками на доске с помощью учителя, остальные – самостоятельно.

13. Кислород

Цель данного урока заключается в закреплении представлений о физических свойствах кислорода, его распространении и круговороте в природе, а также в формировании начальных представлений о лабораторных способах получения и химических свойствах кислорода.

В качестве девиза к уроку можно взять слова Й.Я. Берцелиуса: «Кислород – это вещество, вокруг которого вращается земная химия». Почему? Учитель выслушивает гипотезы учащихся, а в самом конце урока возвращается к этому вопросу и принимает дополнительную аргументацию.

Продолжая «генеральную линию» на разграничение понятий «элемент» и «простое вещество», учитель просит учащихся пояснить, в каком значении слово «кислород» используется в первых двух абзацах текста параграфа.

Обращаясь к проблемному вопросу параграфа, учитель в ходе фронтальной беседы раскрывает роль кислорода в процессах горения и дыхания.

Рекомендуется дать опережающее задание для отдельных учащихся, которые подготовят к данному уроку небольшие сообщения о кислороде.

Кислород – самый распространённый химический элемент на Земле. Он входит в состав воды (88,9%), которая покрывает 2/3 поверхности земного шара. Массовая доля кислорода в земной коре в составе химических соединений с другими элементами составляет 49%. Элемент кислород входит в состав важнейших органических веществ: белков, жиров, углеводов, нуклеиновых кислот. В тканях растений массовая доля кислорода превышает 40%, в организмах животных – в среднем 65%. Кислород в форме простого вещества является составной частью воздуха (почти 21% по объему).

Кислород - химически активный элемент. В состав половины из более чем 400 тысяч известных в настоящее время неорганических веществ, входит кислород.

Латинское название кислорода – оксигениум – рождающий кислоты. Такое название объясняется тем, что кислород входил в состав почти всех кислот, которые были известны к моменту открытия этого элемента.

Закрепляя понятие аллотропии, учитель просит ребят вспомнить, какое еще простое вещество, кроме кислорода, образует элемент кислород.

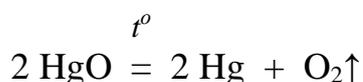
Приведем основные физические свойства кислорода. Возможно, они понадобятся учителю при объяснении нового материала.

Кислород – это газ без цвета, без вкуса, без запаха. Малорастворим в воде. При 0°С в 100 объемах воды растворяется 5 объемов кислорода. Имейте в виду, что в таком общепринятом способе указания раствори-

мости газообразных веществ указываются объем жидкости и объем газообразного вещества. В пересчете этих величин в единицы массы получается, что в 100 г воды растворяется всего 7 мг кислорода. На первый взгляд, это очень мало, тем не менее, растворённым в воде кислородом дышат все водные обитатели. Температура кипения кислорода -183°C . Жидкий кислород – голубая подвижная жидкость, притягиваемая магнитом. При температуре -219°C кислород затвердевает, образуя синие кристаллы.

Характеризуя способы получения кислорода, стоит упомянуть, что в промышленности кислород получают из воздуха, отделяя его от других газов, в первую очередь, от азота. В подробности перегонки сжиженного воздуха на данном уроке вдаваться не стоит, это материал для изучения в 9 классе.

Официально считается, что впервые кислорода был получен английским ученым Джозефом Пристли 1 августа 1774 г. при накаливании оксида ртути:

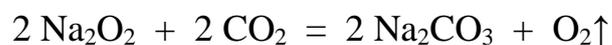


Ученый решил исследовать действия полученного вещества на пламени свечи. Каково же было его удивление, когда под действием этого газа пламя стало ослепительно ярким. Еще больше он был удивлен, когда в струе полученного газа сгорела, разбрасывая искры железная проволока. Мыши, помещенные в сосуд с кислородом, дышали легко, но скоро погибали. Сам ученый попробовал вдохнуть этот газ и отметил, что он «помогает легким дышать».

В качестве демонстрационного эксперимента учитель кислород получают разложением перманганата калия и собирают методом вытеснения воды (как альтернатива методу вытеснения воздуха, показанному на рис. 43 учебника):



В сильных и предпрофильных классах учащимся будет интересно узнать еще об одном необычном способе получения кислорода – взаимодействием пероксида натрия с углекислым газом:



Учитель задает вопрос: каково практическое применение этой реакции? Возможно, кто-то из учащихся догадается, что пероксид натрия используется для получения кислорода из выдыхаемого человеком углекислого газа в замкнутых помещениях: на подводных лодках, орбитальных станциях, космических кораблях. Здесь еще раз стоит подчеркнуть роль химии в жизни человека.

При рассмотрении химических свойств кислорода проводится демонстрационный эксперимент по окислению простых (магния, железа, фосфора, серы, угля) и сложных (углеводородов из газовой зажигалки) веществ. Учащиеся наблюдают процесс горения и сравнивают, как идет взаимодействие углерода, серы, фосфора с кислородом на воздухе и в чистом кислороде.

Круговорот кислорода в природе рассматривается с использованием знаний, полученных на уроках биологии.

В заключение в ходе беседы учитель характеризует области применения кислорода.

14. Оксиды

Цель урока проста, как и содержание параграфа: сформировать представление об оксидах как бинарных соединениях элементов с кислородом. Сопутствующие достижению этой цели навыки – умение составлять формулы оксидов по их названиям (включая валентность элемента) и, напротив, называть оксиды по формулам. Именно этому учитель уделяет основное внимание при объяснении нового материала.

Напоминаем, что на данном этапе изучения предмета давать классификацию оксидов, способы их получения, химические свойства не следует. Отработка материала проводится на заданиях типа приведенных ниже. Использовать формулы пероксидов или фторидов кислорода не следует, поскольку учащиеся пока не умеют определять степени окисления атомов. В задании 2 учитель при необходимости подсказывает валентность элементов с постоянной валентностью.

Задание 1. Из приведенного перечня выберите формулы оксидов и дайте им названия: NH_3 , CuO , P_2O_3 , Mg_2Si , H_2O , SOCl_2 , Mn_2O_7 , Fe_2O_3 , Na_2S , SO_2 .

Задание 2. Напишите формулы следующих оксидов: оксид кальция, оксид лития, оксид марганца(IV), оксид серы(VI), оксид алюминия, оксид фосфора(V).

Краткую информацию об отдельных оксидах могут представить ребята, получившие соответствующее задание на предыдущем уроке. Время сообщения 3-4 минуты, возможно использование коротких презентаций (3-5 слайдов).

Предваряя эту часть урока, учитель говорит, что оксиды – один из важнейших классов неорганических соединений, которые играют заметную роль в химической организации нашей планеты.

Например, оксид водорода H_2O (вода) образует такую важнейшую геологическую оболочку Земли, как гидросфера; оксид углерода(IV) CO_2 (углекислый газ) – составная часть атмосферы. Оксиды кремния и алюминия составляют основную массу земной коры – литосферы. Оксиды других химических элементов, прежде всего металлов, образуют многочисленные минералы и горные породы.

*Однако оксиды – это не только важнейшая составная часть окружающего нас мира, но и источники многочисленных бед, связанных с загрязнением окружающей среды. К таким оксидам относится, например, оксид углерода(II) CO , который имеет красноречивое название – **угарный газ**. Это бесцветный, не имеющий запаха газ, малорастворимый в воде. Он очень ядовит, так как, попадая при дыхании в кровь, прочно соединяется с гемоглобином, который в результате такого превращения теряет способность переносить кислород. При остром отравлении появляется об-*

щая слабость, головокружение, тошнота, сонливость, потеря сознания, возможен летальный исход (даже спустя 3-7 дней). При вдыхании воздуха, содержащего 0,1% угарного газа, человек может внезапно потерять сознание и умереть. Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива. Выхлопные газы автомобилей служат одним из главных источников образования угарного газа в окружающей среде. Ещё один источник угарного газа – сигаретный дым, содержащий 3-6% CO, что превышает в 8 раз его допустимую концентрацию в воздухе промышленных предприятий.

Логично продолжить это вступление информацией об углекислом газе, вызывающем парниковый эффект, оксидах азота и серы – основной причиной возникновения кислотных дождей. Более позитивными получатся сообщения об оксидах кремния и алюминия, составляющих основную массу земной коры – литосферы. Оксид алюминия – это рубины и сапфиры, оксид кремния – горный хрусталь, аметист, оникс, сердолик, агат, а также фарфор, фаянс и керамика.

В сильных и предпрофильных классах можно заслушать сообщение об оксиде азота(I) и оксиде кремния.

***Оксид азота (I)** называют «веселящим газом» из-за своеобразного физиологического действия. Английский химик Хэмфри Дэви устраивал сеансы вдыхания N₂O. Один из его современников оставил красочное описание действия веселящего газа: «Одни джентльмены прыгали по столам и стульям, у других развязывались языки, третьи обнаружили чрезвычайную склонность к потасовке». В последнее время среди молодежи появилось смертельно опасное «развлечение» - подышать веселящим газом. В некоторых клубах и на молодежных «тусовках» его продают в воздушных шариках под названиями «кислородный шарик», «воздух Ибицы» и т.п., утверждая, что это абсолютно безвредная, легальная, доступная, модная, популярная забава. Это не так! Оксид азота(I) вытесняет из легких кислород, заполняя освободившееся пространство. Сначала это вызывает эйфорию и возбуждение, затем в результате кислородного голодания наступают помрачение и потеря сознания. Действие «веселящего газа» приводит к необратимым последствиям для мозга и нервной системы. Он дезорганизует мыслительную деятельность, затрудняет работу мышц, ухудшает зрение и слух. Возможны серьезные психические нарушения, удушье (асфиксия), вплоть до летального исхода.*

*То ли дело **оксид кремния!** Он красив, многолик и безопасен. Вот как писал о нем академик А.Е. Ферсман: «Красивый, пестрого рисунка агат, яркой игры многоцветный опал, чистый песок на берегу моря... красиво ограниченные груды горного хрусталя, таинственный рисунок фантастической яшмы... грубо обработанный наконечник стрелы древнего человека... все это одно и то же химическое соединение элементов кремния и кислорода.»*

Для поддержания связи с ранее изученным материалом, предложите учащимся задачи на расчет массовой доли элемента в оксиде, а также вывод формулы оксида по массовой доле элемента в нем.

Для ребят с математическим складом ума предложите логическую задачу.

Задание. Элемент хром образует несколько оксидов, в которых проявляет валентность два, три и шесть. Составьте формулы этих оксидов. Не производя вычислений, определите, в каком из них массовая доля хрома минимальна, а в каком – максимальна. Поясните свое решение. Подтвердите ответ вычислениями.

15. Водород

Цель урока: познакомить учащихся с наиболее важными физическими свойствами водорода — простого вещества (плотность, нерастворимость в воде, отсутствие цвета и запаха), распространением в природе (первое место во Вселенной), способом его обнаружения (лающий хлопок при поджигании), химическими свойствами (горючесть, взрывоопасность, восстановительные свойства), применением. С учетом «скромного» объёма нового материала у учителя появляется возможность провести полноценный демонстрационный эксперимент, а также закрепить полученные ранее знания по решению расчетных задач на массовую долю элемента и объемную долю газа в смеси.

Учитель или ученик, получивший опережающее задание, знакомят класс с историей открытия водорода, некоторыми другими интересными фактами.

*Первые упоминания о получении горючего газа при действии кислот на металлы встречаются в работах многих химиков (скорее даже не химиков, а алхимиков) в XVI-XVII вв. Первым стал рассматривать водород как химический элемент француз А.Л. Лавуазье, который в 1787 г. установил, что при горении на воздухе этот газ образует воду. Поэтому он дал элементу и соответствующее название *hydrogene* (по-гречески *hydor* – вода, а *gennaio* – рождаю). В середине XIX в. в России утвердилось произношение символа элемента «аш». Длительное время положение элемента водорода в периодической системе было двойственным: его размещали и в I и в VII группах, но по последним рекомендациям ИЮПАК (Международный союз химиков) водород – элемент IA группы».*

На примере водорода в очередной раз отрабатывается различие понятий химический элемент – простое вещество. Учащиеся должны различать сущность термина «водород» в двух фразах: «Массовая доля водорода в земной коре около 1%» и «Объемная доля водорода в воздухе менее 10⁻⁴%».

Характеризуя распространенность водорода во Вселенной, в Солнечной системе, на Земле, рекомендуем учесть следующую информацию. В конце XIX в. Американский геохимик Франк Уиглсуорт Кларк занимался проблемой содержания химических элементов в земной коре. Проведя тысячи экспериментов, проанализировав сотни проб, он обобщил данные по химическому составу горных пород, образующих земную кору до глубины 16 км. Полученные им массовой доле элементов по предложению советского ученого академика Александра Евгеньевича Ферсмана стали называть числами Кларка или **кларками** химических элементов.

Различают массовые кларки (массовая доля элемента в общей массе объекта – земной коры, гидросфере, атмосфере и др.) и атомные кларки (доля атомов элемента в общем числе атомов). И это далеко не одно и то же. Водород – самый легкий химический элемент. Его кларк в земной коре равен примерно 1%, и по этому показателю он занимает 10-е место среди всех элементов. Однако атомный кларк водорода, т.е. доля числа атомов водорода в земной коре по отношению к числу атомов всех элементов, равен 17%, а это уже второй после кислорода показатель. Поскольку роль элемента в природе определяется не столько его суммарной массой, сколько числом атомов, то значение водорода в химических процессах, происходящих на Земле, почти так же велико, как и для кислорода.

По аналогии с кислородом приведем в качестве справочного материала основные физические свойства водорода.

Водород – газ без цвета, без вкуса, без запаха. Малорастворим в воде. При 0°С в 100 объемах воды растворяется 2 объема водорода. Температура кипения водорода -253°С, температура плавления -259°С. Таким образом, водород при атмосферной давлении остается жидким в интервале всего 6°С. Жидкий водород, как и газообразный (в 14,5 раз легче воздуха), имеет очень маленькую плотность: он в 14 раз легче воды. Благодаря очень маленькому размеру молекулы, водород хорошо растворяется некоторых металлах: никеле, паллади, платине, ниобии. Молекулы водорода проникают в кристаллическую решетку этих металлов между образующими ее атомами. Например, в одном объеме палладия растворяется 850 объемов водорода.

Получение водорода проводится путем взаимодействия цинка с соляной кислотой. Возможно использование аппарата Киппа. В этом случае (если этого не было ранее) объясняется устройство и принцип действия аппарата. Собирают газ осуществляют методом вытеснения воды или воздуха. В первом случае акцентируют внимание на малой растворимости газа в воде, во втором – на его минимальной плотности. Проверку водорода на чистоту можно провести дважды: в начале опыта, когда в пробирке содержится также воздух, и спустя некоторое время, в результате чего собранный газ не содержит примеси кислорода воздуха. Обращают внимание на разный звук хлопка при поджигании.

Учитель объясняет термин «гремучий газ», подразумевая при этом смесь водорода и кислорода в объемном соотношении 2:1 или водорода с воздухом 2:5. Учитель спрашивает учащихся, как связаны между собой эти соотношения. Ответ заключается в том, что в 5 объемах воздуха содержится, как уже известно ребятам, примерно один объем кислорода. Кстати говоря, смесь этих газов взрывается не только при данных соотношениях, но в очень широком интервале. Поэтому даже небольшая утечка в помещении водорода из баллона, в котором он хранится, может привести к взрыву. В связи с этим баллоны с водородом хранят в металлическом шкафу вне помещения, а для подачи газа используют длинные металлические трубки.

Для закрепления материала можно предложить следующую задачу.

Смеси водорода с кислородом взрываются при содержании водорода от 4% до 96% (этот диапазон называется *предел взрываемости*). Рассчитайте объём кислорода в 800 л смеси его с водородом при нижнем и верхнем пределах взрываемости.

При переходе к рассмотрению химических свойств, учитель отмечает, что прочность молекулы водорода обуславливает его невысокую активность при нормальных условиях. При комнатной температуре водород реагирует только со фтором. Во всех остальных случаях требуется нагревание.

В реакциях соединения с простыми веществами при нагревании водород более охотно реагирует с неметаллами, образуя летучие водородные соединения типа $H_nЭ$.

Затем характеризуются свойства водорода в реакциях замещения со сложными веществами. Обратите внимание, что мы не использовали термин «восстановительные свойства водород», поскольку окислительно-восстановительные процессы еще не рассматривались.

В заключение рассматриваются области применения водорода. Учитель придерживается одной из «красных линий» курса: применение веществ - логическое использование их физических и химических свойств.

Содержание рассказа учителя необходимо дифференцировать под контингент класса.

Взрыв гремучего газа – страшная разрушительная сила, однако человек давно научился извлекать пользу из самых опасных явлений. Горение водорода можно «укротить», регулируя доступ кислорода, необходимого для горения. Температура водородного пламени достигает $3000^{\circ}C$: с его помощью можно резать или сваривать металлы.

Понятно, что при горении водорода выделяется огромное количество энергии, гораздо больше, чем при сгорании бензина. Какой вывод напрашивается из этого факта? Конечно, ученые ставят ставку на водород, как топливо будущего. Его легко перекачивать по трубам, как природный газ. Водород можно сжигать для производства тепла, при этом в качестве продукта горения образуется обыкновенная вода. Конструкторы совместно с химиками работают над созданием водородного двигателя внутреннего сгорания для автомобилей, разрабатывают специальные источники тока, позволяющие вырабатывать электричество за счет реакции водорода с кислородом. Водородная экономика – задача очень перспективная, но одновременно и достаточно сложная. Ее решение может вполне стать делом вашей жизни, если вы решите связать ее с замечательной наукой химией.

Водород очень широко используется в химической промышленности. Это сырье для получения аммиака, некоторых кислот, с его помощью восстанавливают из руд ценные металлы. И даже в пищевой промышленности водород нашел свое применение: он превращает жидкие растительные масла в твердые жиры – основу маргариновой промышленности.

16. Кислоты

Цель урока – предварительное ознакомление учащихся с кислотами как классом неорганических веществ, формирование понятия о кислотно-основных индикаторах и распознавание растворов кислот с их помощью, установление генетической связи между оксидом неметалла и соответствующей кислотой.

Учитель начинает урок с демонстрации фотографий различных природных объектов: яблоко, лимон, щавель, муравьи, кислица, щавель. Учитель задаёт вопрос: какое общее свойство объединяет эти природные объекты? Если ученики в ходе «мозгового штурма» не дали верного ответа, то учитель подсказывает: их связывает кислый вкус. Какие пищевые продукты также имеют кислый вкус? Ответы учащихся подтверждает новая коллекция объектов или фотографий: склянка с уксусом, пакет лимонной кислоты, кисло-молочные продукты и др.

Слово кислота для нас ассоциируется с кислым вкусом. Значит, во всех перечисленных объектах содержатся природные соединения, имеющие кислый вкус. Есть ли подобные вещества в химической лаборатории? Мы бы с лёгкостью ответили на этот вопрос, если бы нам было позволено использовать язык, как орган вкуса. Но это категорически запрещено правилами техники безопасности!

Как же быть? Учитель сообщает, что на помощь органам вкуса приходят «помощники», называемые индикаторами. Именно они за счёт изменения окраски указывают на то, проявляет или не проявляет данное вещество свойства кислоты.

Учитель демонстрирует изменение окраски трех индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого и универсального) в растворах трех кислот (соляной, серной, уксусной).

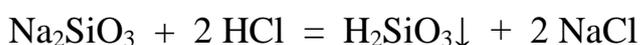
Так что же такое кислота? Учитель дает определение, приведенное в параграфе – с позиции состава вещества. Позже прозвучит иное определение – с позиций теории электролитической диссоциации. В профильной старшей школе учащиеся познакомятся с более современным подходом к трактовке кислотно-основных свойств – теории Бренстеда-Лоури и Льюиса.

Поскольку одно новое понятие (кислота) определяется через другой неизвестный термин (кислотный остаток), сразу же необходимо «исправить ситуацию» демонстрацией формул основных неорганических кислот, приведенных в учебнике, и указываем формулы кислотных остатков в них.

Затем вводится понятие валентности кислотного остатка и способа ее определения по числу водородных атомов. Этот навык необходим для корректного составления формул солей на последующих уроках.

Классификация кислот ведется пока по двум признакам: растворимости в воде и наличию в составе кислотного остатка кислорода.

Классификацию по растворимости можно предварить демонстрационным опытом по получению кремниевой кислоты:



Соляную кислоту возьмите в недостатке. Затем учитель ставит проблемный вопрос: «В соответствии с уравнением в результате реакции образовалась кремниевая кислота. Как обнаружить присутствие кислоты? С помощью индикатора». Однако ни один из трёх индикаторов не показывает наличие кислоты. Почему? Кремниевая кислота не растворима в воде, следовательно, не изменяет окраски индикаторов. Учитель обращается к таблице растворимости, поясняет правила пользования ею. В таблице указаны заряды ионов кислотных остатков, поэтому учителю необходимо подчеркнуть тождественность между их численными значениями и валентностью.

При работе с таблицей растворимости полезно порекомендовать ребятам записать карандашом названия соответствующих кислот слева от формул кислотных остатков. На первых парах это будет хорошей подсказкой, поскольку быстро выучить названия десятка кислот, тем более достаточно схожих (серная - сернистая, азотная - азотистая) для многих проблематично.

В заключение урока следуют рассказы (сообщения учащихся) о некоторых кислотах: истории их открытия, получении и свойствах, интересные факты, связанные с той или иной кислотой. Помимо приведенных в параграфе серной и соляной кислот можно рассказать о фосфорной, азотной, плавиковой.

17. Соли

Цели данного урока – дать представление о солях как классе неорганических веществ, начать формирование умения составлять формулы солей по их названию с учетом валентности металла и кислотного остатка.

Нетрудно заметить, что приведенное выше целеполагание подразумевает лишь первое знакомство с отдельными представителями класса солей, необходимое для освоения последующего серьезного материала главы. Не стоит добиваться по результатам урока умения безошибочно и быстро давать названия солей по формуле и выполнять обратное действие. Нужно освоить алгоритм данных действий, в том числе с использованием таблицы растворимости.

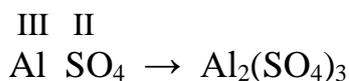
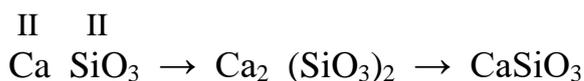
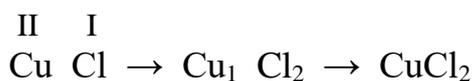
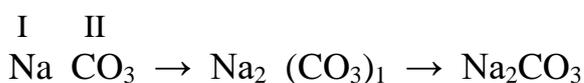
Обратите внимание, что в таблице растворимости на третьем форзаце учебника в первой колонке приведены названия (наряду с формулами) кислотных остатков (точнее, названия соответствующих анионов, на данном этапе изучения химии об этом говорить не стоит), соответствующих названиям солей. В заглавной (первой) строке таблицы даны (уже в родительном падеже) наименования металлов с их валентностью (точнее, степенью окисления). Следовательно, для составления названия соли достаточно соединить названия кислотного остатка и металла, взятых из таблицы растворимости.

При работе с таблицей растворимости не стоит забывать и ее прямое предназначение. Учитель дает классификацию солей по растворимости в воде. Учащиеся, пользуясь таблицей, выполняют обратное действие: находят ячейки, соответствующие растворимой, малорастворимой и нерастворимой солям и называют данные соли.

Самым важным элементом урока является формирование навыка составления формулы соли по ее названию. Алгоритм действия приведен в тексте параграфа. В этом описании используется понятие наименьшего общего кратного для вычисления индекса. Можно поступить проще. Надписанные над знаком металла и формулой кислотного остатка римские цифры (валентность) переписываются крест-накрест в виде индексов и сокращаются в целое число раз. Индекс 1 в формуле не пишется. Если кислотный остаток включает атом кислорода (соль кислородсодержащей соли), при написании индекса (отличного от единицы) он заключается в круглые скобки.

Как узнать валентность кислотного остатка? Учитель возвращает учащихся к материалу прошлого урока. Число атомов водорода в формуле кислоты – это и есть валентность кислотного остатка

Разберите с учащимися вышесказанное на следующих примерах.



В заключение урока заслушиваются краткие сообщения учащихся о некоторых солях, задания для которых были предложены учителем на предыдущем уроке.

18. Количество вещества

Несмотря на небольшой объем параграфа, представленный в нем материал не только чрезвычайно важен для дальнейшего изучения предмета, но и сложен для понимания восьмиклассниками. Для начального освоения понятий потребуется как минимум два урока, как и предполагает тематическое планирование. В течение этих уроков необходимо достичь важных **учебных целей**: сформировать представление о количестве вещества и единицах измерения этой величины, ввести понятия «постоянная Авогадро», «молярная масса», научить производить расчеты с использованием этих величин.

Учитель преподносит материал с использованием доступных аналогий.

Следует различать массу и количество: 2 кг яблок – это масса, а 2 яблока – это количество. В жизни мы часто используем определенные порции чего-либо, например коробок спичек, пачка салфеток, упаковка яиц, мешок сахара. Это гораздо удобнее, чем поштучно или на вес покупать

спички или салфетки. В химии вещества также можно отмерять порциями, содержащими известное число частиц.

В химии для измерения количества вещества была выбрана единица, которая объединила в себе число частиц и массу. Эта единица называется **моль** и обозначается буквой латинской буквой **n** (эн) или греческой буквой **ν** (ню). Чтобы отмерить 1 моль любого вещества, нужно взять столько его граммов, какова относительная молекулярная масса вещества (или относительная атомная масса для простых веществ немолекулярного строения).

Учитель демонстрирует различные вещества количеством один моль (например, воду, сахарозу, хлорид натрия, гидрокарбонат натрия). Почему одного вещества «больше», а другого «меньше»? У этих веществ различная относительная молекулярная масса. Учащиеся рассчитывают относительные молекулярные массы представленных веществ. Один моль воды имеет массу 18 г, хлорида натрия – 58,5 г, пищевой соды – 84 г, сахара – 342 г.

Если нужно узнать, какую массу имеет вода количеством 2 моль, то 18 г следует умножить на 2, т.е. 36 г. Четыре моля хлорида натрия имеют массу $4 \cdot 58,5 = 234$ г, 0,5 моль гидрокарбоната натрия NaHCO_3 – $0,5 \cdot 84 = 42$ г.

Сразу обратите внимание учащихся, что слово «моль» в устной речи склоняется и изменяется по числам (мóля, мóлей и т.д.). На письме после цифры или числа (интересно, помнят ли учащиеся разницу между числом и цифрой? А Вы помните?) слово моль не склоняется, а после числительного – склоняется, как и в устной речи.

Количество вещества связано не только с массой, но и с числом частиц. Установлено, что 1 моль любого вещества содержит одинаковое число частиц. Это число равно $6,02 \cdot 10^{23}$ и называется постоянной Авогадро в честь итальянского ученого Амедео Авогадро (обозначается N_A).

Это одна из важнейших констант в химии называется число Авогадро и показывает число частиц в 1 моль любого вещества. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$.

Возможен несколько иной подход к объяснению взаимосвязи рассматриваемых понятий. Проводится аналогия между словом «моль» и такими существительными, которые обозначают некоторое число (порцию) чего-либо: десяток, сотня, пара, дюжина. Слово «моль» тоже обозначает некоторое число, только число очень большое – $6,02 \cdot 10^{23}$.

Посчитать это число не так уж сложно. Относительная атомная масса углерода равна 12, то есть один атом С в 12 раз тяжелее одного атома водорода (понятие атомной единицы массы еще не введено) и имеет массу $12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Число атомов углерода в 12 г этого вещества равно:

$$N(\text{C}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{одного атома})} = \frac{12 \text{ г}}{12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Разумеется, говорит учитель, что можно вести речь не только об одном моле вещества, а о нескольких молях или части моля. Эта величина носит название количество вещества и обозначается буквой n . Посчитать ее можно, зная число атомов или молекул вещества:

$$n(\text{в-ва}) = \frac{N(\text{в-ва})}{N_A} \quad [\text{моль}]$$

Затем учитель вводит понятие **молярная масса** как масса одного моля вещества.

Масса вещества в граммах, численно равная относительной молекулярной массе, содержит число Авогадро молекул и соответствует одному молю вещества. Так, 18 г воды соответствуют 1 моль этого вещества. А 36 г воды? Конечно же, 2 моль воды. Чтобы найти последнее число, нужно разделить 36 г на 18 г/моль, т.е. выполнили математическую операцию, соответствующую формуле:

$$n(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{M(\text{в-ва})} \quad [\text{моль}]$$

где M — физическая величина, которую называют молярной массой вещества.

Молярная масса воды 18 г/моль, сахарозы – 342 г/моль, хлорида натрия – 58,5 г/моль, гидрокарбоната натрия – 84 г/моль.

Если взять порцию вещества массой (в граммах), равной молярной массе, там будет содержаться ровно число Авогадро молекул, т.е. 1 моль вещества.

На следующем уроке после закрепления предыдущего материала вводятся понятия кратных величин количество вещества и молярной массы.

Если масса вещества значительно больше или меньше грамма, можно использовать вместо понятия моль производные величины: кмоль (киломоль) или ммоль (миллимоль) – совершенно аналогично понятиям килограмм и миллиграмм. В этом случае для расчета n нужно использовать киломолярную или миллимолярную массу: кг/кмоль или мг/ммоль.

Значительные трудности для учащихся представляют задачи на взаимный пересчет количества вещества. Например, какое количество вещества атомов водорода содержится в 2 моль воды? Если не вдумываться в сущность вопроса, первая мысль, которая приходит в голову – разделить 2 моль на число атомов водорода в молекуле, т.е. на 2. Конечно, это неверное решение.

Для ребят с математическим складом ума можно предложить формализованную запись решения задачи с использованием стрелки:

$$n(\text{H}) = \square n(\text{H}_2\text{O}), \quad \text{т.е.} \quad n(\text{H}) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O})$$


Стрелка показывает, что число атомов в молекуле (индекс) нужно использовать в качестве коэффициента. Равенство желательно начинать именно с количества вещества атомов.

Для ребят с гуманитарными наклонностями, возможно, понятнее будет мысленная, условная замена понятия «моль» на понятие «молекула». Цепочка рассуждений в этом случае такова: «Даны не 2 моль воды, а две молекулы воды. В каждой молекуле воды два атома водорода, следовательно, в двух молекулах воды $2 \cdot 2 = 4$ атома водорода. Значит, в двух моль воды содержится 4 моль атомов водорода». Такая цепочка позволяет выяснить нужное математическое действие – умножение или деление, значит, ее можно использовать и в том случае, когда дано дробное количество вещества.

Еще сложнее для учащихся решать обратные задачи, например: «Сколько моль аммиака содержат 12 моль атомов водорода?». Запись со стрелкой в этом случае остается без изменения:

$$n(\text{H}) = \square n(\text{NH}_3), \text{ т. е. } n(\text{H}) = 3 \cdot n(\text{NH}_3)$$


Только искомая величина теперь в правой части равенства.

Условная замена понятия «моль» на понятие «молекула» также поможет выстроить более понятную логическую цепочку рассуждений.

Для предпрофильных и сильных классов можно рекомендовать отработку данных заданий, что позволит закрепить понимание смысла записи химических формул с использованием скобок. Например, один моль нитрата алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ содержит не 6, а 9 моль атомов кислорода. В этом случае схема записи такова:

$$n(\text{O}) = \square n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3), \text{ т. е. } n(\text{O}) = 3 \cdot 3 \cdot n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 9 \cdot n(\text{Al}(\text{NO}_3)_3),$$


Отработку материала проводят с использованием задач различного типа и разного уровня сложности в зависимости от силы класса.

Пример 1

Вычислите, какое количество вещества составляют: а) 30 г MnO_2 ; б) 1 г KOH ; в) 3 т S ; г) 130 мг $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Во всех случаях сначала следует вычислить молярную (киломолярную, миллимолярную массу) вещества, а затем брать отношение массы к молярной массе.

$$\text{а) } M(\text{MnO}_2) = 87 \text{ г/моль; } n(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{30 \text{ г}}{87 \text{ г/моль}} = 0,345 \text{ моль}$$

$$\text{б) } M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль; } n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{1 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 1,79 \cdot 10^{-2} \text{ моль}$$

$$\text{в) } M(\text{S}) = 32 \text{ кг/кмоль; } n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{3000 \text{ кг}}{32 \text{ кг/кмоль}} = 93,8 \text{ кмоль}$$

$$M(S) \quad 32 \text{ кг/кмоль}$$

$$\begin{aligned} \text{г) } M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) &= 400 \text{ мг/ммоль}; \quad n(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)} = \\ &= \frac{130 \text{ мг}}{400 \text{ мг/ммоль}} = 0,325 \text{ ммоль} \end{aligned}$$

Пример 2

Заполните таблицу, выполнив соответствующие расчеты.

Формула вещества	M_r	M	n	M	N
CO_2			2 моль		
H_2			2,5 кмоль		
H_2O			12 ммоль		
S				16 г	
NaCl				175,5 кг	
CaO				392 мг	
Cl_2					$1,24 \cdot 10^{24}$
Cu					$9,03 \cdot 10^{23}$
K_2SO_4					$3,01 \cdot 10^{26}$

Пример 3

Какая масса мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ содержит столько же азота, сколько его содержится в 170 г аммиака?

Дано:
 $m(\text{NH}_3) = 170 \text{ г}$

$m((\text{NH}_2)_2\text{CO}) - ?$

1. Найдем количество вещества аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{170 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} = 10 \text{ моль}$$

2. Количество вещества атомов азота в найденном количестве аммиака составляет:

$$n(\text{N}) = n(\text{NH}_3) = 10 \text{ моль}$$

3. Вычислим, какое количество вещества мочевины содержит найденное число моль атомов азота:

$$n((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = \frac{1}{2} n(\text{N}) = 5 \text{ моль}$$

4. Рассчитаем массу мочевины.

$$m((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = n((\text{NH}_2)_2\text{CO}) \cdot M((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 5 \text{ моль} \cdot 60 \text{ г/моль} = 300 \text{ г}$$

Ответ: 300 г.

Для того чтобы закрепить навык пересчета количества вещества атомов в молекулы (формульные единицы) и обратно рекомендуется решить по 6-7 совершенно однотипных (конечно, скучных) заданий.

Задание 1. Сколько моль атомов кислорода содержится в: а) 1 моль пероксида водорода H_2O_2 ; б) 0,125 моль нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) 4,2 кмоль сульфата натрия Na_2SO_4 ; г) 2,6 ммоль гидроксида алюминия; д) 1,8 моль оксида свинца(IV) PbO_2 ; е) 3 моль уксусной кислоты CH_3COOH .

Задание 2. Какое количество указанных веществ содержит 2 моль атомов азота: а) оксид азота(IV) NO_2 ; б) оксид азота(V) N_2O_5 ; в) нитрат хрома(III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; г) хлорид аммония NH_4Cl ; д) аммиак NH_3 ; е) азот N_2 ; ж) нитрит кальция $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$.

19. Молярный объем газов

Цели урока – сформировать представления о молярном объеме газов; ввести понятия «нормальные условия» и «плотность одного газа по другому газу»; ознакомить с законом Авогадро; научить решать задачи с использованием молярного объема газов; находить относительную плотность одного газа по другому газу.

Предложите учащимся провести виртуальный эксперимент. В одну трёхлитровую банку помещают десять горошин, в другую – десять вишен, в третью – десять шариков для пинг-понга. Очевидно, что объём, занимаемый одним и тем же количеством (числом) разных физических тел различается. Наши модели символизируют вещества в конденсированном агрегатном состоянии – жидком или твердом, поскольку расстояния между «частицами» минимальны, они соприкасаются между собой. А теперь представьте, что наши горошины и шарики являются молекулами различных газов, расстояние между частицами стало гораздо больше размеров самих частиц. Одинаковый или разный объём будут занимать наши «газообразные» вишенки, шарики, горошины? Наверное, мнения ребят разделятся. Подобным вопросом задался выдающийся итальянский ученый А. Авогадро. Он проделал множество опытов с различными веществами и пришел к удивительному на первый взгляд выводу, сформулированному в виде закона: **«В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содер-**

жится одинаковое число молекул». Действительно, неожиданно! Ведь размеры молекул разных веществ и их массы могут значительно различаться. Тем не менее, закон есть закон, и его выполнение обязательно как для реальных газов, так и для виртуальных горошин с вишенками. В честь первооткрывателя этот закон называют *законом Авогадро*.

Однако для химиков важнее следствия из закона Авогадро. Прийти к ним можно совместно с учащимися с помощью логических рассуждений.

Следствие первое. Возьмем по 1 моль различных газообразных веществ, например, водорода, кислорода, углекислого газа. Все три газа содержат одинаковое число молекул, а именно по $6,02 \cdot 10^{23}$ штук, т.е. число Авогадро. На основании закона Авогадро можно утверждать, что все три газа при одинаковых условиях (температура и давление) будут занимать одинаковый объем. Приведем газы к не просто к одинаковым, а к нормальным условиям, т.е. температуру зафиксируем равной 0°C (273 K), давление 1 атм. (760 мм рт. ст. или 101,3 кПа). Теперь «измерим» объем, который занимают данные газы. Он окажется равным 22,4 л. Эти и есть первое следствие из закона Авогадро: ***1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем, равный 22,4 л.*** Данная величина является одной из важнейших физических констант, называется *молярный объем газа*, обозначается V_m и имеет размерность л/моль.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Теперь у нас имеется еще один способ расчета количества вещества с использованием объема газа при нормальных условиях (возвращаемся к «волшебному треугольнику»):

$$n(\text{в-ва}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m} \quad [\text{моль}]$$

Следующий материал учитель даёт только в предпрофильных классах.

Если объём газа дан при условиях, отличающихся от нормальных, по уравнению Менделеева—Клапейрона приводят данный объем к нормальным условиям:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0}$$

В приведенной формуле величины, помеченные подстрочным ноликом, относятся к нормальным условиям ($p_0 = 101,3\text{ кПа}$ (или 1 атм или 760 мм рт. ст.); $T_0 = 273\text{ K}$). Напомните учащимся, что размерности объема, давления и температуры для вычисления по данной формуле должны быть одинаковы.

Уравнение Менделеева-Клапейрона можно привести к иному виду, который называется ***уравнением состояния идеального газа***:

$$pV = nRT,$$

где p – давление (кПа)

V – объем газа (л);

n – количество вещества газа (моль);

T – абсолютная температура (К);
 R – универсальная газовая постоянная
(8,314 Дж/моль·К)

Для использования уравнения состояния идеального газа в расчетах необходимо обязательно соблюдать размерности входящих в уравнение величин.

Следствие второе. Итак, в соответствии с законом Авогадро равные объемы газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число частиц. А массы этих газов будут одинаковы или нет? Нетрудно догадаться, что нет, поскольку масса молекул одного газа отличается от массы молекул другого. Для наглядности вернемся к «газообразным» вишенкам и горошинам. Во сколько раз десять вишен будут тяжелее десяти горошин? Во столько, во сколько раз одна вишня тяжелее одной горошины. Аналогично, во сколько раз будут различаться массы равных объемов газов? Во столько, во сколько раз молекула одного газа тяжелее молекулы другого. Массы молекул отражает величина, называемая относительной молекулярной массой. Следовательно, один газ тяжелее другого во столько раз, во сколько M_r одного газа больше M_r другого. Это отношение называется *относительной плотностью одного газа по другому газу (D)*:

$$D_2(1) = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

В этом соотношении газ, плотность которого определяют, обозначен индексом 1, а газ, по отношению к которому определяют плотность – индексом 2.

Учитель поясняет, что чаще всего газами сравнения выступают водород и воздух. Относительная молекулярная масса водорода равна 2. А как быть с воздухом? Ведь это смесь газов, и собственной относительной молекулярной массы не имеет? Не беда, усредненную относительную молекулярную массу воздуха можно рассчитать теоретически или определить экспериментально. Получится значение, равное 29. Это и есть $M_r(\text{воздуха})$.

Если относительная плотность газа по воздуху больше единицы, то газ тяжелее воздуха, если меньше единицы – то легче. Обратите внимание учащихся, что относительная плотность газа – величина безразмерная (во сколько раз одно тяжелее другого).

В заключение учитель говорит о практическом использовании относительной плотности газа по воздуху, которую учитывают при выборе способа собирания газов в лаборатории. Если относительная плотность газа по воздуху меньше единицы (он легче воздуха), то его собирают способом вытеснения воздуха в перевернутый вверх дном сосуд. Если относительная плотность газа по воздуху больше единицы (газ тяжелее воздуха), то его собирают способом вытеснения воздуха в сосуд, расположенный вниз дном.

Отработку материала проводят с использованием задач различного уровня сложности. К взаиморасчетам цепочки *количество вещества – масса – число частиц* добавляется звено *объем газа (н.у.)*. «Волшебный треугольник» — модель логотопа «Мерседес» завершен. Естественно, за два урока добиться безусловного освоения всех типов расчетных задач на измерение вещества не удастся. К их

решению нужно постоянно возвращаться на менее информативно загруженных занятиях.

Рассмотрим примеры решения задач для классов различного уровня, в том числе предпрофильных.

Пример 1

Какое число молекул содержится в: а) 4 моль кислорода O_2 ; б) 1 л оксида серы(IV) SO_2 (н.у.); в) 1 м³ азота N_2 (н.у.); г) 3 мл аммиака NH_3 (н.у.)?

а) Зная количество вещества, найти число молекул можно в одно действие:
 $N(O_2)$

$$n(O_2) = \frac{N(O_2)}{N_A}, \text{ отсюда } N(O_2) = n(O_2) \cdot N_A = 4 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,41 \cdot 10^{24}$$

Обратите внимание, что запись $24,1 \cdot 10^{23}$ с точки зрения математики не корректна. Число должно быть представлено в стандартном виде, в этом случае его основание лежит в пределах $1 < a \leq 10$.

б) Если дан объем газа при нормальных условиях, прежде всего рассчитывают количество вещества, а затем уже число молекул.

$$\text{в) } n(SO_2) = \frac{V(SO_2)}{V_m} = \frac{1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0446 \text{ моль}$$

$$N(SO_2) = n(SO_2) \cdot N_A = 0,0446 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 2,69 \cdot 10^{22}$$

$$\text{в) } n(N_2) = \frac{V(N_2)}{V_m} = \frac{1 \text{ м}^3}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{1000 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 44,6 \text{ моль}$$

$$N(N_2) = n(N_2) \cdot N_A = 44,6 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 2,69 \cdot 10^{25}$$

$$\text{г) } n(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{V_m} = \frac{3 \text{ мл}}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль}$$

$$N(NH_3) = n(NH_3) \cdot N_A = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 8,07 \cdot 10^{19}$$

Пример 2

Определить число атомов каждого элемента в: а) 3 моль Br_2 ; б) 200 г $Zn(NO_3)_2$; в) 10 л CH_4 (н.у.).

а) Каждая молекула брома содержит два атома. Следовательно, в 1 моль молекулярного брома 2 моль атомов брома:

$$n(Br) = 2n(Br_2) = 2 \cdot 3 \text{ моль} = 6 \text{ моль}$$

$$N(\text{Br}) = n(\text{Br}) \cdot N_A = 6 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 3,61 \cdot 10^{24}$$

б) Рассчитаем количество вещества нитрата цинка:

$$n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{200 \text{ г}}{189 \text{ г/моль}} = 1,06 \text{ моль}$$

Один моль нитрата цинка содержит один моль атомов цинка, два моль атомов азота и шесть моль атомов кислорода.

$$n(\text{Zn}) = n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 1,06 \text{ моль};$$

$$N(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot N_A = 1,06 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 6,37 \cdot 10^{23}$$

$$n(\text{N}) = 2n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 2,12 \text{ моль};$$

$$N(\text{N}) = n(\text{N}) \cdot N_A = 2,12 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 1,28 \cdot 10^{24}$$

$$n(\text{O}) = 6n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 6,36 \text{ моль};$$

$$N(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot N_A = 6,36 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 3,83 \cdot 10^{24}$$

в) Рассчитаем количество вещества метана:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m} = \frac{10 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,446 \text{ моль}$$

Один моль метана содержит один моль атомов углерода и четыре моль атомов водорода.

$$n(\text{C}) = n(\text{CH}_4) = 0,446 \text{ моль};$$

$$N(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot N_A = 0,446 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 2,69 \cdot 10^{23}$$

$$n(\text{H}) = 4n(\text{CH}_4) = 1,784 \text{ моль};$$

$$N(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot N_A = 1,784 \text{ моль} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 1,07 \cdot 10^{24}$$

Пример 3

Оксид азота объемом 1,5 л (н.у.) имеет массу 3,08 г. Определите молярную массу оксида.

Пересчет также осуществляется через количества вещества.

$$n(\text{оксида}) = \frac{V(\text{оксида})}{V_m} = \frac{1,5 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0670 \text{ моль}$$

$$M(\text{оксида}) = \frac{m(\text{оксида})}{n(\text{оксида})} = \frac{3,08 \text{ г}}{0,0670 \text{ моль}} = 46 \text{ г/моль}$$

Пример 4

Некоторый газ массой 88 г находится в сосуде объемом 33 л при температуре 25°C и давлении 150 кПа. Определить молярную массу газа.

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{газа}) &= 88 \text{ г} \\ V(\text{газа}) &= 33 \text{ л} \\ t &= 25^\circ\text{C} \\ p &= 150 \text{ кПа} \end{aligned}$$

$M(\text{газа}) - ?$

1. Объем газа необходимо привести к нормальным условиям. Обращайте внимание на то, чтобы температура была выражена в Кельвинах (абсолютная температура), а размерность давления в данных и нормальных условиях была одинакова.

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0} \Rightarrow V_0 = \frac{pVT_0}{Tp_0} = \frac{150 \text{ кПа} \cdot 33 \text{ л} \cdot 273\text{К}}{298\text{К} \cdot 101,3 \text{ кПа}} = 44,8 \text{ л}$$

2. Вычислим количество вещества неизвестного газа:

$$n(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа, н.у.})}{V_m} = \frac{44,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2 \text{ моль}$$

3. Определим молярную массу газа:

$$M(\text{газа}) = \frac{m(\text{газа})}{n(\text{газа})} = \frac{88 \text{ г}}{2 \text{ моль}} = 44 \text{ г/моль}$$

Ответ: 44 г/моль

Пример 5

Сколько граммов водорода содержится в: а) 0,0372 моль H_2O ; б) 2,4 г H_2O ; в) 1,8 л водяного пара (н.у.)?

а) Зная количество вещества воды, рассчитаем количество вещества атомов водорода. В одном моль воды содержится 2 моль атомов Н, то есть:

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,0372 \text{ моль} = 0,0744 \text{ моль}$$

Вычислим массу водорода:

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,0744 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,744 \text{ г}$$

б) Начнем расчет с количества вещества воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,4 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,133 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,133 \text{ моль} = 0,266 \text{ моль}$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,266 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,266 \text{ г}$$

$$\text{в) } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{V(\text{H}_2\text{O})}{V_m} = \frac{1,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0804 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,0804 \text{ моль} = 0,1608 \text{ моль}$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,1608 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,1608 \text{ г}$$

20. Расчеты по химическим уравнениям

Одно из ключевых умений, проверяемых в ходе государственной итоговой аттестации по химии и в 9, и в 11 классах, является решение задач на расчеты по химическим уравнениям. Это базовый тип задач, на котором основываются другие разновидности: задачи на массовую долю выхода продукта, избыток одного из реагирующих веществ, массовую долю примесей, термохимические расчеты, задачи на смеси и др. *Цель двух смежных уроков* – освоить алгоритм решения расчетных задач по уравнениям химических реакций.

Учитель подчёркивает, что уравнения химических реакций не только дают информацию об исходных веществах и полученных продуктах взаимодействия. Они позволяют рассчитать количество вещества, его массу или объем газа.

Химические реакции проводят для того, чтобы получить нужное вещество. Если масса продукта задана, по уравнению реакции можно рассчитать массы реагентов, которые потребуются для его получения. Напротив, зная количество исходного вещества, несложно рассчитать, какое количество (масса или объём) из него получится.

Учитель предлагает учащимся следующую последовательность действий при решении задач на расчет по химическому уравнению.

1. Составить уравнение химической реакции.
2. Подчеркнуть формулы веществ, массы (объемы, число моль) которых даны в условии задачи, и формулы веществ, массы (объемы, число моль) которых требуется рассчитать.

3. Над формулами подчеркнутых веществ надписать их массы (объемы, число моль) или «х» с размерностями.

4. Под формулами подчеркнутых веществ подписать число моль по уравнению реакции (то есть соответствующие коэффициенты), а также молярные массы (или молярный объем) в зависимости от того, масса или объем вещества указаны над его формулой.

5. Рассчитать количество данного вещества.

6. По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество искомого вещества.

7. Найти массу или объем искомого вещества.

8. Оформить ответ

Приведенный алгоритм решения задач на расчёт по химическим уравнениям учитель иллюстрирует несколькими примерами, адаптированными под уровень класса или для предпрофильного обучения. Не повторяйте задачи, приведенные в тексте параграфа, они останутся для домашней работы с учебником.

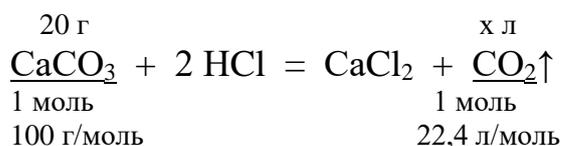
Пример 1

Какой объём углекислого газа (при нормальных условиях) выделится при взаимодействии 20 г карбоната кальция с избытком соляной кислоты?

Дано:
 $m(\text{CaCO}_3) = 20 \text{ г}$

$V(\text{CO}_2) - ?$

Решение



1. Рассчитаем количество вещества карбоната кальция, взятое в реакцию:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 20 \text{ г}}{M(\text{CaCO}_3) \cdot 100 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

2. По уравнению реакции количество вещества углекислого газа равно количеству вещества карбоната кальция:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

3. Вычислим объем углекислого газа при нормальных условиях:

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}$$

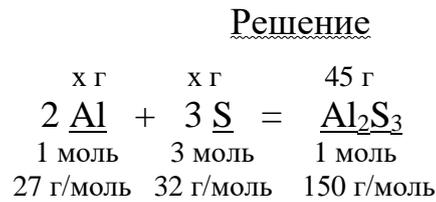
Ответ: 4,48 л

Пример 2

Какие массы алюминия и серы потребуются для получения 45 г сульфида алюминия по реакции соединения?

Дано:
 $m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 45 \text{ г}$

 $m(\text{Al}) - ?$
 $m(\text{S}) - ?$



1. Рассчитаем количество вещества сульфида алюминия:

$$n(\text{Al}_2\text{S}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{S}_3) \cdot 45 \text{ г}}{M(\text{Al}_2\text{S}_3) \cdot 150 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

2. По уравнению реакции количество вещества алюминия равно двум количества вещества сульфида алюминия:

$$n(\text{Al}) = 2 \cdot n(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,6 \text{ моль}$$

3. Вычислим массу алюминия:

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 5,4 \text{ г}$$

4. По уравнению реакции определим, что количество вещества серы в 3 раза больше количества вещества сульфида алюминия:

$$n(\text{S}) = 3 n(\text{Al}_2\text{S}_3) = 3 \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,9 \text{ моль}$$

К тому же результату можно прийти, зная, что отношения количества вещества участников реакции равно отношению их коэффициентов в уравнении:

$$\frac{n(\text{S})}{n(\text{Al}_2\text{S}_3)} = \frac{3}{1} \Rightarrow n(\text{S}) = 3 n(\text{Al}_2\text{S}_3) = 3 \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,9 \text{ моль}$$

5. Рассчитаем массу серы:

$$m(\text{S}) = n(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 0,9 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 28,8 \text{ г}$$

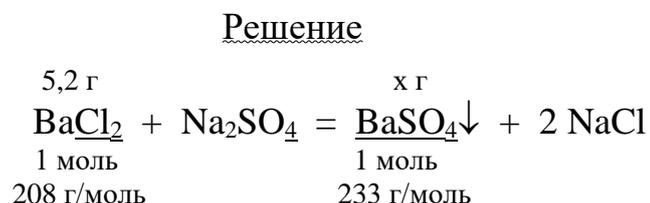
Ответ: $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г}$, $m(\text{S}) = 28,8 \text{ г}$

Пример 3

Какую массу сульфата бария можно получить при добавлении избытка раствора сульфата натрия к раствору, содержащему 5,2 г хлорида бария?

Дано:
 $m(\text{BaCl}_2) = 5,2 \text{ г}$

 $m(\text{BaSO}_4) - ?$



1. Вычислим количество вещества хлорида бария, взятого в реакцию:

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2)} = \frac{5,2 \text{ г}}{208 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}$$

2. Определим количество вещества образующегося сульфата бария:

$$n(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaCl}_2) = 0,025 \text{ моль}$$

3. Найдем массу образующегося сульфата бария:

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,025 \text{ моль} \cdot 233 \text{ г/моль} = 5,825 \text{ г}$$

Ответ: 5,825 г

Если в основе задачи лежит цепочка из двух и более реакций, которым соответствуют два и более химических уравнения, подчеркивать следует также «общее» вещество в двух последовательных превращениях. Обычно для расчетов достаточно определить только количество такого промежуточного вещества в молях (а не массу или объем), поэтому над ним надписывают «х моль», а молярную массу не вычисляют.

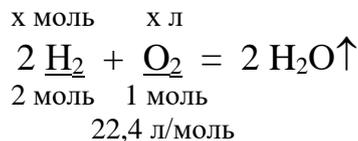
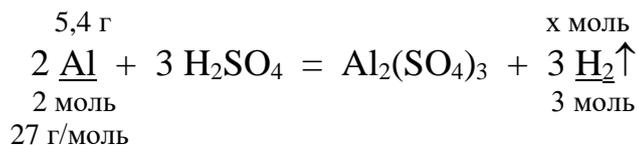
Пример 4

Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для сжигания водорода, полученного при взаимодействии 5,4 г алюминия с разбавленной серной кислотой?

Дано:
 $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г}$

 $V(\text{O}_2) - ?$

Решение



1. Рассчитаем количество вещества алюминия:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{5,4 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

2. Найдем количество вещества выделяющегося водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{3}{2} n(\text{Al}) = \frac{3}{2} \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,3 \text{ моль}$$

2 2

3. Вычислим количество вещества кислорода, требуемого для сжигания водорода:

$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}$$

4. Найдем объем необходимого кислорода при н.у.

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,36 \text{ л}$$

Ответ: 3,36 л

Учащиеся часто делают ошибку при переходе от действия 2 к действию 3. Обратите внимание, что изменять число моль водорода нельзя: сколько его получилось по первой реакции, столько и взято во вторую, несмотря на различные коэффициенты в первом и втором уравнениях.

Использование понятия «количество вещества» значительно сокращает решение подобных и более сложных задач по сравнению с методом составления пропорций, считающимся устаревшим. Пересчет числа моль промежуточных продуктов проводится в уме, вычисления очень простые, что значительно уменьшает вероятность арифметической ошибки.

21. Вода. Основания

Учащимся восьмого класса кажется, что они знают о воде все, но это далеко не так. Познание объектов и явлений – процесс бесконечный, глубина проникновения в тайны мироздания не имеет границ.

Содержание урока делится на две относительно самостоятельные части, преследующие свои цели. **Цели первой части** – актуализация знаний о роли воды в природе, ее основных физических и химических свойствах, дополнить эти знания новыми фактами. **Цель второй части** – сформировать понятия «основание» и «щелочь», научить составлять формулы оснований и их названия, установить генетическую связь между оксидами металлов и основаниями.

В начале урока проводится беседа с опорой на межпредметные связи с физической географией по характеристике гидросферы и круговороту воды в природе.

Далее характеризуются физические свойства воды с акцентом на её аномалии. Рекомендуется только вскользь упомянуть об аномально высоких температурах кипения и плавления воды по сравнению с аналогичными водородными соединениями VIA-группы (H_2S , H_2Se , H_2Te), а также нелинейной зависимости плотности от температуры. Эти факты известны учащимся, кроме того, приведены в тексте параграфа (без раскрытия причин аномалий).

Вода обладает высокими значениями удельной теплоты плавления и удельной теплоты парообразования, которые академик В.И. Вернадский рас-

сма тривал как константы планетарного значения, т.к. их аномальные значения определяют многие физико-химические и биологические процессы на Земле.

Высокая удельная теплота плавления льда, равная 323 кДж/кг, оберегает нашу планету от всемирных потопов. Таяние льда и снега связано с огромными энергетическими затратами, поэтому процесс происходит постепенно, в большинстве случаев не причиняя вреда природе.

На испарение 1 кг воды при нормальном атмосферном давлении и температуре кипения расходуется 2254 кДж теплоты, т.е. приблизительно в 7 раз больше, чем на плавление 1 кг льда. В этом причина сохранения воды в жидком состоянии на нашей планете. Даже в самые жаркие дни вода испаряется крайне медленно. Поэтому и сезоны года меняются не резко, а плавно: лето – осень – зима – весна.

Вода имеет высокую удельную теплоёмкость. Эта величина показывает, какое количество теплоты надо затратить для нагревания 1 кг воды на 1К (кельвин). Оказывается, это количество теплоты равно 4,1868 кДж.

Из-за высокой удельной теплоёмкости воды на континентах не бывает резкого перепада температур зимой и летом, ночью и днём, поскольку они окружены гигантским регулятором, своеобразным термостатом, – водами Мирового океана.

При нагревании всех веществ удельная теплоёмкость их, как правило, возрастает, но вода – исключение. Изменение удельной теплоёмкости воды с повышением температуры аномально: от 0 до 30⁰С удельная теплоёмкость падает и только от 50⁰ до 100⁰С повышается. *Значит, при 36-37⁰С удельная теплоёмкость воды достигает минимального значения,* т.е. вблизи нормальной температуры тела человека и млекопитающих, благоприятной для биохимических реакций в их организмах.

Ещё одна особенность воды – *высокое поверхностное натяжение.*

На каждую молекулу внутри жидкости действуют силы притяжения соседних молекул, окружающих ее со всех сторон. На молекулы поверхностного слоя действуют как молекулы жидкости, так и молекулы газов воздуха. Взаимное притяжение молекул жидкости больше, чем молекул жидкости и газа, поэтому равнодействующая сил притяжения направлена внутрь жидкости и молекулы поверхностного слоя стремятся в нее втянуться. Под действием этой силы число молекул на поверхности уменьшается, ее площадь сокращается. Но все молекулы, разумеется, не могут уйти вовнутрь. На поверхности остается такое их число, при котором она оказывается минимальной. Для перенесения молекул из глубины объема жидкости в ее поверхностный слой необходимо совершить работу по преодолению равнодействующей сил притяжения, действующих на молекулу в поверхностном слое.

Поверхностное натяжение собирает воду в капли (рис. 5) и позволяет жуку-водомерке скользить по воде (рис. 6).



Рис. 5. Капли росы стремятся принять форму шара



Рис. 6. Жук-водомерка

Оригинальна и ещё одна характеристика воды – её *вязкость*. Обычно с повышением давления вязкость вещества увеличивается, а с ростом температуры уменьшается. Вода и здесь шагает не в ногу со всеми. Её вязкость с ростом давления при температуре ниже 30⁰С значительно уменьшается. Поэтому активность организмов, живущих в низкотемпературных средах, не сильно зависит от этих температур: кровь, не потерявшая текучести, продолжает выполнять свои функции столь же интенсивно, как и при более высоких температурах.

Следующий материал может быть использован как фрагмент урока «это интересно» в отдельно подготовленном стенде, презентации и т. д.

Организм взрослого человека на 3/4 состоит из воды, причем ее содержание в различных органах не одинаково. Больше всего воды в глазном яблоке. Мозг человека содержит 80% воды, печень – 70%, мышцы – около 60%. И даже в костях есть вода – до 30%. Самая «безводная» часть нашего организма – эмаль зубов.

В сутки человек должен потреблять около 3 литров воды. Но это не значит, что нужно обязательно выпить 15 стаканов жидкости. Вода содержится во всех продуктах питания. В хлебе ее 40%, в мясе – 75%, в рыбе – 80%, а в овощах – более 90%. Представляете, обыкновенный огурец – это на 98% вода!

Вода необходима не только человеку и животным. Самые заправские «водохлёбы» - растения. Подсолнуху для роста необходим литр воды в день, а взрослая береза высасывает из земли 60 л воды за сутки!

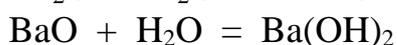
Далее учитель кратко характеризует роль воды в промышленности и делает вывод о необходимости бережного отношения к этому удивительному веществу нашей планеты. Следующий материал также может быть использован как продолжение предыдущего фрагмента урока.

Вода и водные растворы находят широкое применение в промышленности и сельском хозяйстве. На получение 1 тонны стали расходуется 150 т воды, бумаги – 250 т., синтетических волокон – 4000 т., пшеницы – 1500 т., хлопчатника – 10000 т. Вода используется как сырье в химиче-

ской промышленности для получения самых различных неорганических и органических веществ.

Казалось бы, что воды на нашей планете много, но следует помнить, что ресурсы чистой пресной воды, пригодной для использования, ограничены. Поэтому каждый человек должен рационально использовать и беречь от загрязнения запасы пресной воды.

Рассмотрение химических свойств воды ограничивается реакциями соединения с оксидами неметаллов и металлов. В первом случае образуются кислоты, первое знакомство с которыми уже состоялось в данной главе. При реакции воды с оксидами некоторых (активных) металлов образуются соединения, которые относятся к классу **оснований**.



Учитель приводит классификацию оснований по признаку растворимости в воде и вводит понятие «щелочь».

Обнаружение щелочей с помощью кислотно-основных индикаторов целесообразно давать в сравнении с окраской индикаторов в кислой и нейтральной средах, т.е. в соответствии с табл. 6 учебника.

Если позволит время (например, при невозможности провести лабораторный опыт 15), учащиеся под руководством учителя изучают правила обращения со щелочами.

1) Щёлочи оказывают на организм в основном локальное действие, вызывая омертвление только тех участков кожного покрова, на которые они попали. Однако в дальнейшем организм испытывает общее отравление в результате всасывания в кровь продуктов взаимодействия мышечных тканей со щёлочью.

2) Действие щелочей, особенно концентрированных, характеризуются значительной глубиной проникновения, поскольку они растворяют белок. В связи с этим очень опасно попадание реактива в глаза: при запоздалой первой помощи возможна полная потеря зрения. Твёрдые щёлочи очень гигроскопичны. Хранить твёрдые щёлочи следует в емкостях из полиэтилена или в толстостенных широкогорлых стеклянных банках.

3) Во время приготовления растворов из твёрдых щелочей последние берут из ёмкостей только специальной ложечкой, ни в коем случае не насыпают, потому что пыль может попасть в глаза и на кожу. После использования ложечку тщательно моют, так как щелочь прочно пристает ко многим поверхностям.

4) При попадании щелочи на кожу необходимо промыть это место обильной струей воды. Щелочь смывается плохо, промывание должно быть продолжительным (10-15 мин) и тщательным.

5) При попадании щелочи в глаза их необходимо немедленно тщательно промыть 0,2%-ным раствором борной кислоты.

Завершают урок краткие сообщения учащихся о двух-трех основаниях.

В разные времена на Руси гидроксид натрия называли «алкаль», «едкая щелочная соль», «каустик», «каустическая сода». До сих пор использу-

ется название едкий натр, предложенное ещё в 1807 г. русским химиком Александром Ивановичем Шерером. В быту гидроксид натрия именуют каустической содой, хотя к соде он отношения не имеет. Каустик в переводе с греческого означает жгучий, едкий. Гидроксид натрия применяют в производстве мыла, в кожевенной промышленности, в фармацевтике, в производстве бумаги и во многих других областях промышленности.

Гидроксид калия имеет техническое название «кали едкое» (почему-то в среднем роде!). По своим физическим свойствам и действию на организм человека он очень похож на гидроксид натрия. Используется при варке тугоплавкого стекла, в производстве бумаги, жидкого мыла.

Гидроксид кальция в технической литературе и в быту называют гашеной известью или пушонкой, водный раствор (гидроксид кальция мало растворим в воде) – известковой водой, а взвесь (суспензию) гидроксида кальция в воде – известковым молоком. Гидроксид кальция получают взаимодействием оксида кальция (негашеная известь) с водой. Этот процесс называют **гашением**. Вероятно, потому, что он сопровождается выделением большого количества теплоты, при этом часть воды превращается в пар, как при гашении раскаленных углей. Гидроксид кальция входит в состав многих строительных смесей, а также садовых средств защиты растений. Смесь медного купороса и гидроксида кальция называют **бордосской смесью** и используют в сельском хозяйстве для борьбы с возбудителями грибковых заболеваний плодовых, овощных и декоративных культур.

22. Растворы. Массовая доля растворенного вещества

Цель урока состоит в формировании представления о растворах как гомогенных физико-химических системах; формировании навыка решения расчетных задач с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе».

Основная формула, приведенная в учебнике, отражает определение понятия массовой доли вещества в растворе, как отношения массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах или долях единицы:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

Если в растворе содержится только растворенное вещество и растворитель, то сумма их масс равна массе раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{растворителя})$$

Учитель совместно с учащимися приходит к выводу, что на практике отмерять массу раствора очень неудобно, привычнее брать необходимый объем. Для пересчета этих величин необходимо знать плотность раствора, которая пока-

зывает массу единицы объема и связана с этими физическими величинами формулой:

$$\rho(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{V(\text{раствора})}$$

Чаще всего плотность жидкостей в задачах по химии дается в г/мл, но встречаются и другие размерности. Следует помнить, что $1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3 = 1 \text{ кг/л}$ или 1000 кг/м^3 .

В условиях задач плотность чистой воды обычно не указана. Это величина постоянная, равная 1 г/мл.

Большое число ошибок учащихся при решении задач на массовую долю вещества в растворе связано с некорректной записью данных и их последующим использованием. Например, фразу в условии задачи «150 г 5% раствора гидроксида натрия» учащиеся записывают в данных как $m(\text{NaOH}) = 150 \text{ г}$ и в дальнейшем при решении задачи ошибочно используют эту величину как массу растворенного вещества. При записи данных следует указать, что это масса именно раствора $m(\text{р-ра NaOH})$ или просто $m(\text{р-ра})$.

Существует несколько основных подходов к решению задач на массовую долю вещества в растворе.

Первый заключается в поэтапном расчете массы растворенного вещества, массы растворителя, массы раствора в статике (при заданных параметрах одного раствора) или динамике (при приготовлении раствора из двух или более компонентов).

Пример 1

Какая масса растворенных солей содержится в 150 г морской воды с массовой долей солей 3,5%?

Дано:

$$m(\text{раствора}) = 150 \text{ г}$$
$$w(\text{солей}) = 3,5\%$$

$m(\text{солей}) - ?$

Массу растворенных солей находим по основной формуле:

$$w(\text{солей}) = \frac{m(\text{солей})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\% \Rightarrow m(\text{солей}) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{солей})}{100\%} =$$
$$= 150 \text{ г} \cdot 0,035 = 5,25 \text{ г}$$

Ответ: 5,25 г

Пример 2

В 400 мл воды растворили 112 л хлороводорода

(н.у.). Рассчитать массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}$$

$$V(\text{HCl}) = 112 \text{ л}$$

$w(\text{HCl})$ - ?

1. Найдем количество вещества хлороводорода.

$$n(\text{HCl}) = \frac{V(\text{HCl})}{V_m} = \frac{112 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 5 \text{ моль}$$

2. Рассчитаем массу растворенного хлороводорода.

$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 5 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 182,5 \text{ г}$$

3. Найдем массу воды.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 400 \text{ г}$$

4. Рассчитаем массу полученного раствора.

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{HCl}) = 400 \text{ г} + 182,5 \text{ г} = 582,5 \text{ г}$$

5. Вычислим массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

$$w(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\% = \frac{182,5 \text{ г}}{582,5 \text{ г}} \cdot 100\% = 31,3\%$$

Ответ: 31,3%

Второй способ решения задач на массовую долю растворенного вещества, связанных с приготовлением растворов смешением двух компонентов (вода, чистые вещества, растворы), получил название правило смешения или «метода креста». Его можно предложить, в первую очередь, для предпрофильных классов.

В левых углах воображаемого прямоугольника записывают массовые доли вещества в обоих смешиваемых компонентах, в центре – массовую долю вещества в полученном растворе, в правых углах прямоугольника – разности между полученной и исходными концентрациями по абсолютной величине. Массовые доли можно брать как в процентах, так и в долях единицы. Например,

$$\begin{array}{ccc} 25 & \searrow & 7 \\ & 12 & \nearrow \\ 5 & \nearrow & 13 \end{array}$$

Числа в правых углах прямоугольника 7 и 13 показывают отношение масс соответственно 25%-ного и 5%-ного растворов, которые нужно смешать для получения 12%-ного раствора.

Если один из компонентов для получения раствора является вода, в соответствующем левом углу прямоугольника пишут 0, если чистое вещество – 100, если кристаллогидрат – массовую долю безводного вещества в кристаллогидрате. В одном из положений креста может быть искомая величина x .

Пример 3

Какую массу 7%-ного раствора хлорида натрия необходимо добавить к 200 г 20%-ного раствора, чтобы массовая доля NaCl в полученном растворе была равна 15%?

Дано:

$$m_1(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$$

$$w_1(\text{NaCl}) = 20\%$$

$$w_2(\text{NaCl}) = 7\%$$

$$w_3(\text{NaCl}) = 15\%$$

$$m_2(\text{р-ра}) - ?$$

1. В соответствии с правилом смешения получаем:

$$\begin{array}{ccc}
 20 & \searrow & 8 \\
 & 15 & \nearrow \\
 7 & \nearrow & 5
 \end{array}$$

2. Следовательно, 20%-ный и 7%-ный растворы нужно смешать в соотношении 8 : 5. Зная, что масса 20%-ного раствора равна 200 г, составляем пропорцию:

$$8 : 5 = 200 : x$$

$$200 \cdot 5$$

$$\text{Отсюда } x = \frac{\quad}{8} = 125 \text{ (г)}$$

Ответ: 125 г

На наш взгляд, наиболее простым способом решения задач на массовую долю вещества в растворе является вариация метода креста, основанная на законе сохранения массы. Учителя, использующие его в своей практике, в шутку называли этот метод «методом стаканчиков».

Изображают три стаканчика, из которых два первых символизируют два исходных компонента приготовления раствора, а третий (после равенства) – конечный раствор. Внутри стаканчиков записывают массовую долю растворенного вещества (в процентах или долях единицы), под стаканчиками – массы компонентов. Аналогично методу креста, массовая доля растворенного вещества в чи-

стой воде равна 0, в чистом веществе 100%, в кристаллогидрате - массовой доле безводного вещества. В любом из шести положений может быть искомая неизвестная величина. Полученный рисунок символизирует алгебраическое уравнение с одним неизвестным.

$$\begin{array}{ccccccc}
 w(\text{в-ва}) & \boxed{w_1} & + & \boxed{w_2} & = & \boxed{w_3} \\
 m(\text{объекта}) & m_1 & & m_2 & & m_3
 \end{array}$$

Верно равенство: $w_1 \cdot m_1 + w_2 \cdot m_2 = w_3 \cdot m_3$

Пример 4

К 300 г 6%-ного раствора серной кислоты прилили 100 г воды. Какова массовая доля кислоты в полученном растворе?

Дано:

$$m_1(\text{р-ра}) = 300 \text{ г}$$

$$w_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 6\%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$$

$$w_2(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

1. Составляем схему приготовления раствора:

$$\begin{array}{ccccccc}
 \boxed{6\%} & + & \boxed{0\%} & = & \boxed{x\%} \\
 300 \text{ г} & & 100 \text{ г} & & 400 \text{ г}
 \end{array}$$

2. Составляем уравнение и решаем его относительно x.

$$300 \cdot 6 + 0 \cdot 100 = 400x, \quad x = 4,5\%$$

Ответ: 4,5%

Приведенным выше методом легко решаются задачи, связанные с выпариванием растворов или выпадением осадка вещества при охлаждении насыщенного раствора. Нетрудно догадаться, что в этом случае между «стаканчиками» ставится знак минус, что, естественно, отражается и в алгебраическом уравнении.

Пример 5

После упаривания 500 мл 10%-ного раствора хлорида калия (плотность 1,1 г/мл) его масса уменьши-

лась на 100 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Дано:

$$V_1(\text{p-ра}) = 500 \text{ мл}$$

$$w_1(\text{KCl}) = 10\%$$

$$\rho_1(\text{p-ра}) = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$\Delta m = 100 \text{ г}$$

$$w_2(\text{KCl}) - ?$$

1. Найдем массу исходного раствора.

$$m_1(\text{p-ра}) = V_1(\text{p-ра}) \cdot \rho_1(\text{p-ра}) = 500 \text{ мл} \cdot 1,1 \text{ г/мл} = 555 \text{ г}$$

2. Составляем схему процесса.

10%	-	0%	=	x%
555 г		100 г		455 г

3. Составляем уравнение и решаем его относительно x.

$$555 \cdot 10 - 0 \cdot 100 = 455x, \quad x = 12,2\%$$

Ответ: 12,2%

Глава 3. Основные классы неорганических соединений

Общие рекомендации по изучению темы

Предварительное знакомство учащихся с основными классами неорганических соединений состоялось. К моменту изучения данной главы у восьмиклассников уже должны быть сформированы первые навыки отнесения вещества к тому или иному классу на основании его состава, составления названий вещества по формуле, написание формулы веществ по названию. Эти первые навыки закрепляются, углубляются, расширяются при более детальном рассмотрении оксидов, кислот, оснований, солей. Первые сведения о веществах дополняются внутриклассовой классификацией соединений по различным признакам, рассмотрением общих химических свойств, способов получения, областей применения важнейших представителей.

Рассмотрение свойства классов неорганических веществ позволяет закрепить не только первоначальные сведения о веществах, но и отработать навыки составления уравнений химических реакций, решения задач расчетного типа, «подготовить почву» для рассмотрения строения атома как основы для понимания свойств элементов и их соединений, существования естественных семейств элементов, периодического закона.

Изучение каждого класса неорганических веществ начинается с актуализации существенных признаков принадлежности к данному классу, основанного на анализе состава вещества. Отрабатывается номенклатура соединений, даются основы внутриклассовой классификации.

При изучении первого параграфа этой главы рекомендуется дополнить содержание материала рассмотрением двух классов простых веществ – металлов и неметаллов. Этому может способствовать формулировка проблемного вопроса: почему одни химические элементы относятся к металлам, а другие – к неметаллам? Еще раз следует обратить внимание на различие понятий «химический элемент» и «простое вещество».

При изучении оснований и кислот рекомендуется установить соответствие между основными оксидами и соответствующими основаниями, кислотными оксидами и соответствующими им кислотами. Не забудьте повторить окраску индикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах.

В параграфе «Соли» особое внимание следует уделить закреплению навыков составления формул солей по их названиям на основании валентности металла и кислотного остатка. Рекомендуем обратиться к таблице растворимости, в тетради рядом с формулами кислотных остатков записать названия соответствующих солей.

Завершает главу параграф, посвященный рассмотрению генетической связи неорганических соединений. Он важен в плане систематизации химических знаний учащихся, выстраивания внутренней логики дисциплины, понимания общей химической картины мира.

Вторую половину уроков следует посвятить решению расчетных и логических задач. Желательно, чтобы содержание задач имело практическую направленность.

23. Оксиды. Классификация и химические свойства

Цель урока – формирование умения идентифицировать оксиды среди прочих классов соединений по химической формуле (составу), составлять формулы оксидов по названию и выполнять обратное действие, классифицировать оксиды на группы и знать различия свойств оксидов различных групп, предлагать способы получения оксидов.

Рассмотрение класса оксидов предваряет информация об общей классификации неорганических соединений.

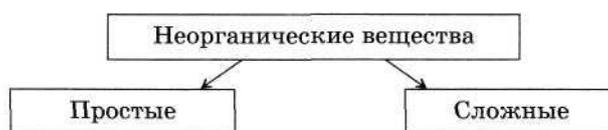
Стремление к классификации свойственно человеческому мозгу. Разделив объекты на классы, гораздо проще систематизировать сведения о них. Так, все кислоты имеют общие свойства, принципиально отличные от свойств, характерных, например, для щелочей. Зная эти общие свойства и отнеся вещество к классу кислот, тем самым мы характеризуем свойства этого вещества, хотя, может быть, не провели ни одной химической реакции с его участием.

Учитель предлагает рассмотреть обобщенную классификацию неорганических веществ, построенную по принципу сходства состава, строения и свойств веществ.

Он просит учащихся назвать самую глобальную классификацию неорганических веществ, связанную с различием их состава. На основании ответов учащихся учитель начинает составление на доске схемы классификации (схема 3).

Схема 3

Первый уровень классификации неорганических веществ



Учащиеся дают соответствующие определения простых и сложных веществ.

Учителю рекомендуется обратить внимание на следующие аспекты.

- Не следует путать сложные вещества и смеси. Смеси состоят из нескольких индивидуальных веществ.
- Не следует путать простое вещество и элемент. Элемент – это вид атомов. В молекуле простого вещества может содержаться несколько атомов. Один элемент может образовывать несколько простых веществ, отличающихся по количественному составу молекулы, по строению молекулы или кристаллической решетки (аллотропия).

- Простое вещество не обязательно просто устроено. Например, одно из простых веществ, образованных атомами углерода, – фуллерен – имеет 60 атомов в молекуле, соединенных между собой строго определенным образом, формируя структуру, похожую на футбольный мяч.

Классификация простых и сложных неорганических веществ продолжается в процессе дополнения изображенной на доске схеме. Учитель просит привести примеры простых веществ и классифицировать их, обосновывая свой ответ, т.е. указывая признаки, положенные в основу классификации. По совокупности физических и химических свойств простые вещества делят на две группы – *металлы* и *неметаллы* (схема 4).

Схема 4

Классификация простых веществ



Учитель просит учащихся вспомнить классификацию сложных неорганических веществ для завершения схемы на доске (схема 5). На данном этапе изучения химии нецелесообразно давать понятие об амфотерных оксидах и гидроксидах, информация о которых приводится в следующей главе.

Схема 5

Классификация сложных веществ



Анализ названия параграфа позволяет учащимся самостоятельно дать определение *оксидов*.

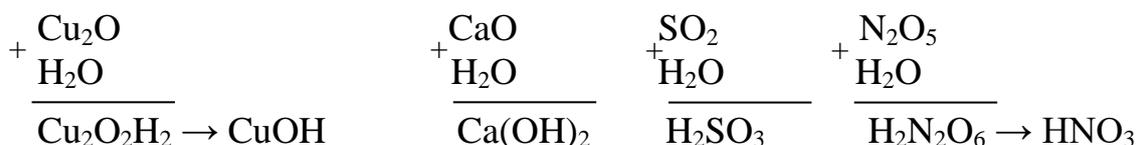
Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$. Учитель еще раз отрабатывает составление названий и формул оксидов.

При демонстрации образцов оксидов учитель обращает внимание ребят на то, что различные оксиды имеют разное агрегатное состояние: твердые вещества, жидкости и газы. Чем это объясняется? Учащиеся выдвигают свои предположения, в том числе могут вспомнить о различном строении твердых веществ. Действительно, оксиды с относительно низкими температурами кипения и плавления имеют молекулярное строение. Для тугоплавких оксидов (оксид алюминия, оксид кремния (IV)) характерно атомное строение. Металлы, как калий, натрий, кальций, построены заряженными частицами – ионами.

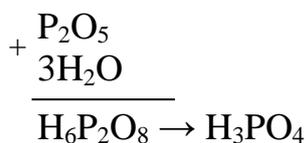
Затем рассматривается классификация оксидов на **основные** и **кислотные**.

Основным оксидам ставится в соответствие основание, кислотным – кислородсодержащая кислота. В качестве демонстрационного эксперимента проводится гашение оксида кальция и растворение в воде продукта горения фосфора или серы (кислотные оксиды). Полученные растворы обязательно исследуются индикатором с анализом его окраски в том и другом растворе.

Для отработки умения составлять формул гидроксидов, соответствующих данному оксиду, можно прибегнуть к известному приему: «складывают» состав оксида и воды, затем сокращают индексы в целое число раз (если это возможно). Записывать эту «математическую» операцию в строчку нежелательно, чтобы не путать ее с уравнением химической реакции (далеко не все оксиды реагируют с водой). Лучше «складывать» столбиком:



Иногда приходится брать не одну молекулу воды, а две или три:



Различия между основными и кислотными оксидами учащиеся выясняют на основании рассмотрения их химических свойств. А в чем их сходство? Восьмиклассники выдвигают несколько версий, но вряд ли среди них окажется та, которая требуется в данный момент. Учитель формулирует сходство сам. И основные, и кислотные оксиды при взаимодействии со своими «химическими антиподами» (соответственно кислотами и щелочами) образуют соли. Однако, подчёркивает учитель, существуют оксиды, для которых этого «не наблюдается»? Они относятся к группе **несолеобразующих оксидов**, в противоположность **солеобразующим** кислотным и основным.

В заключение рассматриваются способы получения оксидов, указанные в учебнике, только для иных примеров.

24. Основания, их классификация и химические свойства

Цели данного урока аналогичны тем, которые преследовались на предыдущем уроке, посвященном рассмотрению оксидов. Это формирование умения идентифицировать основания среди прочих классов соединений по химической формуле (составу), составлять формулы оснований по названию и выполнять обратное действие, классифицировать основания на группы по различным признакам, предлагать способы получения оснований в зависимости от их природы.

Содержание химического образования настолько пронизано внутренними взаимосвязями, что учащиеся без труда дадут определение оснований. Ведь речь об этом классе соединений шла и на прошлом уроке, посвященном оксидам, и в

ознакомительном материале главы 2. Такие внутренние мини-концентры хороши тем, что позволяют постоянно держать в оперативной памяти основополагающие элементы содержания предмета. Постепенно они превращаются в устойчивое знание.

Учитель записывает общую формулу оснований $M^{+n}(OH)_n$, и отмечает, что число гидроксильных групп, как правило, равно 1 или 2.

На данном этапе можно дать некоторые «послабления»:

- не акцентировать внимание на существовании одного важного неорганического основания – гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$;
- не упоминать о существовании амфотерных гидроксидов (это материал следующих уроков);
- «закрывать глаза» на отнесение к основаниям гидроксидов со слабо выраженными амфотерными свойствами: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$; $Fe(OH)_3$.

В основу классификации оснований, говорит учитель, могут быть положены разные признаки, но останавливается лишь на двух из них – отношении к воде (уже знакомо учащимся) и числе гидроксильных групп (так называемая кислотность оснований).

Важно отметить, что щелочи образуют щелочные и щелочноземельные металлы. Большинство других оснований в воде нерастворимы.

Учитель демонстрирует образцы щелочей, обращая внимание на то, что все они представляют собой твердые вещества, состоящие из ионов.

В заключение обращаем ваше внимание на одну типичную ошибку школьников. Если спросить, каким образом можно получить в лаборатории гидроксид меди(II), то, как правило, вы получите ответ: взаимодействием оксида меди(II) с водой. (Заметьте, именно меди, этот реагент «пронизывает» не только неорганическую, но и органическую химию). Один из возможных вариантов «лечения этого недуга» приведем из собственного опыта. Пospорьте с ребятами, что они никогда не смогут запомнить правильный ответ – реакцией обмена между солью меди и щелочью (или проще – взаимодействием раствора сульфата меди(II) и гидроксида натрия). Договоритесь, что за каждый неправильный ответ на этот вопрос (или отсутствие ответа) вы получаете один балл, за каждый правильный ответ балл получает класс. Через пару уроков задайте этот вопрос классу, попросите ответить самого слабого ученика. 1:0 в вашу пользу. Повторите вопрос на следующем уроке. Поначалу счет будет разгромным в вашу пользу. Затем наступит перелом, и разрыв начнет катастрофически сокращаться. Выждите месяц. Неожиданно повторите вопрос. В конечном счете, вы проиграете, чего и требовалось добиться.

25. Кислоты, их классификация и химические свойства

На изучение кислот и солей, в отличие от оксидов и оснований, отводится по два урока. Поэтому одними из **значимых целей этих уроков** следует считать

отработка решения задач на расчет по химическим уравнениям, а также составление уравнений химических реакций по заданным цепочкам превращений.

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков. Именно такое определение приводит учитель, т. к. на этом этапе обучения химии рассматривается классификация неорганических веществ по составу.

Классификацию кислот проводят по пяти признакам, представленным в таблице 9 учебника. Классификация по наличию в кислотном остатке атомов кислорода учащимся уже известна.

При рассмотрении классификации кислот по основности учитель обращает внимание на фразу в определении кислот «способных замещаться на металл». Это уточнение иллюстрируется на примере уксусной кислоты, содержащей в составе молекулы четыре атома водорода, из которых только один способен замещаться на металл (кислота одноосновная). В качестве примера трехосновной кислоты, помимо ортофосфорной, в предпрофильных классах можно привести и мышьяковую H_3AsO_4 .

В таблице растворимости из нерастворимых кислот приведена только кремниевая. Чтобы не сложилось впечатление, что это единственная нерастворимая в воде кислота, приведите формулу борной кислоты H_3BO_3 (также трехосновная).

Нестабильность некоторых кислот (классификация по признаку стабильности) приводит к тому, что они не существуют в чистом виде, а известны только в растворах (угольная, сернистая, азотистая).

Учитель демонстрирует образцы кислот: кислородсодержащих HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и бескислородной HCl . Учащиеся по химическим формулам определяют основность каждой из них.

При характеристике химических свойств кислот не забудьте еще раз повторить окраску индикаторов в кислотной среде (желателен демонстрационный эксперимент или лабораторный опыт).

На данном уроке впервые встречается понятие **ряда активности металлов**. В этой связи целесообразно упомянуть имя выдающегося русского химика и металлурга Николая Николаевича Бекетова. Будучи профессором Харьковского Императорского университета, он изучал процессы вытеснения одних металлов из растворов и расплавов другими металлами. По результатам работы ученый защитил докторскую диссертацию, которая так и называлась: «Исследования над явлениями вытеснения одних металлов другими» (1865 г.). Впервые был составлен ряд активности металлов, который в дальнейшем трансформировался в электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов).

Также впервые вводится представление о том, что концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагируют с металлами по-особому, без выделения водорода. Пока это только констатация факта, без написания уравнений, которые впервые лучше привести в теме «Окислительно-восстановительные реакции».

При изучении реакций кислот с солями необходимо повторить первоначальные знания об условиях протекания реакций обмена: выделение газа и выпадение осадка. Пока отсутствует представление об электролитической диссоциации называть эти условия признаками протекания реакций ионного обмена и добавлять в качестве третьего условия образование слабого электролита, естественно, не стоит.

Краткие сообщения о значении некоторых кислот делают учащиеся.

Серная кислота H_2SO_4 — важнейший продукт основной химической промышленности. Наибольшее ее количество идет на производство фосфорных и азотных удобрений. Будучи нелетучей, она используется для получения других кислот — HCl , HF , H_3PO_4 и др. Часть серной кислоты идет на очистку нефтепродуктов, поверхностей металлов от оксидов перед никелированием и хромированием. Она используется в производстве волокон, взрывчатых веществ, красителей, пластмасс, лекарственных препаратов. Ее заливают в свинцовые аккумуляторы.

Азотная кислота HNO_3 используется в производстве азотных удобрений, взрывчатых веществ, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон и др. Дымящая азотная кислота применяется в качестве окислителя ракетного топлива.

Фосфорная кислота H_3PO_4 идет в основном на производство фосфорных удобрений.

Соляная кислота HCl применяется для получения ее солей, при травлении металлов, а также в пищевой промышленности, медицине, обработке руд, в химическом синтезе. Следует добавить, что соляная кислота входит в состав желудочного сока.

Учитель может дополнить эти сообщения следующим рассказом.

Серная и азотная кислоты «ответственны» за кислотные дожди. Обычный дождь имеет слегка кислотную среду из-за взаимодействия углекислого газа с атмосферной влагой с образованием угольной кислоты. Угольная кислота очень слабая и неустойчивая. Но ситуация меняется, когда в атмосфере оказываются оксиды серы и азота, выбрасываемые тепловыми электростанциями, заводами и автомобилями. Образующиеся из них кислоты — серная и азотная — сильные. Кислотные дожди вредны не только для живых организмов, живущих в воде и почве, они разрушают известняк, мрамор и бетон.

26. Соли, их классификация и химические свойства

Цели двух уроков, посвященных рассмотрению химии солей, можно сформулировать следующим образом: формирование умения классифицировать соли по составу, характеризовать общие химические свойства солей и подтверждать их проведением лабораторных опытов, составлять уравнения реакций с участием солей.

В начале урока учащиеся вспоминают первое определение солей, которое им уже знакомо. **Соли** – это сложные вещества, состоящие из металла и кислотного остатка. Учитель подчёркивает, что данное определение не совсем точно, поскольку охватывает только один тип солей, называемых средними. И далее предлагает классификацию солей по составу: помимо средних солей приводится определение и примеры кислых и основных солей. Следует иметь в виду, что не любые многоосновные кислоты и многокислотные основания имеют соответствующие кислые и основные соли, поэтому записывать наобум формулы гипотетических веществ не стоит. Например, существуют гидрокарбонаты (основные карбонаты) магния, меди, марганца, но не существует гидрокарбоната кальция. Гидрокарбонат кальция представлен в любом учебнике по химии, а гидросульфат кальция не известен.

При составлении формул солей по валентности металла и кислотного остатка, а также названий солей учащиеся привычно обращаются к таблице растворимости.

Характеристику химических свойств солей учитель проводит на основе полученных ранее знаний.

Взаимодействие солей с металлами предполагает использование ряда активности металлов, на сей раз с дополнительной информацией. Металлы простые вещества, стоящие в ряду активности левее, способны вытеснять менее активные металлы, стоящие в ряду правее, из растворов их солей. Обязательно нужно сделать оговорку, что наиболее активные металлы (элементы IA-группы, кальций, стронций, барий) в подобных реакциях не используют, поскольку они реагируют, в первую очередь, с водой, а не с солью в растворе.

Реакции обмена со щелочами и кислотами – уже пройденный материал, поэтому закрепляется умение анализировать возможность протекания реакции по свойствам образующихся продуктов – газообразных или выпадающих в осадок.

Условия протекания реакций обмена вновь закрепляются при рассмотрении взаимодействия солей между собой. Здесь может реализоваться только одно условие – вновь образующаяся соль должна быть нерастворима в воде.

В зависимости от уровня освоения материала классом, перспектив дальнейшего выбора естественнонаучного профиля обучения могут быть рассмотрены дополнительные сведения о солях, оставшиеся за рамками параграфа.

1. Соли – самый многочисленный класс неорганических веществ. Почему? Если учащиеся затрудняются сформулировать ответ на этот вопрос, предложите им визуализировать ход рассуждений.

Предположим, мы имеем по три представителя класса оснований и кислот. На доске записываются формулы:

Основания	Кислоты
NaOH	HCl
KOH	H ₂ SO ₄
Ca(OH) ₂	H ₃ PO ₄

Вопрос: какое число солей можно получить попарным взаимодействием этих соединений? Как минимум, учащиеся должны назвать девять средних солей

– хлориды, сульфаты и фосфаты натрия, калия и кальция. Их формулы также записывают на доске:

Соли

NaCl	Na ₂ SO ₄	Na ₃ PO ₄
KCl	K ₂ SO ₄	K ₃ PO ₄
CaCl ₂	CaSO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂

Но ведь помимо средних солей существуют кислые и основные. Кислые соли могут образовывать из приведенного списка только серная и фосфорная кислоты, как многоосновные. Причем фосфорная кислота образует два ряда кислых солей:

Кислые соли

NaHSO ₄	Na ₂ HPO ₄	NaH ₂ PO ₄
KHSO ₄	K ₂ HPO ₄	KH ₂ PO ₄
Ca(HSO ₄) ₂	CaHPO ₄	Ca(H ₂ PO ₄) ₂

Гидроксид кальция, как многокислотное основание, способен образовывать основные соли. Достоверно известно о существовании гидроксохлорида кальция:

Основная соль



Итого получилось 19 солей!

2. Учитель отмечает, что вместо металла в состав соли может входить особая одновалентная группа атомов - аммонийная группа NH₄⁺. Например: нитрат аммония NH₄NO₃, сульфат аммония (NH₄)₂SO₄.

Вернемся к заключительному элементу содержания урока. Способы получения солей – это «собирательный образ» изученных ранее свойств неорганических соединений различных классов. Единственный новый способ – обменная реакция между двумя солями, но и это взаимодействие уже рассматривалось на уроке как химическое свойство солей. Рассмотрение способов получения солей – логичный связующий элемент к материалу следующего параграфа, посвященного генетической связи между основными классами неорганических веществ.

27. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Урок, посвященный изучению генетических связей между основными классами неорганических веществ, представляет собой своеобразное интегрированное занятие, связывающее воедино представления учащихся о способах получения и химических свойствах веществ. **Цель урока** – формирование представлений о генетических рядах металлов и неметаллов, умения записывать уравнения реакций, соответствующих последовательности («цепочке») превращений неорганических веществ различных классов.

Генетическая связь различных классов неорганических веществ логично следует за параграфом «Соли», поскольку большинство генетических цепочек и взаимосвязей приводят к образованию солей в качестве конечного продукта. Та-

ким образом, на примере генетических связей закрепляются знания химических свойств основных классов веществ и способы получения солей.

Материальный мир, в котором мы живем и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Единство и многообразие химических веществ этого мира наиболее ярко проявляется в генетической связи между этими веществами и отражает единую природу мира веществ, т.е. генезис (происхождение) каждого из веществ этого мира.

Основными признаками *генетической связи* между веществами являются следующие:

- химические вещества представляют собой различные формы существования разных химических элементов;
- эти вещества связаны между собой взаимопревращениями.

Частным случаем генетической связи являются *генетические ряды*.

Генетическим называется ряд веществ, образованных одним химическим элементом, связанных взаимопревращениями, отражающий общность происхождения этих веществ, то есть их *генезис*.

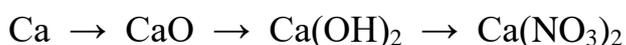
Основными признаками генетического ряда являются следующие:

- все вещества данного ряда образованы одним химическим элементом;
- все вещества данного ряда относятся к разным классам, то есть представляют собой разные формы существования одного и того же химического элемента;
- все вещества данного ряда связаны между собой взаимопревращениями.

В неорганической химии выделяют несколько типов генетических рядов.

Учащимся следует показать два-три генетических ряда металла и столько же генетических рядов неметаллов. Рекомендуем использовать металлы и неметаллы с постоянной валентностью (степенью окисления) в сложных веществах цепочки.

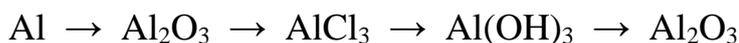
Различают две разновидности генетического ряда металлов. Первая разновидность – это генетический ряд, в котором в качестве гидроксида выступает щёлочь. Этот ряд может быть представлен следующей цепочкой: *металл* → *основный оксид* → *основание (щёлочь)* → *соль*. Например, генетический ряд кальция:



Другая разновидность – генетический ряд металлов, где в качестве гидроксида выступает нерастворимое основание. Этот ряд представлен следующей цепочкой: *металл* → *основный оксид* → *соль* → *основание* → *основный оксид*. Например, генетический ряд магния:



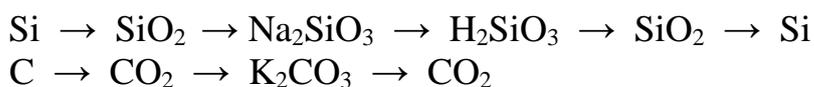
Помните, что с амфотерностью оксидов и гидроксидов учащиеся еще не знакомы. Поэтому амфотерные гидроксиды даются только в контексте их основных свойств:



Генетический ряд неметаллов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же неметалл. Здесь также можно выделить две разновидности. В первом генетическом ряду в качестве гидроксида выступает растворимая кислота и цепочка превращений имеет общий вид: *неметалл* → *кислотный оксид* → *кислота* → *соль*. Например, генетический ряд серы:

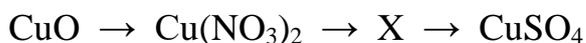


Другая разновидность генетического ряда неметаллов отличается тем, что в ней в качестве гидроксида выступает нерастворимая кислота (или нестойкая угольная кислота). Тогда цепочка превращений будет иметь вид: *неметалл* → *кислотный оксид* → *соль* → *кислота* → *кислотный оксид*. Например, генетические ряды кремния и углерода:



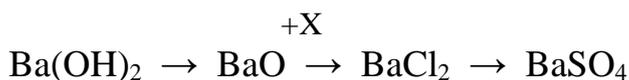
Обратите внимание, что цепочки превращений являются одним из элементов содержания основного государственного экзамена по химии (ОГЭ). Как указано в спецификации 2020 года, задание №21 части №2 экзаменационной работы проверяет знание «взаимосвязи различных классов неорганических веществ». Задание дается с пропущенным реагентом или звеном цепи. Вторая часть задания проверяет умение составлять сокращенные ионные уравнения реакций, этот вопрос следует отработать с учащимися в 9 классе.

Задание 1. Дана схема превращений:



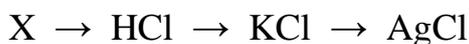
Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения.

Задание 2. Дана схема превращений:



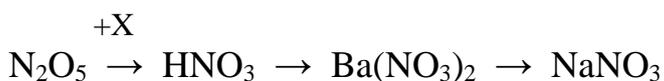
Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Укажите название вещества X.

Задание 3. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Укажите название вещества X.

Задание 4. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Укажите название вещества X.

Глава 4. Периодический закон и периодическая система химических эле- ментов Д.И. Менделеева. Строение атома

Общие рекомендации по изучению темы

Данная глава наглядно отражает внутреннее концентрическое построение курса химии 8 класса. На новом витке, более углубленно рассматриваются уже введенные термины и понятия: химический элемент, периодическая таблица элементов Д. И. Менделеева, атом, относительная атомная масса, ион и др.

Эту внутреннюю взаимосвязь материала учебника учитель должен обязательно использовать на уроке. Отталкиваясь от начальных знаний и представлений, полученных в курсах естественных наук и обобщенных в первой главе, выясняя степень освоения материала, учитель углубляет и расширяет знания учащихся по каждому вопросу, и в то же время анонсирует его еще более серьезное изучение в старших классах на следующем витке концентрической системы.

Например, изучение §30 можно начать с выяснения, что учащиеся понимают под термином «атом» на основании знаний по физике и атомно-молекулярного учения, рассмотренного в §5. Затем учащиеся вспоминают и комментируют основные положения атомно-молекулярного учения. Один из постулатов атомно-молекулярного учения – утверждение о неделимости атома – оказалось одним из самых выдающихся заблуждений человечества, просуществовавшее более 2-х тысяч лет. Раскрывая тезис о сложном строении атома, учитель переходит к рассмотрению нового материала о составе атомного ядра, существовании изотопов, затем о строении электронной оболочки атома. Определение понятия атома дается в новом варианте. Затем обсуждается связь строения атомов химического элемента с его положением в периодической системе Д.И. Менделеева. В заключение учитель формулирует несколько проблемных вопросов, например:

- Можно ли атомы одного химического элемента превратить в атомы другого? Если это возможно, то попытки алхимиков превратить любой металл в золото не являются заблуждением?
- Почему одни элементы в периодической таблице помещены в главные подгруппы, а другие – в побочные? Почему для лантаноидов и актиноидов не нашлось места в основном поле таблицы?
- Почему электроны, обладающие отрицательным зарядом, не движутся к ядру, заряженному положительно, и «не нейтрализуют» положительный заряд протонов?

Ответы на эти и многие другие вопросы, подводит итог учитель, учащиеся узнают на уроках химии в старшей школе, если выберут для себя соответствующий профиль обучения.

Главным итогом изучения темы должно стать умение учащихся прогнозировать свойства атомов химических элементов, образованных ими простых и сложных веществ на основании положения элемента в периодической системе и строения атома. Освоив представленные в учебнике закономерности, учащийся сможет дать прогностическую характеристику практически любого химического элемента, например, селена.

Элемент селен. Расположен в главной подгруппе шестой группы четвертого периода периодической системы. Атомный номер 34. Заряд ядра атома +34, в ядре содержится 34 протона.

В электронной оболочке атома селена 34 электрона, расположенных на четырех электронных уровнях. На внешнем уровне шесть электронов.

Селен – неметалл. Его неметаллические свойства выражены сильнее, чем у мышьяка, но слабее, чем у брома; сильнее, чем у теллура, но слабее, чем у серы.

Максимальная валентность селена равна шести. Формула высшего оксида SeO_3 . Это кислотный оксид, реагирующий со щелочами с образованием соли и воды.

Оксиду селена соответствует кислота состава H_2SeO_4 , которая взаимодействует со щелочами с образованием соли и воды.

Формула летучего водородного соединения селена H_2Se .

Этот небольшой пример показывает, что хорошее знание химии не означает бездумного заучивания бесконечного множества свойств, уравнений химических реакций и конкретных фактов. Эту информацию в случае необходимости можно найти в любом из доступных источников. Знание химии – это понимание закономерностей и взаимосвязей, позволяющее применить их для решения конкретных задач и ответа на частные вопросы.

28. Естественные семейства химических элементов. Амфотерность

В качестве пролога к изучению строения атома и его отражению в периодическом законе и периодической системе химических элементов предлагается актуализация знаний учащихся о структуре периодической таблице и естественных семействах элементов. **Основной же целью урока** является введение понятия амфотерность в отношении оксидов и гидроксидов металлов.

В начале урока рекомендуется вспомнить структуру и основные элементы содержания периодической таблицы Д.И. Менделеева (длиннопериодный и короткопериодный варианты, периоды, группы, подгруппы, атомный номер, относительная атомная масса).

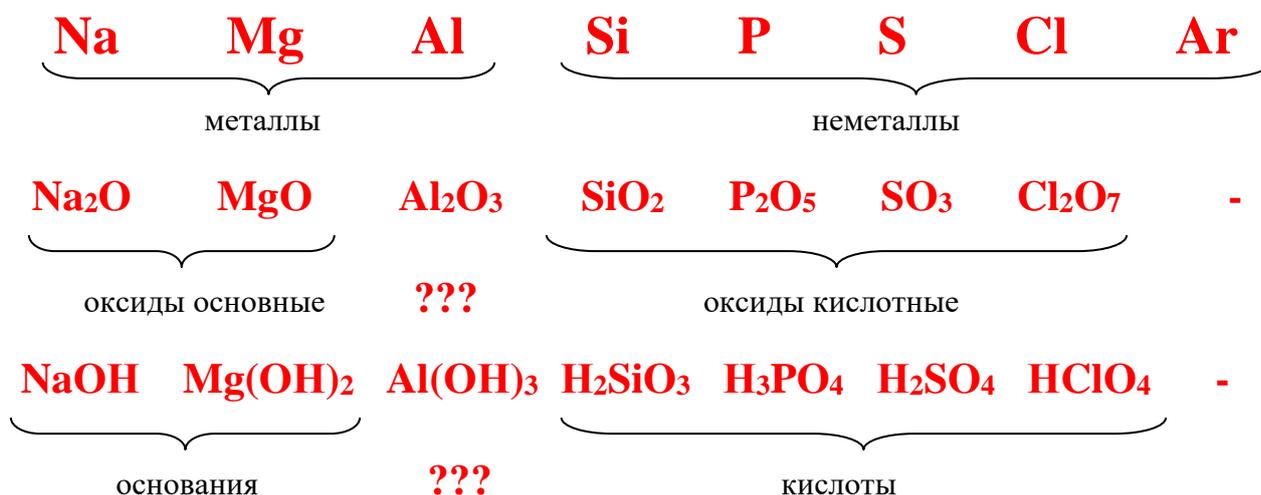
Далее учитель напоминает учащимся, что некоторые группы элементов имеют собственные названия. Например, элементы главной подгруппы I группы (учитель просит учащихся перечислить их) называют щелочными металлами, так как эти элементы образуют едкие растворимые в воде соединения – щелочи.

Элементы главной подгруппы VII группы или VII-A группы (учащиеся перечисляют их) называют галогенами, что в переводе с греческого означает «рождающие соли» (*от греч. halos – соль, genos – род, происхождение*). Элементы главной подгруппы VIII группы или VII-A группы (учащиеся перечисляют их) называют благородными (ранее инертными) газами, так как эти вещества почти не образуют соединений с другими химическими элементами и существуют в виде отдельных атомов.

Затем учитель вместе с учащимися вспоминает классификацию химических элементов Й.Я. Берцелиуса – условное деление на металлы и неметаллы на основе различий в свойствах образованных ими простых веществ и соединений. Так, металлам соответствуют основные оксиды и основания, а неметаллам — кислотные оксиды и кислоты. Рассмотрение этого вопроса ведется на примере элементов третьего периода (схема 6).

Схема 6

Классификация элементов III периода и их соединений



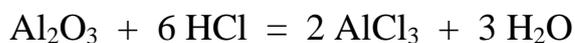
Учитель задает проблемный вопрос: насколько «резко» в периоде происходит переход от металлов к неметаллам, для соединений соответствующих элементов переход от основных оксидов к кислотным, от оснований к кислотам? Существует ли четкая «пограничная линия»?

Оказывается изменение свойств как простых веществ, так и соединений элементов в периоде происходит плавно, постепенно. Начните анализ с последней строки схемы. Гидроксид натрия – сильное основание, щелочь. Гидроксид магния – нерастворимое в воде основание. Кремниевая кислота – слабая нерастворимая в воде. Далее сила кислот увеличивается от фосфорной к хлорной. Следовательно, где-то на «рубеже алюминия» происходит перелом от основных свойств к кислотным.

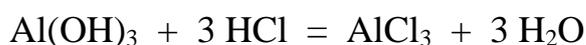
Аналогичная ситуация с оксидами. Основной оксид натрия реагирует с водой с образованием щелочи. Оксид магния тоже основной, но с водой не реагирует. Оксиду кремния соответствует кремниевая кислота, следовательно, это оксид кислотный, но с водой он не реагирует. Оксиды последующих элементов-

неметаллов реагируют с водой с образованием кислот «нарастающей силы». Опять алюминий оказался пограничным элементом.

Учитель вводит понятие **амфотерности** как способности проявлять двойственные свойства (в данном случае кислотно-основные) в зависимости от природы реагента. Оксид алюминия является амфотерным, т.к. проявляет свойства основного оксида в реакциях с кислотами и свойства кислоты при взаимодействии со щелочами:



Гидроксид алюминия также является амфотерным, в реакциях с кислотами ведет себя как нерастворимое в воде основание. Однако, подобно кислотам, реагирует со щелочами с образованием соли.



Впервые в курсе учащимся встретились комплексные соединения. Однако рассматривать их строение, номенклатуру, классификацию не стоит.

Из других амфотерных оксидов и гидроксидов даются соединения хрома и бериллия.

Возможно, учащиеся попросят вернуться к элементам третьего периода с логичным вопросом: быть может, алюминий, как пограничный элемент, тоже можно считать «амфотерным», «полуметаллом-полунеметаллом»? Нет, все-таки алюминий – это металл, несмотря на то, что реагирует и с кислотами, и со щелочами, образует амфотерные оксид и гидроксид. Определяющими здесь являются физические свойства простого вещества, типичные для металлов: высокая электро- и теплопроводность, пластичность, блеск, металлическая кристаллическая решетка и др.

29. Открытие периодического закона Д.И. Менделеева

Данный урок является логическим продолжением рассмотрения естественных семейств химических элементов и изменения свойств оксидов и гидроксидов элементов в периодах, чему был посвящен предыдущий урок. **Цель этого занятия** – познакомить учащихся с историей открытия периодического закона, раскрыть сущность научного подвига Д.И. Менделеева и многогранность его личности.

В соответствии с материалом учебника анализировать исторические предпосылки открытия периодического закона не следует. Этому вопросу будет посвящен раздел в 11 классе как на базовом, так и на углубленном уровнях изучения химии. Учитель рассказывает адаптированную технологию анализа закономерностей изменения свойств элементов и их соединений, желательна на основе самостоятельной работы с карточками.

Особую значимость теме придает тот факт, что 2019 г. был объявлен ЮНЕСКО годом периодической таблицы (150 лет со дня создания) и чествования 185-летия со дня рождения Д.И. Менделеева. В юбилейном году было опубликовано большое количество материала, посвященных биографии, научному наследию, личностным качествам Д.И. Менделеева, отношению академического сообщества к открытому им закону. Ребятам не составит труда подготовить ряд сообщений на заданную тему и доложить их на уроке или во внеурочной работе.

Учитель предваряет сообщения учащихся эпизодом из жизни ученого. Два петербуржца, завидев проходящего мимо них Дмитрия Ивановича Менделеева, ведут диалог:

- Ты знаешь этого господина?

- Конечно, это знаменитый чемоданных дел мастер Менделеев!

Этот небольшой штрих из биографии Д.И. Менделеева лишней раз свидетельствует о том, за какое бы дело ни брался выдающийся русский ученый (мастерить чемоданы было его увлечением на протяжении всей жизни), он выполнял его с блеском, талантливо и профессионально.

Учитель и его ассистенты-учащиеся знакомят класс с основными биографическими данными из жизни Д. И. Менделеева и его ролью в развитии химии.

Морозным зимним утром 27 января 1834 г. в семье директора Тобольской гимназии И.П. Менделеева родился последний, семнадцатый ребенок. Вскоре Иван Павлович тяжело заболел и умер, а заботы о многочисленной семье легли на плечи матери, женщины выдающегося ума и энергии Марии Дмитриевны Менделеевой. Младший сын отличался своими необыкновенными способностями, и она сделала все возможное для того, чтобы развить его природное дарование. Дмитрий Иванович до конца своих дней был признателен матери и всегда помнил ее заветы «избегать... самообольщения, настаивать в труде, а не в словах, и терпеливо искать божескую или научную правду».

В тобольской гимназии юноша охотно занимался математикой и физикой, затем в Главном Педагогическом институте в Петербурге все-рез увлекся химией и минералогией. Уже в 22 года он защитил диссертацию на степень магистра химии. Вскоре молодого ученого отправляют в двухгодичную командировку за границу.

В немецком городе Гейдельберге Менделеев работает в собственной химической лаборатории под руководством выдающихся ученых-химиков: Р. Бунзена, Г. Кирхгофа, Г. Коппа. Часы досуга он проводил в кругу молодых русских ученых: С.П. Боткина, И.М. Сеченова, И.А. Вышнеградского, А.П. Бородин.

В 1861 г. Д.И. Менделеев возвращается в Петербург, где возобновляет педагогическую деятельность (рис. 7). Современники отмечали его поистине необыкновенную работоспособность. Всего за два месяца, буквально не отходя от стола, он пишет замечательный учебник «Органическая химия». Лекции ученого были настолько увлекательны, что слушать их собирался весь университет. В этих лекциях Менделеев как бы вел за собой слушателя, заставляя его проделывать тот трудный и утомительный путь, который от сырого фактического материала науки приводит к истинному познанию природы. Он заставлял почувствовать, что открытия даются лишь ценой упорного труда.



Рис. 7. Кабинет Д.И. Менделеева в Петербургском университете



Рис. 8. Титульный лист книги Д.И. Менделеева «Основы химии»

А уж упорства и гениальной научной проницательности ученому было не занимать. Работая над второй частью учебника «Основы химии» (еще при жизни Менделеева эта книга выдержала 8 изданий и была переведена на десятки иностранных языков) (рис. 8), он заинтересовался закономерностями изменения свойств химических элементов. Результатом напряженного научного труда стало открытие периодического закона, принесшего ученому всемирную известность и громкую славу. Согласно этому закону, свойства химических элементов и их соединений постепенно изменяются с увеличением атомной массы элемента (точнее, с увеличением положительного заряда атомного ядра), так, что через определенные интервалы появляются сходные или близкие по свойствам элементы.

Д.И. Менделеев не только первым сформулировал периодический закон и представил его в виде уже известной вам периодической таблицы химических элементов. Он сам показал его огромное научное значение и предсказательную силу. На основании закона он исправил неверно опреде-

ленные относительные атомные массы некоторых элементов и предсказал существование и свойства неоткрытых к тому времени элементов: галлия, скандия, германия.

Открытие периодического закона – главное, но далеко не единственное научное достижение ученого. Он сделал ряд других важных открытий в химии, воздухоплавании и метеорологии. В 1887 г. в подмосковном Клину он поднимается на воздушном шаре, чтобы наблюдать полное солнечное затмение. Менделеев прекрасно справляется с поручением Морского и военного министерства по разработке процесса изготовления бездымного пороха.

Д.И. Менделеев был чрезвычайно разносторонним ученым, сказавшим свое слово во многих естественных науках. Общее число книг, брошюр, статей, научных докладов, вышедших из-под пера Д.И. Менделеева, превышает 350, это более 25 объемных томов настоящей научной энциклопедии. Из них более половины приходится на труды по химии и физике.

Кроме научных исследований и педагогической деятельности, Д.И. Менделеев внес огромный вклад в развитие промышленности России. Он глубоко верил в могучий потенциал науки для решения практических вопросов, считал единение науки и техники необходимым для нашего отечества, а потому на собственном примере показывал, к каким блестящим практическим результатам может привести наука в союзе с промышленностью.

Всякое дело, за какое бы ни брался Менделеев, каким бы узко специальным оно ни было, он охватывал широко и стремился глубоко проникнуть в сущность вопроса. Всюду он умел быть оригинальным, или, как говорил о себе сам ученый, «своеобычным». Изучение вопроса о рациональной добыче и утилизации нефти он связывал с чисто научной проблемой происхождения нефтяных запасов. Решение практических задач метрологии (учение о точности измерений), например, точности взвешивания, приводила ученого к исследованию явления всемирного тяготения. «Посев научный взойдет для жатвы народной», – это крылатое выражение принадлежит Д.И. Менделееву.

Вопросами метрологии Д.И. Менделееву довелось заниматься в связи с назначением его управляющим Главной Палаты мер и весов. Здесь Менделеев проводил ряд работ по метрологии, принимал самое непосредственное участие в организации Всемирных промышленных выставок в Чикаго (1893) и Париже (1900). На этом посту Дмитрий Иванович оставался до конца своей жизни, оборвавшейся в 1907 г.

Менделеев был одним из культурнейших людей своего времени. Он глубоко интересовался литературой и искусством, собрал огромную коллекцию репродукций картин великих художников. На его квартире часто проходили встречи выдающихся деятелей науки и культуры.

Беспримерные заслуги Менделеева перед наукой признаны учеными всего мира. Он был избран членом более 90 академий, научных обществ и университетов различных стран, его именем назван лунный кратер, под-

водный горный хребет. В 1962 г. Академия наук СССР учредила медаль им. Д.И. Менделеева за лучшие работы по химии и химической технологии.

В 1955 г. в американском городе Беркли, в Калифорнийском университете группа ученых-ядерщиков под руководством Гленна Сиборга искусственным путем получили новый, 101-й химический элемент. По единодушному решению первооткрывателей ему было дано название менделевий. Эти ли не дань уважения памяти великого русского химика, построившего для химических элементов общий «дом» под названием периодическая система химических элементов.

30. Основные сведения о строении атома

Начальные сведения о строении атома школьникам известны из курса физики. **Цель урока** – формирование представлений об атоме как совокупности ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронной оболочки; отработка понятий химический элемент, относительная атомная масса, изотоп, атомная единица массы.

Рассмотрение вопроса целесообразно начать с актуализации знаний учащихся об атомах, например, со следующих вопросов классу.

- Когда появилось понятие «атом»? (За 400 лет до н.э. Демокрит выдвинул идею о существовании атомов.)
- Когда в науке утвердилось атомистическая теория? (Взгляды Демокрита не получили признания. Только в XVIII в. химики начали истолковывать результаты своих исследований с использованием понятия «атом». В 1808 г. Дальтон сформулировал атомистическую теорию.)
- Каковы основные положения атомно-молекулярного учения?

Учитель отмечает, что в результате химических превращений атомы действительно разделить нельзя, но в конце XIX в. эксперименты, проведенные учеными-физиками, доказали, что атом делим и состоит из частиц, названных элементарными. Число элементарных частиц, известных физикам, превышает 200. Однако для «химического» понимания строения вещества в школьном курсе ограничиваются лишь тремя: **протонами, нейтронами, электронами**.

Планетарная модель строения атома, предложенная Э. Резерфордом в 1907 г., изображена на рис. 69 учебника. Согласно этой модели строение атома напоминает устройство Солнечной системы. В центре атома находится очень маленькое положительно заряженное ядро, вокруг которого постоянно движутся электроны, образующие в совокупности **электронную оболочку атома**. Электроны заряжены отрицательно. Отметим, что рисунок в учебнике не отражает истинного соотношения размера атома с размером атомного ядра, так как размер ядра примерно в миллион раз меньше размера всего атома.

Ядро образовано частицами двух видов: протонами и нейтронами, которые называют **нуклонами**

Ядро атома всегда заряжено положительно, так как включает положительно заряженные частицы – протоны и электронейтральные частицы – нейтроны. Как же тогда объяснить электронейтральность атома в целом? Учащиеся пытаются дать ответ на этот вопрос, после чего формулируется вывод: число протонов в ядре атома равно числу электронов, образующих электронную оболочку.

На основании полученных сведений можно дать более точное определение понятия «атом».

Атом – это устойчивая система элементарных частиц, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронной оболочки.

Далее учитель раскрывает смысл атомного номера и массового числа химического элемента. Атомный номер Z соответствует числу протонов в ядре атома и численному значению заряда ядра. Число электронов в атоме, как и число протонов, равно порядковому (атомному) номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Учащиеся устно определяют число протонов и электронов в атомах химических элементов, например, кислорода, хлора, меди, железа. Следует требовать от учащихся полного ответа, так как это позволяет закрепить новые понятия, изучаемые на уроке.

На основании рассмотренных фактов уточняется определение понятия «химический элемент».

Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Число нейтронов в ядре атома обозначают латинской буквой N . Суммарное число протонов и нейтронов называют массовым числом. Его обозначают латинской буквой A .

В природе существуют атомы, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, и, следовательно, разное массовое число. Формулируется определение понятия «изотопы».

Изотопы – это атомы одного химического элемента, содержащие различное число нейтронов и, следовательно, имеющие разные массовые числа.

Учитель объясняет этимологию слова «изотопы» и отмечает, что число изотопов у различных элементов может колебаться от двух до десяти и более.

Соотношение между массовым числом, числом нейтронов и протонов в атоме:

$$A = Z + N$$

позволяет учащимся заполнить таблицу 7.

Таблица 7

Состав атомов некоторых химических элементов

Характеристика атома	Химический элемент					
	Хлор		Калий		Аргон	
	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$	${}^{36}_{18}\text{Ar}$
Массовое число, A						
Число протонов, Z						

Число нейтронов, N						
Число электронов						

В предпрофильных классах учитель может предложить учащимся следующий дополнительный материал.

Изотопы некоторых химических элементов, например урана, неустойчивы и самопроизвольно распадаются с образованием более легких атомов. Этот процесс называют радиоактивным распадом, а сами распадающиеся атомы – радиоактивными.

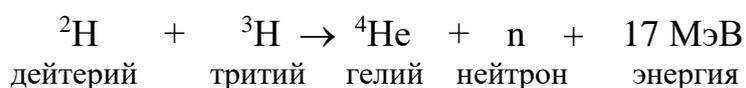
Радиоактивные изотопы находят все более широкое применение в технике, медицине, биологии, химии, геофизике и др. Например, искусственно полученный радиоактивный изотоп кобальта ^{60}Co применяют в технике для контроля производства, обнаружении дефектов в металлах и в медицине для лучевой терапии злокачественных опухолей. Выяснилось, что радиоактивное излучение оказывает более сильное воздействие на раковые клетки по сравнению с клетками здоровых тканей. При лечении больных раком с использованием источника излучения ^{60}Co доза, получаемая пациентом, должна быть тщательно рассчитана, для того чтобы разрушалась только раковая опухоль, а здоровая ткань оставалась неповрежденной.

Радиоактивный изотоп криптона ^{85}Kr используют для обнаружения течей в вакуумных установках, как изотопный индикатор при исследовании коррозии, для контроля износа деталей.

Место утечки нефтепровода, находящегося под землей, обнаруживают добавлением в жидкость короткоживущих изотопов. Затем измеряют уровень радиации на поверхности. Возрастание уровня излучения показывает место утечки топлива.

Радиоуглеродный метод используют для определения возраста растительных или животных остатков. Животные и растения в процессе жизнедеятельности усваивают углерод, который содержит небольшую дозу радиоактивного изотопа углерода ^{14}C . Гибель растения или животного сопровождается прекращением поглощения углерода ^{14}C , а накопившийся в организме радиоактивный изотоп постепенно распадается. По оставшейся радиоактивности можно рассчитать возраст материала растительного или животного происхождения.

На использовании радиоактивного изотопа водорода – трития ^3H и его устойчивого аналога с меньшей атомной массой – дейтерия ^2H основана водородная энергетика, поскольку при их взаимодействии выделяется огромное количество энергии:



Расчет относительной атомной массы химического элемента по массовым долям природных изотопов ведется по формуле, приведенной в учебнике. Учащимся, хорошо разбирающимся в математике, под силу решить обратную задачу.

Пример

Относительная атомная масса лития 6,94. В земной коре литий представлен двумя стабильными изотопами: ${}^6\text{Li}$ и ${}^7\text{Li}$. Рассчитайте массовые доли изотопов этого элемента в земной коре.

Дано:
 $A_r(\text{Li}) = 6,94$

Решение

$w({}^6\text{Li}) - ?$
 $w({}^7\text{Li}) - ?$

Пусть, массовая доля изотопа ${}^6\text{Li}$ равна x (в долях единицы). Тогда массовая доля второго изотопа ${}^7\text{Li}$ равна $1-x$.

Составим и решим уравнение.

$$6x + 7(1-x) = 6,94$$

$$x = 0,06, \text{ т.е. } w({}^6\text{Li}) = 0,06 \text{ или } 6\%$$

Найдем массовую долю второго изотопа.

$$w({}^7\text{Li}) = 1 - 0,06 = 0,94 \text{ или } 94\%$$

Ответ: $w({}^6\text{Li}) = 6\%$, $w({}^7\text{Li}) = 94\%$

Полученные расчетные значения данные близки к экспериментальным данным – 7,5% и 92,5% соответственно. Почему нет точного совпадения?

А следующий материал предназначен уже не для учащихся, а для учителя.

Дело в том, что в расчётах не учтено явление дефекта массы. Поэтому самостоятельно придумывать подобные задачи, особенно для более тяжелых элементов и элементов, представленных большим числом стабильных изотопов, не рекомендуется. Расчетные значения не сойдутся с литературными данными.

В заключение учитель возвращается формированию понятия единицы измерения массы в микромире – атомной единице массы, равной $1/12$ массы атома углерода ${}^{12}\text{C}$. Предложите учащимся записать обозначение этого изотопа, определить число протонов и нейтронов в его ядре. Это позволит повторить и закрепить материал, изученный на уроке.

31. Строение электронных оболочек атомов

Цель урока заключается в формировании представлений учащихся о строении электронной оболочки атома и электронном слое (электронном или энергетическом уровне), причинах периодичности свойств химических элементов; отработке умения составлять схемы распределения электронов по уровням с использованием таблицы Д.И. Менделеева.

В начале урока с целью закрепления пройденного материала учитель предлагает учащимся вспомнить строение атома (ядро и электронная оболочка), оха-

рактизовать состав ядра, объяснить существование изотопов. На основании проведенной работы формулируется вопрос: «Как располагаются электроны вокруг атомного ядра? Хаотически или же в каком-то определённом порядке?».

Электроны атома в совокупности образуют так называемую *электронную оболочку*. Число электронов в атоме равно числу протонов в ядре и соответствует порядковому номеру элемента. Электроны различаются своей энергией. Электроны с меньшим запасом энергии расположены ближе к ядру и связаны с ним более прочно, а электроны с большим запасом энергии, напротив, находятся дальше от ядра, слабее с ним связаны. Но в атоме могут находиться электроны, которые имеют близкие значения энергии. Эти электроны образуют *электронные слои* или еще их называют *энергетическими уровнями*.

Число этих слоёв, или уровней, соответствует номеру периода в периодической системе Д. И. Менделеева, в котором находится данный химический элемент. Так, у атомов элементов 1-го периода — один электронный слой, 2-го — два, 7-го — семь. Математически грамотных учащихся можно попросить найти закономерность в ряду чисел: 2, 8, 18, 32... Какие числа следующие? Числа 50, 72. Как это узнать? Числа приведенного ряда вычисляются по формуле $2n^2$, где n — целые натуральные числа от 1 и далее. Именно этот ряд соответствует максимальному числу электронов, которое может вместить энергетический уровень с номером n .

Знание максимального числа электронов на энергетическом уровне помогает составлять схемы распределения электронов в оболочке атома.

Пример 1. У атома азота семь электронов в атоме (атомный номер 7) на двух энергетических уровнях (элемент второго периода). Распределим эти семь электронов по уровням. На первом — 2 электрона (максимальное число), а на втором — оставшиеся 5 электронов. ${}_7\text{N}: 2\bar{e}, 5\bar{e}$.

Пример 2. У атома магния двенадцать электронов в атоме (атомный номер 12) на трех энергетических уровнях (элемент третьего периода). Распределим эти двенадцать электронов по уровням. На первом 2 электрона (максимальное число), а на втором — 8 электронов (максимальное число), на третьем — оставшиеся 2 электрона. ${}_{12}\text{Mg}: 2\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$.

Пример 3. У атома хлора семнадцать электронов в атоме (атомный номер 17) на трех энергетических уровнях (элемент третьего периода). Распределим эти семнадцать электронов по уровням. На первом 2 электрона (максимальное число), а на втором — 8 электронов (максимальное число), на третьем — оставшиеся 7 электронов. ${}_{17}\text{Cl}: 2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$.

Анализируя приведенные примеры, учитель вводит понятия «внешний электронный слой» и «внутренний электронный слой», уточняя, что наполняемость внутреннего электронного слоя определяется по известной формуле $2n^2$, а наполняемость внешнего электронного слоя меньше или равно 8 (исключение у гелия — 2 электрона). У металлов, как правило, на внешнем электронном слое 1-3 электрона, у неметаллов — 4-7 электронов, у атомов благородных газов — 8 электронов (у гелия — 2).

Затем учащиеся вместе с учителем прописывают схемой и рядом чисел строение атомов элементов малых периодов.

На основании схем строения атомов химических элементов малых периодов и числа электронов на внешнем электронном слое учитель просит проанализировать характер свойств данных элементов (металлов, неметаллов, благородных газов).

Анализ строения электронных оболочек атомов позволяет выявить причину периодического повторения свойств химических элементов. Действительно, последовательное увеличение числа электронов на внешнем энергетическом уровне приводит к его полному завершению у атома благородного газа, затем происходит резкий переход к следующему энергетическому уровню с повторением цикла его заполнения.

Учитель обращает внимание, что если элементы имеют одинаковое число электронов на внешнем уровне, значит, у них будут схожие свойства. Так, у атомов всех щелочных металлов (лития, натрия, калия, рубидия, цезия, франция) на внешнем уровне по одному электрону, у атомов элементов подгруппы кислорода (VI A группа) — по 6 электронов, у атомов галогенов — по 7, у атомов благородных газов — по 8 (2 у гелия).

32. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Обращение к периодическому закону и периодической системе в курсе химии 8 класса происходит уже в третий раз. На уроке рекомендуется актуализировать уже имеющиеся знания учащихся о периодическом законе, строении периодической таблицы, естественных группах химических элементов, основной терминологии. Главные же **цели урока** – соотнести строение атома с положением элемента в периодической таблице, изучить основные закономерности изменения свойств элементов и их соединений в периодах и группах.

Один из вариантов начала данного урока – повторение различных формулировок периодического закона Д.И. Менделеева.

Исторически первая, менделеевская формулировка в современных терминах звучит так.

Свойства химических элементов и образованных или веществ находятся в периодической зависимости от величины относительных атомных масс элементов.

Учитель обращает внимание, что в год открытия периодического закона наука не имела представления о сложном строении атома! Это обстоятельство еще раз доказывает гениальность великого ученого, сумевшего обнаружить закономерность, основанную на неизвестных в то время науке фактах. Тем самым Д.И. Менделеев предвосхитил открытия в области ядерной физики и более позднюю формулировку периодического закона, уточнявшую признак периодической зависимости свойств элементов.

Свойства химических элементов и образованных или веществ находятся в периодической зависимости от величины положительного заряда их атомных ядер.

Возвращаясь к материалу предыдущего урока, учитель приводит современную формулировку периодического закона, содержащую причину периодического повторения свойств химических элементов.

Свойства химических элементов и образованных или веществ находятся в периодической зависимости, обусловленной периодическим повторением строения их электронной оболочки с ростом заряда атомного ядра.

Причинно-следственная формулировка периодического закона позволяет провести параллели между строением атомов химических элементов, их положением в периодической системе и закономерностями изменения свойств.

Периодическая система – это графическое отображение периодического закона. Строение атома химического элемента и его положение в периодической системе взаимообусловлены и неразрывно связаны.

Учитель подразделяет последующий материал на две части: периодический закон и строение атома в статике и в «динамике» (закономерности изменения свойств в периодах и группах).

Каждая «координата» элемента в периодической системе связана со строением его атома.

1. Атомный номер элемента (порядковый номер в периодической системе) равен положительному заряду ядра атома, числу протонов в ядре, а также числу электронов в электронной оболочке.

2. Номер периода, в котором расположен элемент, совпадает с числом энергетических уровней в электронной оболочке атома.

3. Номер группы для большинства химических элементов главных подгрупп указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне (валентных электронов), а значит равен максимальной валентности элемента в химических соединениях.

Изменения свойств химических элементов и их соединений в периодах и группах с увеличением порядкового номера рекомендуется привести в графическом или табличном (табл. 8) варианте.

Таблица 8

Изменение свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах	в периодах
Атомы	Заряд ядра	Возрастает ↓	Возрастает →
	Число электронных уровней	Возрастает ↓	Не изменяется и равен номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Возрастает →
	Радиус атома	Возрастает ↓	Убывает →

	Высшая валентность		Постоянная и равная номеру группы (n)	Увеличивается от I до VII (без благородных газов)
Простые вещества	Металлические свойства		Усиливаются ↓	Ослабевают →
	Неметаллические свойства		Ослабевают ↓	Усиливаются →
Соединения элементов	Характер химических свойств	Высшего оксида	Основной → → Амфотерный → → Кислотный <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> Усиление кислотных и ослабление основных свойств в периодах	
		Высшего гидроксид	Щелочь → → Основание → → Амфотерный гидроксид → → Кислота <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> Ослабление основных и усиление кислотных свойств в периодах	

Из данной таблицы учитель приводит на уроке только те закономерности, которые считает необходимыми с учетом уровня подготовки учащихся.

В заключение этой части урока рекомендуется отработать вышеизложенный материал на примерах конкретных химических элементов, малых периодов и главных подгрупп А групп периодической системы.

В заключение учитель еще раз подчеркивает величие личности и научного наследия Д.И. Менделеева.

Периодический закон и периодическая система химических элементов позволили:

- установить взаимную связь между элементами и объединить их по свойствам;
- расположить элементы в естественной последовательности;
- вскрыть причины периодичности, т.е. повторяемости общих свойств отдельных элементов и их соединений;
- исправить и уточнить относительные атомные массы отдельных элементов (например, бериллия);
- исправить и уточнить валентности (степени окисления) некоторых элементов;
- предсказать и описать свойства, указать пути открытия еще неоткрытых элементов (триумф периодического закона и периодической системы при открытии галлия, скандия и германия).

33. Характеристика элемента по его положению в периодической системе

На завершение темы отводится два урока. Их цели состоят не только в формировании умения характеризовать элементы I-III периодов по их положению в периодической системе, но и обобщить материал по строению атома и периодическому закону, как основополагающих элементов химического знания.

В начале урока учащимся можно предложить разминку в форме несложных вопросов, например, таких.

Задание 1. Каким элементам соответствуют схемы распределения электронов по уровням: а) $2\bar{e}, 4\bar{e}$; б) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$; в) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$, г) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$.

Задание 2. Какого распределения электронов по уровням быть не может: а) $1\bar{e}$; б) $1\bar{e}, 5\bar{e}$; в) $2\bar{e}, 6\bar{e}, 3\bar{e}$, г) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$.

Задание 3. Назовите химический элемент по известным данным:

а) в ядре атома содержится 16 протонов;

б) В электронной оболочке атома три электрона;

в) в ядре атома шесть нейтронов, массовое число равно 12;

г) число протонов и нейтронов в ядре одинаково, массовое число равно 16.

Если класс сильный, предложите более сложные задания.

Задание 4. Определите формулу основания, если его относительная молекулярная масса равна 74, а один из элементов, входящих в состав основания, находится во II группе.

Задание 5. Оксид элемента III группы имеет относительную молекулярную массу 102. Определите формулу оксида. К какому типу оксидов он относится?

Задание 6. Формула летучего водородного соединения НЭ. Найдите его относительную молекулярную массу, если известно, что элемент находится в III периоде.

Переходным «мостиком» между разминкой и новым материалом служат слова учителя о том, что периодический закон имеет великую предсказательную силу. Зная положение элемента в периодической системе можно спрогнозировать многочисленные его свойства, свойства соответствующего простого вещества, соединений этого элемента. Такое предсказание напоминает работу экстрасенса по фотографии человека, однако в химии нет ни мистики, ни экстраспособностей, ни шарлатанства. Любому ученику подобное под силу.

Затем приводится план характеристики химического элемента, который отрабатывается и закрепляется на описании свойства элемента-металла и элемента-неметалла из числа элементов А-групп (главных подгрупп).

Давать характеристику тем элементам, которые приведены в параграфе, не стоит, пусть лучше этот материал ученики разобрут дома.

Не следует забывать о том, что по величине относительной атомной массе элемента **нельзя** определить число нейтронов в ядре. Некорректен вопрос: «Каково число нейтронов в ядре атома магния?». Речь может идти только о конкретном изотопе. Природных изотопов магния три: ${}_{12}^{22}\text{Mg}$, ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{12}^{26}\text{Mg}$. В ядре первого нуклида 10 нейтронов, второго – 12, третьего – 14. Помните, что массовое число изотопа и относительная атомная масса элемента – это разные понятия. Относительная атомная масса брома 80, но изотопа ${}_{35}^{80}\text{Br}$ не существует, как не существует и атома брома с числом нейтронов 45 (80-35). В природе бром пред-

ставлен двумя изотопами ${}_{35}^{79}\text{Br}$ и ${}_{35}^{81}\text{Br}$ в примерно равном соотношении. В ядрах этих нуклидов соответственно 44 и 46 нейтронов.

При характеристике химических элементов необходимо уметь составлять формулы высшего оксида, летучего водородного соединения, гидроксида (основания, амфотерного гидроксида, кислоты), а также записывать уравнения химических реакций, подтверждающих основной, кислотный или амфотерный характер этих соединений.

Глава 5. Химическая связь. Окислительно-восстановительные реакции

Общие рекомендации по изучению темы

Представления о типах химической связи важны для глубокого освоения последующих разделов школьного курса химии: электролитической диссоциации, составления структурных формул органических соединений, реакционной способности соединений различных классов.

Учитель позиционирует *химическую связь как результат электронно-ядерного взаимодействия атомов, приводящего к образованию более сложных химических частиц.*

В начале рассмотрения материала учитель напоминает учащимся, что изолированные атомы встречаются в природе достаточно редко. Исключение составляют благородные газы. Причина их атомарного существования заключается в завершенности внешнего электронного слоя.

Атомы других элементов стремятся к завершению электронной оболочки до устойчивой оболочки благородного газа путем отдачи или присоединения электронов. В результате образуется система *связанных* атомов и выделяется энергия.

Почему атомы образуют химические связи? Потому что это энергетически выгодно: уменьшается общий запас энергии системы по сравнению с суммой энергий несвязанных атомов.

По завершении изучения типов химических связей необходимо сделать обобщение о единой природе связей и условности такой классификации. Любая естественнонаучная теория, описывающая реально существующие явления природы, - это по сути лишь некая модель, которая в той или иной степени приближения отражает действительность. Никакая химическая связь не может быть отнесена только к одному из типов, так сказать, «в чистом виде». Например, в любом ионном соединении присутствует некоторая доля ковалентного характера связи. Связь во фтороводороде более полярна, чем в бромиде магния, тем не менее, считается, что связь Н – F ковалентная полярная, а в хлориде магния $Mg^{2+}Cl_2^-$ ионная.

Вместе с тем, ценность любой теории заключается в ее прогностическом характере. Зная тип связи в веществе, можно предположительно описать его физические свойства. Эту взаимосвязь необходимо отработать с учащимися. Например, с большой долей вероятности можно утверждать, что вещество с ионным типом связи является твердым, достаточно тугоплавким, лишенным запаха, не растворимым в бензине, возможно, растворимым в воде. Вещество с металлическим типом связи должно проводить электрический ток, быть теплопроводным, ковким, пластичным, возможно, иметь металлический блеск, при расплавлении смешиваться с расплавами других веществ, имеющих тот же тип химической связи. Высшим достижением для восьмиклассника является умение определять тип химической связи в веществе по его формуле с последующим

прогнозированием типа кристаллической решетки и далее физических свойств соединения. Аналогично важен и обратный процесс: по свойствам вещества предположить тип его кристаллической решетки в твердом состоянии и доминирующий тип связи в веществе.

Поскольку при рассмотрении ковалентной полярной связи вводится понятие электроотрицательности и смежное с ним понятие степени окисления, тема логично завершается рассмотрением окислительно-восстановительных реакций (ОВР).

Тема ОВР имеет большое значение в освоении школьного курса химии, ей следует уделить особое внимание. Во-первых, этот материал лежит в основе понимания способов получения большого количества веществ различных классов, тем «Электролиз», «Химические источники тока», «Коррозия металлов» и др. Во-вторых, задания на составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса – обязательный элемент разнообразных контрольно-измерительных материалах, в том числе ОГЭ и ЕГЭ. В-третьих, в основе многих задач на расчет по химическим уравнениям лежат ОВР, без правильного составления уравнений которых дальнейшие расчеты становятся бессмысленными.

Естественно, что для уверенного подбора коэффициентов в схемах окислительно-восстановительных реакций необходимо хорошо отработать расчет степеней окисления атомов, электронный баланс, функции веществ в ОВР (окислитель, восстановитель, среда).

34. Ионная химическая связь

Главная цель урока состоит в понимании «движущей силы» образования химической связи между частицами как стремлении завершить электронную оболочку до устойчивого состояния, в частности путем отдачи и присоединения электронов.

Некое «философско-естественнонаучное» вступление учитель делает в начале урока, что особенно эффектно в предпрофильных классах.

Материальным миром правит закон минимума энергии. Этот закон универсален, поскольку справедлив для любых видов энергии: механической, электромагнитной, химической, атомной. Любые самопроизвольные процессы в природе протекают в направлении уменьшения энергии системы. Яблоко с ветки падает вниз, при этом его потенциальная энергия уменьшается. Движущееся тело со временем останавливается, его кинетическая энергия уменьшается до нуля. Электрон в атоме стремится занять максимально близкое положение к ядру, в этом случае его энергия минимальна.

Проявления закона минимума энергии можно наблюдать и в жизни общества. Что такое лень? Это стремление избежать любых потерь энергии. Однако человек в состоянии «победить закон» и заставить себя заниматься спортом, учить уроки, помогать по дому. На то он и разумное существо. В природе же ма-

териальные объекты ведут себя так, как им выгодно с энергетической точки зрения.

Завершение электронной оболочки атома до устойчивой восьмиэлектронной (или двухэлектронной для первого энергетического уровня) оболочки благородного газа сопровождается понижением энергии частицы, поэтому очень выгодно с позиций закона минимума энергии. Что необходимо сделать атому, чтобы заполучить заветный октет электронов? Присоединить недостающие до «восьмерки» электроны другого атома или отдать электроны внешнего слоя, обнажив при этом полностью заполненный предвнешний уровень.

Например, в электронной оболочке атома фтора два электронных уровня. Первый заполнен полностью (2 электрона) а на втором расположены 7 электронов, и до устойчивой оболочки благородного газа неона не хватает одного-единственного электрона. Если атом фтора присоединит один электрон, внешний энергетический уровень будет завершен. Превратится ли при этом атом фтора в атом неона? Нет, ведь в ядре атома осталось 9 протонов, атомный номер без изменения, это фтор. Но ведь суммарно электронов стало не девять, а десять. Следовательно, атом фтора превратился в заряженную частицу – **ион** (точнее, **анион**) фтора F^- .

Второй пример. В электронной оболочке атома магния 12 электронов (почему, спрашивает учитель?). Они располагаются на трех электронных слоях: на первом – два электрона (слой заполнен), на втором – восемь электронов (слой заполнен), на третьем – два электрона (незавершенный электронный уровень). Для завершения внешнего слоя атому магния не хватает 6 электронов. Однако существует и альтернативный путь понижения энергии частицы. Атому магния необходимо отдать два валентных электрона, обнажив при этом полностью заполненный второй энергетический уровень. Получилась электронная оболочка элемента неона. Но магний при этом не перестал быть магнием (число протонов в ядре не изменилось), просто атом превратился в **ион** (точнее, в **катион**) Mg^{2+} .

Затем следует введение понятия **ионная связь** как взаимодействие двух разноименно заряженных частиц – катиона и аниона.

Специфика ионной химической связи находит свое отражение и в молекулярном характере подобных соединений, и в типе кристаллической решетки ионно построенных соединений.

На данном этапе изучения химии не стоит углубляться в характеристики ионной связи: ненасыщенности, ненаправленности, координационное число. Стоит отметить лишь следующие моменты.

1. Ионная связь образуется между элементами с ярко выраженными металлическими свойствами (щелочные металлы, металлы IIА-группы кроме бериллия) и их «химическими антиподами» активными неметаллами (галогены, кислород, азот).

2. Ионная связь возникает не только в бинарных соединениях (из атомов двух элементов). Существуют сложные ионы (гидроксид ион OH^- , анионы кислотных остатков SO_4^{2-} , NO_3^- и др.), которые также образуют сложные вещества с ионным типом связи между катионом и анионом.

В заключение можно продемонстрировать коллекцию веществ с ионным типом связи и найти общие для них свойства: они кристаллические, хрупкие, тугоплавкие, лишены запаха, некоторые растворяются в воде.

В качестве анонса материала девятого класса учитель «загадочным голосом» сообщает, что у ионных веществ есть еще одно замечательное свойство. Их водные растворы и расплавы способны проводить электрический ток, подобно тому, как это делают металлы! Но, как говорится, это уже совсем другая история...

35. Ковалентная химическая связь

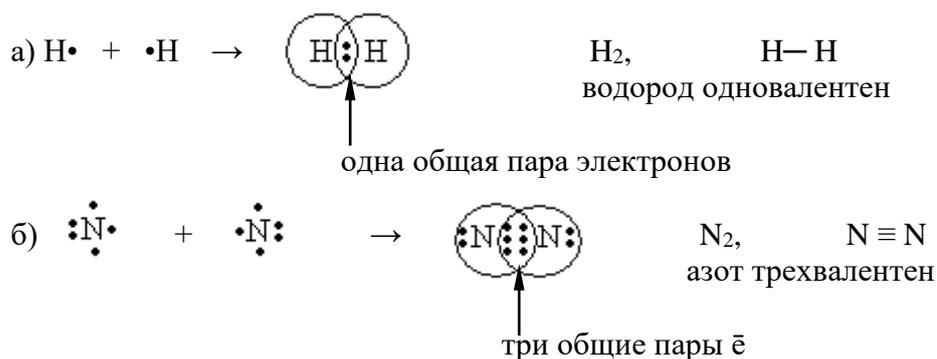
Цель урока – формирование представления о сущности ковалентной связи, способах ее образования, свойствах соединений с ковалентным типом связи; отработка навыка написания графических формул ковалентно построенных веществ.

После повторения материала предыдущего урока учитель сообщает, что присоединение или отдача электронов не является единственно возможным для атома способом завершить электронную оболочку до устойчивого октета (дублета). Второй способ – предоставить электроны наружного слоя друг другу в «совместное пользование».

Подойти к пониманию сущности ковалентной связи можно путем анализа проблемной ситуации.

Химическая связь между атомом активного металла (малое число электронов на внешнем уровне) и активным неметаллом (большое число электронов на внешнем уровне) осуществляется путем отдачи-присоединения электронов. Такой тип связи называется ионным. При этом очевидно, что атомы металла не могут завершить внешний уровень путем присоединения электронов (при этом они должны были бы получить очень высокий положительный заряд от -5 до -7), ведь каждый последующий электрон присоединяется к отрицательно заряженной частице, возрастают силы отталкивания. Аналогично неметаллы не в состоянии отдать все внешние электроны: их слишком много, заряд частицы будет очень большим (от $+5$ до $+7$). С увеличением заряда электроны все сильнее удерживаются в катионе. Однако химическая связь в простых веществах металлах и простых веществах неметаллах все-таки существует. Какова ее природа? Связь в металлах называется металлической, и ее рассмотрению будет посвящен один из следующих параграфов. А вот связь между атомами неметаллов осуществляется совсем по иному механизму.

Далее учитель изображает схемы образования ковалентной связи в молекулах водорода, хлора (или фтора), азота путем обобществления электронов и образования общих электронных пар.



По итогам рассмотрения схем формулируется определение **ковалентной связи**, как способа образования устойчивой электронной оболочки неметаллов путем обобществления неспаренных электронов.

Появляется новая трактовка понятия валентности как числа электронных пар, связывающих данный атом со всеми остальными. Становится очевидным, что термин «валентность» применим, главным образом, к веществам молекулярного строения.

Не будет лишним ввести еще один термин, характеризующий ковалентную связь – **кратность** связи. Под кратностью связи понимают число общих электронных пар, связывающих два данных атома.

На примере молекул галогена или азота рекомендуем ввести термины **общая электронная пара** и **неподеленная электронная пара**. В молекуле хлора (фтора) одна общая электронная пара и по три неподеленных электронных пары у каждого атома. В молекуле азота три общих электронных пары и по одной неподеленной электронной пары у каждого атома.

Наверное, излишним с нашей стороны будет предупреждение о том, что в качестве простого вещества с двойной связью между атомами нельзя рассматривать кислород. Молекула кислорода хоть и двухатомна, но представляет собой бирадикал, двойной связи $\text{O}=\text{O}$ между атомами нет. Метод валентных связей, в отличие от метода молекулярных орбиталей, не годится для описания строения молекулы кислорода и объяснения всех его необычных свойств (в частности магнитных).

Термины «полярная» и «неполярная» ковалентная связь вводятся на следующем уроке.

В заключение рассматриваются типы кристаллических решеток, характерных для веществ с ковалентным типом связи (**атомные** и **молекулярные**), и дается характеристика их типичных физических свойств.

36. Ковалентная неполярная и полярная химическая связь

Цели урока: дать представления о ковалентной полярной связи и указать ее отличия от ковалентной неполярной, ввести понятия «электроотрицатель-

ность», «ряд электроотрицательности химических элементов» и научить применять эти понятия для описания ковалентной связи.

Проверка домашнего задания с написанием схем образования ковалентной неполярной связи предваряет изложение нового материала. Анализируя изображенные на доске схемы ковалентных связей в двухатомных молекулах простых веществ, учитель отмечает, что электронная плотность связи равноудалена от центров ядер связанных атомов. Почему? Потому что это атомы одного и того же элемента, они в равной степени владеют обобществленными электронами. Такая химическая связь называется **ковалентной неполярной**.

Ковалентной связью могут быть связаны атомы разных химических элементов, в первую очередь, неметаллов. Рассматривается схема образования ковалентной связи в молекуле фтороводорода (пример хлороводорода разобран в учебнике).



Атомы водорода и фтора предоставляют в совместное пользование по одному электрону, таким образом водород завершает электронную оболочку до устойчивого дублета (оболочки благородного газа гелия) а фтор – до устойчивого октета электронов (оболочка благородного газа неона).

В чем же отличие от разобранных ранее примеров ковалентной связи в молекулах водорода, хлора, азота? Фтор по сравнению с водородом проявляет более сильные неметаллические свойства, поэтому в большей степени притягивает обобществленную пару электронов, т.е. электронную плотность ковалентной связи. На схеме в графической формуле этот факт отражается заменой валентного штриха на стрелку, направленную от атома водорода к атому фтора (учитель отражает на доске эти изменения). В результате на атоме фтора появляется избыточный отрицательный заряд, на атоме водорода – положительный. Этот заряд часто называют частичным. Почему? «Минимальная порция» (квант) электрического заряда, которой может обладать частица – это одна из фундаментальных физических констант, называемая элементарным электрическим зарядом. Он численно равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Именно таким зарядом со знаком «минус» обладает электрон. Если бы атом фтора полностью захватил электрон атома водорода, т.е. связь превратилась бы в ионную, заряд аниона F^- как раз и был бы равен $-1,6 \cdot 10^{-19}$, а катиона водорода – точно таким же, но со знаком «плюс». Но полного перехода электрона не происходит, поэтому атом фтора приобретает частичный (в смысле часть от элементарного) отрицательный заряд, а атом водорода – точно такой же, только положительный. Этот факт записывают в виде надстрочных индексов δ^+ и δ^- у символов химических элементов: $\text{H}^{\delta^+} \rightarrow \text{F}^{\delta^-}$

Такая разновидность ковалентной связи называется **ковалентной полярной**.

Молекула фтороводорода представляет собой **диполь**, т.е. частицу, которая имеет два разноименно заряженных полюса. Обязательно указывается, что молекула воды также полярна и представляет собой диполь благодаря уголкового строению.

Затем учитель вводит понятие **электроотрицательности**, как способности атома притягивать к себе общую электронную пару ковалентной связи. Как же узнать, какой атом более электроотрицателен, а какой менее?

Для этого существует как минимум два способа.

1. Атомы химических элементов по электроотрицательности могут быть выстроены в особый ряд. Начинается он с самого электроотрицательного элемента – фтора. Затем по уменьшению электроотрицательности в ряду располагаются кислород, азот, хлор и т.д. Часто ряд завершают наименее электроотрицательными неметаллами – фосфором, водородом, кремнием, а иногда продолжают химическими элементами-металлами, формально распространяя на них понятие электроотрицательности. Для учителя скажем, что электроотрицательность элементов выражается количественно неким числовым значением, рассчитанным с учетом других их химических характеристик, в том числе потенциала ионизации и сродства к электрону. Предложено несколько отличающихся друг от друга способов расчета и, как следствие, несколько рядов электроотрицательности. Приведенный в учебнике ряд носит имя Лайнуса Полинга, который и ввел в химический лексикон само понятие электроотрицательности. Ряд начинается со фтора, которому присвоено значение ЭО 4,0, и заканчивается францием со значением электроотрицательности 0,4. Кроме того, существуют ряды Малликена, Олреда-Рохова и др. (всего около 20).

2. В отсутствие ряда электроотрицательности сравнить элементы по данному показателю можно с использованием таблицы Д.И. Менделеева. В первом приближении изменение электроотрицательности в периодах и группах совпадает с изменением металлических и неметаллических свойств. Чем более выражены неметаллические свойства, тем выше электроотрицательность элемента.

Для правополушарных детей полезно привести простое правило сравнения электроотрицательности элементов.

В правом верхнем углу периодической таблицы расположен элемент фтор, который является самым электроотрицательным элементом. И чем дальше элементы расположены от солнышка, тем меньше их электроотрицательность. Значит, электроотрицательность в периодах уменьшается справа налево, а в группах – сверху вниз.

В заключение учитель приводит примеры веществ с ковалентной полярной связью и называет характерные для них типы кристаллической решетки – атомную и молекулярную. Обобщение свойств веществ с указанными типами кристаллических решеток проводится с использованием таблицы 9.

Таблица 9

Свойства кристаллических веществ с ковалентными связями

Молекулярные кристаллические решетки (таких веществ много)	Атомные кристаллические решетки (таких веществ мало)
---	---

Состоят из молекул, слабо связанных между собой силами межмолекулярного взаимодействия	Состоят из атомов, связанных сильными ковалентными связями
Не обладают высокой прочностью	Очень простые кристаллы
Имеют низкие $t_{пл}$ и $t_{кип}$	Имеют высокие $t_{пл}$ и $t_{кип}$
Летучие вещества (при обычных условиях – газы, жидкости, твердые вещества)	При обычных условиях только твердые вещества
Часто обладают запахом	Лишены запаха
Некоторые растворимы в полярных и неполярных растворителях	Без химического взаимодействия ни в чем не растворяются
Неэлектропроводны	Обычно неэлектропроводны (искл., например, графит)
Примеры веществ с ковалентной неполярной связью: O_2 , H_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 , I_2 и др.	Примеры веществ с ковалентной неполярной связью: C (графит, алмаз, карбин), Si
Примеры веществ с ковалентной полярной связью: CO_2 , NH_3 , H_2O , P_2O_5	Примеры веществ с ковалентной полярной связью: SiO_2 , SiC

37. Металлическая химическая связь

Метод валентных связей, тем более адаптированный для понимания восьмиклассниками, не вполне годится для описания металлической химической связи. Однако для описания строения представителей всех классов неорганических веществ без металлической связи не обойтись. **Цель урока** состоит в формировании начальных представлений о природе химической связи в металлах и металлических сплавах, отражении специфики металлической связи на физических свойствах металлов.

Начало урока посвящается актуализации знаний об уже изученных типах химической связи. В образовании ионной связи принимают участие атомы металла, которые приобретают завершённую электронную оболочку путем отдачи электронов внешнего незавершённого уровня. В этом случае обязателен партнер «в лице» атома активного неметалла, который бы смог принять на свой внешний уровень отданные электроны. В образовании ковалентной связи чаще всего принимают участие атомы неметаллов, обобществляющие валентные электроны для завершения внешнего электронного уровня. Такой тип связи характерен для простых веществ неметаллов, соединений неметаллов друг с другом.

Между атомами металлов в простых веществах тоже существуют химические связи, иначе по своим физическим свойствам они уподобились бы благородным газам. Какова же природа этих связей в металлах?

Оказывается, химическая связь в металлах имеет общие черты как с ионной, так и с ковалентной связью. Часть атомов металлов в узлах кристаллической решетки, как в случае ионной связи, способны отдавать свои внешние электроны, превращаясь в катионы. Но кто же примет эти электроны в отсутствие атомов неметалла? Оказывается, относительно свободные электроны обобществляются (как в случае ковалентной связи) всеми имеющимися в узлах кристаллической решетки катионами, связывая их в единое целое, как бы «цементируют» кристалл. На рисунке 9 приведена схема, которая также весьма условно отражает природу металлической связи.

Учитель перечисляет особенности металлической связи:

- Сравнительно небольшое число электронов одновременно связывает множество атомных ядер – связь делокализована.
- Электроны металла относительно свободно перемещаются по всему кристаллу («свободные электроны», «электронный газ»), который в целом электронейтрален.

- Металлическая связь характерна для твердого и жидкого состояний металлов.

Общий тип химической связи в металлах определяет их общие физические свойства: твердость (кроме ртути), тепло- и электропроводность (электропроводность понижается с повышением температуры), металлический блеск, пластичность, нелетучесть (кроме ртути), отсутствие запаха и др.

Учитель демонстрирует образцы металлов и модели их кристаллических решеток. По возможности можно предложить ребятам классификацию металлов на основании специфики их физических свойств (табл. 10).

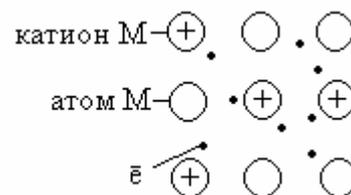


Рис. 9. Схема металлической связи в кристалле металла

Таблица 10

Классификация металлов по физическим свойствам

Свойство, положенное в основу классификации	Классификационные группы	Примеры
Электропроводность	С высокой электропроводностью	Ag ($6 \cdot 10^7 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$)
	С низкой электропроводностью	Mn ($5 \cdot 10^5 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$)
Температура плавления	Легкоплавкие	Hg, Ga, Cs, In, Bi $t_{\text{пл}}(\text{Hg}) = -38,9 \text{ }^\circ\text{C}$
	Тугоплавкие	W, Mo, V, Cr $t_{\text{пл}}(\text{W}) = 3420 \text{ }^\circ\text{C}$
Плотность	Легкие	Li, K, Na, Mg $\rho(\text{Li}) = 530 \text{ кг/м}^3$
	Тяжелые	Os, Ir, Pb $\rho(\text{Os}) = 22\,610 \text{ кг/м}^3$
Твердость	Мягкие	In, Na, K, Rb (режутся ножом)
	Твердые	Mo, Cr (царапают стекло)

В заключение этой части материала учитель обращает внимание учащихся также на то, что в современной технике обычно используют не чистые металлы, а сплавы. Сплавы позволяют сочетать в одном материале практически важные свойства различных металлов, а также получать материал с новыми свойствами, которыми не обладает ни один из компонентов сплава. «Более подробно материал о металлах и сплавах будет рассмотрен на уроках химии в 9 классе» — завершает учитель объяснение нового материала.

38. Степень окисления

Цель урока – формирование понятия «степень окисления» и навыка определение степени окисления атомов в сложных веществах; сравнение понятий «валентность» и «степень окисления».

Объяснение нового материала строится на повторении типов химической связи. Учащиеся вспоминают механизмы образования ионной и ковалентной связи на примере хлорида натрия NaCl и хлороводорода HCl. Атом натрия отдает один электрон атому Cl, при этом оба атома превращаются в ионы: катион Na^+ и анион Cl^- . При образовании молекулы HCl общая пара электронов смещена к атому Cl, т.к. он более электроотрицательный. На атомах появляются частичные заряды: $\text{H}^{\delta+}$ и $\text{Cl}^{\delta-}$. Если предположить, что электрон от атома водорода полностью перешел к атому Cl, то их заряды будет не частичные, а полные: H^{+1} и Cl^{-1} . Эти условные заряды атомов называют **степенью окисления**. Определение этого понятия приведено в учебнике.

Учитель уточняет, что степень окисления обозначается в формуле справа сверху от символа элемента (реже – над ним). Но ведь это же место предназ-

чено для обозначения заряда иона? Чтобы различать степень окисления и заряд иона химики договорились в заряде иона указывать его знак после цифры, а при обозначении степени окисления – до цифры. Цифру 1, обозначающую величину заряда иона, не пишут.

Степень окисления может быть положительной, отрицательной и нулевой. Положительную степень окисления имеют как металлы, так и неметаллы (кроме фтора, гелия и неона). Максимальная степень окисления, как правило, равна номеру группы, например, у азота высшая степень окисления равна +5, т.к. он находится в V группе, у него пять электронов на внешнем электронном уровне. Отрицательную степень окисления имеют только неметаллы, т.к. они способны присоединять электроны для завершения внешнего уровня. Минимальная степень окисления равна номеру группы минус 8. Таким образом, у азота минимальная степень окисления $5 - 8 = -3$. Кроме максимальной и минимальной атомы химических элементов могут проявлять промежуточные степени окисления. Например, азот способен проявлять степени окисления +1 до +8 и – 3.

Учитель подчеркивает, что степень окисления атомов в простых веществах равна 0, например у азота, водорода, серы, меди, кислорода в веществах, имеющих формулы N_2 , H_2 , S_8 , Cu , O_3 .

Фтор проявляет единственную ненулевую степень окисления -1, потому что это самый электроотрицательный элемент. Его атомы принимают электроны при образовании химической связи.

У кислорода степень окисления -2. Это второй элемент по электроотрицательности. Однако в соединениях с более электроотрицательным фтором кислород проявляет степени окисления +1 и +2. Кроме того, у кислорода есть промежуточная степень окисления -1.

У металлов степень окисления всегда положительная, т.к. их атомы отдают электроны другим атомам. Например, в соединении BaS , степень окисления бария +2, это металл IIА группы, в соединении Al_2O_3 , степень окисления алюминия +3, это металл IIIА группы.

Представления об элементах с постоянными и переменными степенями окисления облегчают определение степени окисления атомов в сложных веществах. Алгоритм вычисления степеней окисления приведён в учебнике. Рекомендуется отработать с восьмиклассниками ещё несколько правил, позволяющих упростить вычисление степеней.

1. Степень окисления центрального атома в кислотном остатке соли точно такая же, как в соответствующей кислоте. Например, в серной кислоте (пример расстановки степеней окисления разобран в учебнике) степень окисления атома серы равна +6. Следовательно, во всех сульфатах степень окисления серы такая же.

2. Степень окисления простого иона совпадает с его зарядом и может быть легко вычислена по заряду противоиона (иона с противоположным знаком). Например, в нитрате хрома $Cr(NO_3)_3$ заряд нитрат-иона равен 1-, следовательно, заряд катиона хрома равен 3+, степень окисления +3. В сульфате железа с формулой $FeSO_4$ заряд сульфат-аниона равен 2-, следовательно, заряд катиона 2+, степень окисления железа +2.

3. Сумма степеней окисления атомов в молекуле (формульной единице) равна нулю, а в ионах – заряду иона. Например, катион аммония NH_4^+ имеет заряд $1+$. Степень окисления азота -3 , водорода $+1$. С учетом четырех атомов водорода в ионе сумма степеней окисления также равна $1+$. Кислотный остаток угольной кислоты (карбонат-ион) имеет заряд $2-$. Степень окисления атома углерода $+4$, атомов кислорода -2 . Суммарно: $+4 + (-2) \cdot 3 = -2$.

Несколько минут следует уделить «разведению» понятий степень окисления и валентность, особенно в предпрофильных классах. Валентность по определению всегда целочисленна и положительна, поскольку обозначает число химических связей (или общих электронных пар). Степень окисления же может принимать отрицательные значения.

Вместе с тем, валентность часто численно совпадает со степенью окисления, однако не всегда. Учитель приводит примеры:

а) в простом веществе азот $\text{N} \equiv \text{N}$ валентность азота равна трем, степень окисления -0 ;

б) в пероксиде водорода $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$ валентность кислорода равна двум, степень окисления -1 ;

в) в циановодороде $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$ валентность углерода равна четырем, степень окисления $+2$.

Для закрепления материала учитель отрабатывает составление формул бинарных веществ по названию (с указанием степени окисления атома) и наоборот.

39. Окислительно-восстановительные реакции

В заключение курса химии 8 класса предлагается изучение очень важной темы – окислительно-восстановительные реакции. Предвидя критику учителей и методистов по поводу того, что конец учебного года не позволит качественно усвоить и отработать данный материал, приведем свои контраргументы.

1. На данном этапе изучения химии не ставится целью доскональное и полное понимание темы ОВР. К рассмотрению окислительно-восстановительных процессов придется обращаться еще неоднократно при изучении тем «Электролиз», «Химические источники тока», «Коррозия», «Получение неорганических и органических веществ» (металлы, неметаллы, щелочи, алканы), при обобщении и углублении материала в 11 классе. Следовательно, первоначально полученные знания будут в дальнейшем закрепляться практически на всех этапах изучения химии.

2. Без темы ОВР в 8 классе не будет завершена классификация реакций по основным признакам, что, на наш взгляд, методически неверно.

3. Начало курса химии 9 класса предполагает повторение пройденного материала, в том числе классификацию химических реакций. Следовательно, тема ОВР будет изучаться не «с нуля», а ляжет на предварительно подготовленный базис в виде освоенных основных понятий и терминов, а также первых навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Суммируя вышесказанное, определим цель предстоящего урока, как ознакомление с основной терминологией ОВР, освоение начальных навыков составления уравнений электронного баланса и подбора коэффициентов в схемах окислительно-восстановительных реакций.

В начале урока повторяется классификация химических реакций по различным признакам. В результате беседы формулируются опорные понятия теории окислительно-восстановительных реакций.

Реакции, в результате которых происходит изменение степени окисления атомов химических элементов, называют **окислительно-восстановительными**.

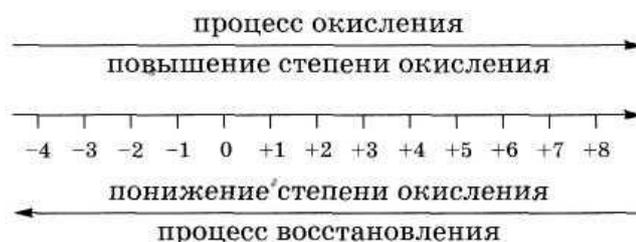
Учитель диктует схемы нескольких химических реакций, учащиеся на слух записывают их в тетради и на доске, подбирают коэффициенты, расставляют степени окисления атомов и определяют, какие из реакций являются окислительно-восстановительными.

Процесс восстановления – это процесс принятия электронов частицей (атомом, молекулой, ионом). При восстановлении степень окисления элемента понижается.

Процесс окисления – это процесс отдачи электронов данной частицей (атомом, молекулой, ионом). При окислении степень окисления элемента повышается.

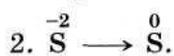
Восстановители – частицы (атомы, молекулы или ионы), отдающие электроны.

Окислители – частицы (атомы, молекулы или ионы), принимающие электроны.

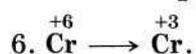
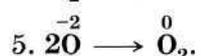
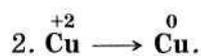


Для закрепления понятий окисление – восстановление учитель может предложить выполнить следующее подготовленное заранее задание: какие из перечисленных ниже процессов представляют собой окисление, какие – восстановление? Определите число отданных или принятых электронов.

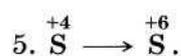
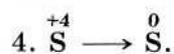
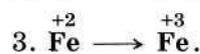
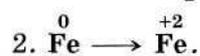
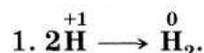
В а р и а н т I



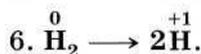
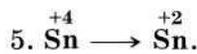
В а р и а н т II



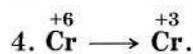
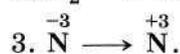
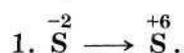
В а р и а н т III



В а р и а н т IV



В а р и а н т V



Данное задание может быть также использовано для устного фронтального опроса.

В результате выполнения этой работы учащиеся формулируют правила определения функции атома (или вещества) в ОВР:

- Если элемент проявляет в соединении высшую степень окисления, то он может быть только окислителем.
- Если элемент проявляет в соединении низшую степень окисления, то он может быть только восстановителем.
- Если элемент проявляет в соединении промежуточную степень окисления, то данное соединение может быть как восстановителем, так и окислителем.

Наиболее важная часть урока – знакомство учащихся с составлением уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и на уравнивании числа электронов, переходящих от восстановителя к окислителю.

Затем учитель предлагает учащимся рассмотреть алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

1. Составить схему реакции.
2. Определить степени окисления элементов в реагентах и продуктах реакции.
3. Определить, является реакция окислительно-восстановительной или протекает без изменения степеней окисления элементов. В первом случае выполнить все последующие операции.
4. Подчеркнуть элементы, степени окисления которых изменяются.

5. Составить уравнения перехода электронов для процессов окисления (отдачи электронов) и восстановления (принятия электронов), т.е. уравнения электронного баланса.

6. Найти наименьшее общее кратное числа отданных и принятых электронов.

7. Делением наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов определить коэффициенты перед формулами ключевых веществ в уравнении реакции.

8. Определить, какой элемент окисляется (его степень окисления повышается) и какой элемент восстанавливается (его степень окисления понижается) в процессе реакции.

9. Определить восстановитель (атом элемента, от которого смещаются отдающие электроны) и окислитель (атом элемента, принимающего электроны).

10. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.

11. Определить коэффициенты перед формулами всех оставшихся участников реакции.

12. Проверить составленное уравнение реакции.

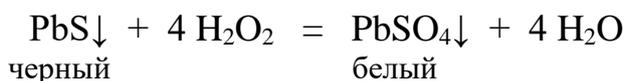
Пункты 6 и 7 можно изложить проще. Найденное число отданных и принятых электронов переписывают «крест накрест», сокращают, если возможно, в целое число раз. Это и есть коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя (точнее, коэффициенты, с помощью которых определяют число атомов окислителя и восстановителя в уравнении реакции).

Для усиления практической направленности изучаемой темы учитель может привести несколько примеров окислительно-восстановительных реакций, имеющих важное значение в деятельности человека. Например, он сообщает учащимся об одном важном и хорошо знакомом окислителе – перексиде водорода, который используется в тех случаях, когда требуется окислить вещество, сравнительно легко разрушающееся от других окислителей.

В технике H_2O_2 применяют для отбеливания тканей, слоновой кости, соломы, мехов, перьев и т. д. Разрушая красящие вещества, пероксид водорода почти не затрагивает отбеливаемого материала. Сильно разбавленный раствор пероксида водорода применяется и в медицине для дезинфекции ран. Это вещество также используется при реставрации картин, написанных масляными красками.

Учитель проводит опыт, иллюстрирующий применение H_2O_2 для реставрации потемневших картин, выполненных красками, содержащими свинцовые белила

К 2 мл раствора соли свинца приливают равный объём раствора сульфида натрия, нагревают до кипения. Учащиеся обращают внимание на цвет выпавшего осадка. Раствор сливают с осадка, затем приливают к осадку 3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и слегка нагревают. Как изменяется цвет осадка? Учитель приводит схему реакции, совместно с учащимися подбирает коэффициенты.



В заключение учитель может анонсировать учащимся другие, очень важных в практическом плане процессы, которые основаны на окислительно-восстановительных реакциях и станут предметом дальнейшего изучения на уроках химии:

- электролитическое получение металлов;
- процессы, происходящие в гальванических элементах и аккумуляторах;
- получение простых веществ (железа, хрома, марганца, никеля, кобальта, вольфрама, меди, серебра, цинка, серы, хлора, иода и т. д.);
- получение ценных химических соединений, например, аммиака, щелочей, сернистого газа, азотной, серной и других кислот.