Методические рекомендации к изучению тем курса химии 8 класса

Тема 1. Химия как часть естествознания

Общие рекомендации по изучению темы

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

1. Цель первая - показать учащимся, что они приступают к изучению не абсолютно нового для них предмета, а учебной дисциплины, элементами которой пронизаны все естественнонаучные предметы. Ребята начали изучение географии, биологии (и интегрированного курса «Окружающий мир»), физики на более ранних этапах школьного обучения. В каждом из этих предметов они уже встретились с 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. Задача учителя состоит в том, чтобы появление нового предмета не сопровождалось негативным психологическим напряжением, а произошло как встреча с добрым знакомым. И знакомство это должно перерасти в дружбу.

2. Цель вторая – продемонстрировать органическую взаимосвязь естественных наук. В каждой из них есть элементы всех остальных частных предметов, и по большому счету разделение естествознания на спектр естественных наук довольно искусственно. Его оправдывает лишь тот факт, что отдельные грани единого окружающего мира имеют свою специфику, и более глубоко детально изучаются в рамках понятий, законов и теорий отдельной науки. Изучение первых параграфов учебника должно не разрушить, а, напротив, сформировать представления учащихся о единстве окружающего мира, общую естественнонаучную картину его устройства.

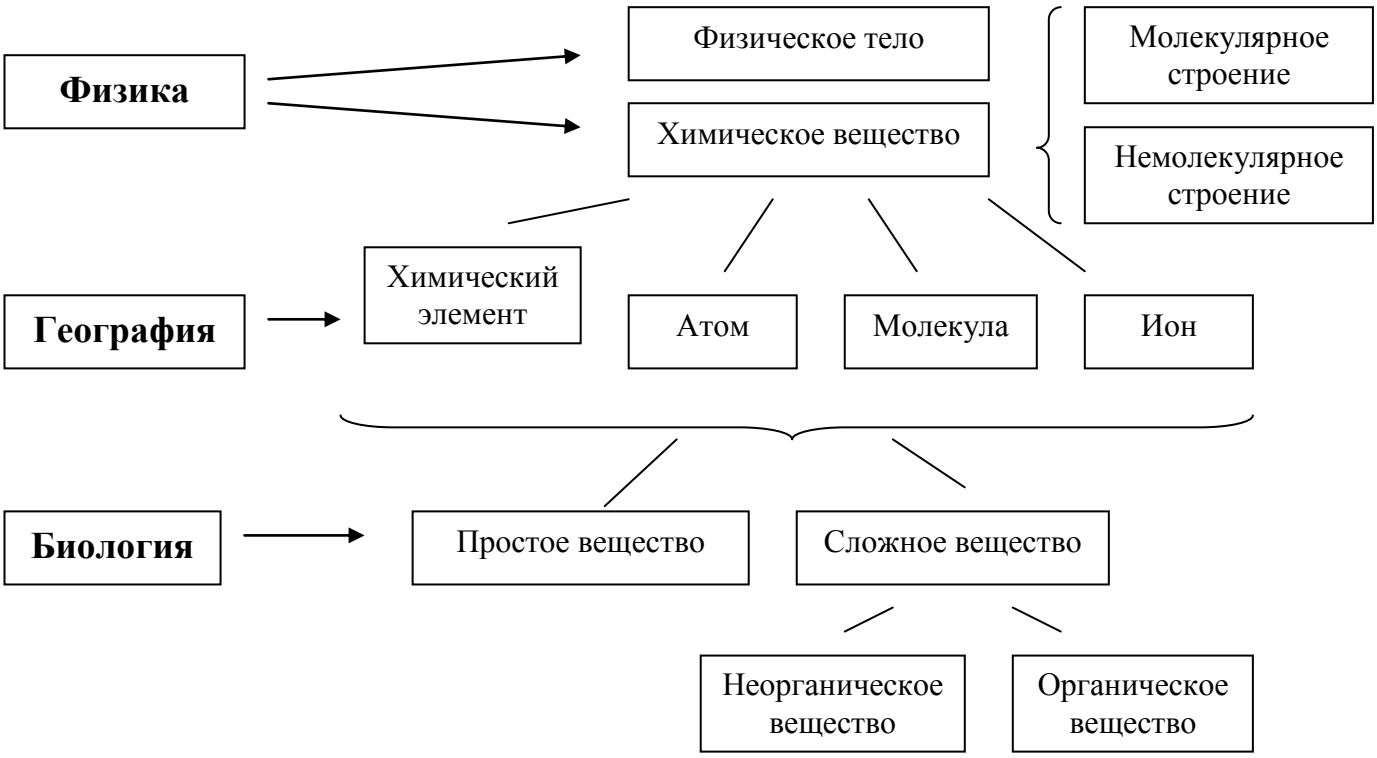
Для того чтобы настроить учащихся на серьезное изучение химии, учитель может подчеркнуть два факта. Во-первых, значительный объем химических знаний тесно вплетен в содержание всех других естественных наук. Во-вторых, изучение химии начинается позже всех остальных предметов естественнонаучного цикла. Это подчеркивает особую роль химии как части естествознания, важность и сложность этого «взрослого» предмета, требующего к себе соответствующего серьезного отношения.

3. Цель третья – актуализировать химические знания учащихся, полученные при изучении других предметов естественнонаучного цикла. Это, с одной стороны, продемонстрирует единство одних и тех же понятий в различных науках (например, понятия простое вещество в химии и биологии), с другой стороны, построить изучение предмета на уже имеющемся знании важнейших основ химии.

Действительно, многие основополагающие химические понятия, приведенные на схеме 1, впервые вводятся на уроках географии, физики, биологии.

Схема 1

Базовые химические понятия, введенные до начала изучения химии



Мы рекомендуем учителю буквально с первых уроков добиваться понимания различия между понятиями «физическое тело» и «вещество», чтобы свести к минимуму вопросы типа «А какая химическая формула у яблока?». Также 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: «Массовая доля кислорода в воздухе составляет 23%», «Массовая доля кислорода в воде составляет 89%»).

Экспериментальный характер науки химии подчеркивается при изучении заключительного параграфа темы «Наблюдение и эксперимента», которое логично продолжается проведением первой практической работы по ознакомлению с лабораторным оборудованием, нагревательными приборами, химической посудой. Важно буквально с первой практической работы добиваться серьезного и ответственного отношения учащихся к эксперименту, бережного обращения со стеклянной посудой и оборудованием. Вместе с тем, не запугайте ребят грозящими последствиями, чтобы не выработать комплекс боязни работы с посудой и веществами, использования нагревательных приборов с открытым пламенем, контакта стеклянных предметов (пробирки, колбы, воронки) с металлическими деталями: лапки штатива, кольца, пробиркодержатель.

Предмет «химия»

Учитель обращает внимание, что окружающий нас мир бесконечно разнообразен, он включает как природные объекты, так и то, что создано человеком. В ходе беседы отрабатываются понятия «физическое тело» и «вещество», известные учащимся из курса физики.

- Что называют физическими телами?

- Приведите примеры физических тел.
- Что называют веществами?
- Приведите примеры веществ.

Затем учащиеся выполняют задание: «Разделите на две группы (тела и вещества) следующие понятия: железо, крахмал, ручка, ртуть, капля, графит, льдинка, вода, ключ, скульптура, углекислый газ, самородок, золото, алмаз, стакан, полиэтилен, кислород».

Учащимся предлагается рассказать то, что они знают о каком-либо из веществ, названия которых выписаны на доске. Может ли полученная информация быть полной о данном веществе? Изучалось ли это вещество на уроках по другому предмету?

После обобщения ответов учащихся, совместно формулируется вывод: химия изучает вещества.

Формулировка понятия «явление» начинается с наблюдения, что физические тела и вещества, из которых они состоят, могут изменяться. Как называются изменения, происходящие вокруг нас? Далее рассматриваются превращения веществ, 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.

Формулировка понятия «физические явления».

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

Примеры физических явлений с участием воды можно рассмотреть с использованием рисунка 1 учебника.

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.

Формулировка понятия «биологические явления».

Биологические явления – это изменения, происходящие в живой природе.

За основу можно взять примеры биологических явлений, приведенные в учебнике на рисунке 2, а также предложить привести примеры других биологических явлений.

Формулировка понятия «химические явления».

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

Конечно, учащиеся ожидают увидеть на уроках химии занимательные 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 норсульфазола, изменение при нагревании окраски ткани, пропитанной раствором хлорида кобальта и др. Если демонстрационный эксперимент представляет собой сочетание физических и химических явлений, на этот факт нужно обязательно обратить внимание. Например, демонстрация 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 Земли[1], ответить на вопрос и выполнить задании:

- О каких физических, биологических и химических явлениях говорится в тексте?
- Перечислите вещества, о которых говорится 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 27 млн. Почему же так много? Почему они такие разные? Как из одних веществ образуются другие? Человек издавна искал ответы на эти вопросы. Постепенно крупицы приобретенных знаний складывались в науку, которая и получила название «химия».

Химия – это наука о веществах, их составе и строении, свойствах и превращениях одних веществ в другие.

Химические изменения с веществами происходят не только в природе. Человек осуществляет большое число химических процессов в промышленных масштабах. Перечень основных виды продукции, выпускаемой химической промышленностью, можно совместно с учащимися в виде схемы 2.

Схема 2

Основные виды продукции химической промышленности

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

<table>
<tr><td>Лаки и краски</td><td>Каучуки и резина</td><td>Металлы
и сплавы</td><td>Материалы для
микроэлектроники</td></tr>
<tr><td>Химические
реактивы</td><td colspan="2" rowspan="3">Продукция
химической промышленности</td><td>Пиротехнические
средства</td></tr>
<tr><td>Средства защиты
растений</td><td>Лекарственные
средства</td></tr>
<tr><td>Полимеры</td><td>Топливо</td></tr>
<tr><td>Удобрения</td><td>Продукты
питания</td><td>Бумага</td><td>Волокна</td></tr>
</table>

Химически безграмотное обращение с веществами в быту и промышленности наносит немалый вред и человеку и природе. Учитель показывает фото- или видеоизображения последствий кислотных дождей, аварий на предприятиях химической промышленности и др. Многие из этих явлений вызваны невнимательностью и ненадлежащим выполнением должностных обязанностей работниками производств или их химической безграмотностью. Вывод: при изучении химии учащиеся познакомятся со свойствами многих веществ и правилами обращения с этими веществами, но уже сейчас им должны быть известны общие требования к хранению средств бытовой химии и обращению с ними.

Можно предложить учащимся проверить, насколько они знают правила обращения со средствами бытовой химии. Для этого учитель раздает этикетки от средств бытовой химии (два варианта) и формулирует задание: внимательно изучить инструкцию по безопасному обращению с предложенным средством и обсудить ее с соседом по парте. Затем заслушивается по одному учащемуся от каждого варианта.

Химия и физика

Основная цель данных уроков - актуализировать знания об атомно-молекулярном учении (из курса физики 7 класса), показать его значение для изучения веществ, начать формирование умения описывать физические свойства веществ, сформировать понятие о фазовых переходах веществ и показать их значение в быту и промышленности.

Формирование понятия «свойства веществ» можно с обсуждения проблемного вопроса: «Чем отличаются друг от друга такое огромное количество известных соединений?». Обобщая ответы учащихся, формулируется определение понятия «свойство».

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

К физическим свойствам веществ относят агрегатное состояние; цвет; запах; температуры плавления и кипения; плотность; электропроводность; теплопроводность; растворимость (например, в воде), блеск и др.

Очевидно, что одни физические свойства веществ можно описать без проведения экспериментов, а для выяснения других необходимы специальные исследования (демонстрируем отсутствие у меди магнитных свойств) или справочные данные. Учащимся необходимо продемонстрировать, как следует использовать справочную литературу для нахождения температуры плавления, температуры кипения, плотности вещества.

В качестве примера можно взять, например, алюминий (демонстрируются изделия из этого металла – проволока, домашняя посуда, фольга, кусочек дюралевого сплава). Агрегатное состояние и цвет металла определяются визуально, несложно определить и отсутствие запаха. Температуры плавления, кипения и плотность находят в справочнике ($T_{пл.}$= 660°С, $T_{кип.}$= 2500°С, ρ=2,7 г/см^3). Отсутствие магнитных свойств у алюминия проверяется с помощью магнита, электропроводность – с использованием прибора для проверки электропроводности растворов или простой самодельной электрической схемы. Пластичность алюминия демонстрируется расплющиванием проволоки молотком и демонстрацией тонкой алюминиевой фольги. При нагревании одного конца алюминиевой проволоки быстро повышается температура другого ее конца – алюминий теплопроводен.

Учащиеся описывают свойства алюминия. Учитель обращает внимание на то, что свойства вещества определяют его применение. В частности, алюминий:

- электропроводен, поэтому из него изготавливают электрические провода;
- теплопроводен, поэтому используется для изготовлении посуды;
- легок – из алюминиевых сплавов изготавливают авиационную технику;
- пластичен, поэтому удобен для изготовления тонких пленок (фольга);
- имеет при полировке блестящую поверхность – изделия из него красиво выглядят.

Учитель констатирует, что помимо перечисленных физических свойств алюминий обладает совокупностью *свойств химических*. Например, он легко реагирует с кислородом воздуха, в результате чего его поверхность покрывается тонкой и очень прочной пленкой, которая защищает его от дальнейшего разрушения. Это свойство и позволяет использовать изделия из алюминия в течение длительного времени, не опасаясь их разрушения. Вместе с тем, некоторые вещества, разрушая пленку, начинают реагировать с металлическим алюминием. К таким веществам относится пищевая сода. Значит, раствор соды нельзя кипятить в алюминиевой посуде. Соединения алюминия относительно безопасны для человека, что является еще одним плюсом алюминиевых изделий бытового назначения.

Учитель вновь подчеркивает значение химии: изучение химических свойств веществ как основы их практического применения и будет являться важнейшей задачей наших уроков.

Свойства веществ определяются в первую очередь их строением, т.е. внутренним устройством. Изучение строения веществ привело ученых к созданию атомно-молекулярного учения.

Атомно-молекулярное учение возникло в глубокой древности. Около 2400 лет назад в трудах греческого философа Демокрита появилось слово «атомос», что значит «неделимый». Так он назвал мельчайшие частицы вещества, которые не могут дробиться.

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.

Учитель подчеркивает, что изолированные атомы изучает физика, а не химия. Почему? Химия изучает вещества, а лишь немногие вещества 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.

Некоторые вещества состоят из множества соединенных между собой химическими связями одинаковых атомов. К таким веществам относятся, например, графит, алмаз и кремний.

У кристаллов кремния способность проводить электрический ток изменяется при освещении. Это свойство используют для создания полупроводниковых фотоэлементов, превращающих световую энергию в электрическую. Кремниевые фотоэлементы превращают в электрическую энергию до 15% падающей на них световой энергии Солнца. Из кристаллов кремния изготовлены солнечные батареи, питающие аппаратуру искусственных спутников Земли, межпланетных станций, да и в быту можно встретить приборы, работающие от солнечных батарей (например, калькуляторы).

Однако большинство веществ состоит не из атомов, а из молекул.

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

Учитель приводит примеры веществ, состоящих из молекул: кислород, азот, вода, углекислый газ, сахар (сахароза), полиэтилен, крахмал, белки (демонстрация).

Опытным путем было установлено: молекулы одного и того же вещества одинаковы, а молекулы разных веществ отличаются друг от друга. Например, воду, полученную из молока, нельзя отличить от воды, полученной перегонкой морской воды. Молекулы воды везде одинаковы.

После демонстрации опытов по распространению запаха проводится беседа по следующим вопросам.

- Почему вы почувствовали появление запаха?
- Почему запах распространяется не мгновенно, а спустя некоторое время?
- Движутся ли частицы (молекулы) в жидкостях и твердых веществах?
- Какое явление мы наблюдали в проведенном опыте?

Обобщением ответов учащихся формулируется вывод: молекулы веществ находятся в постоянном хаотическом движении, доказательством этого служит явление ***диффузии*** – самопроизвольного распространения молекул одного вещества между молекулами другого.

После формулировки основных положений атомно-молекуляронго учения проводится еще одна ниточка связи химии и физики – понятие иона.

Ионы – это положительно или отрицательно заряженные атомы или группы атомов.

Учитель приводит примеры веществ, состоящих из ионов, и демонстрирует их. Дается определение понятий «катионы» и «анионы». Финал урока – введение понятия о веществах молекулярного и немолекулярного строения.

Атомно-молекулярное учение позволяет объяснять существование веществ в различных агрегатных состояниях, а также переходы вещества из одного агрегатного состояния в другое.

Рассмотрение агрегатных состояний веществ можно сопровождать заполнением таблицы 1.

Таблица 1

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 во всех агрегатных состояниях при нагревании расширяются		

Для твердых веществ рассматривается возможность существования в двух состояниях – кристаллическом и аморфном. Приводятся примеры тех и других веществ, их демонстрация. Рассматривая расположение частиц в кристаллических веществах, учитель формулирует понятие «кристаллическая решетка». После демонстрации модели кристаллических решеток алмаза и графита сообщается, 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 2.

Таблица 2

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

Пневматический привод – один из основных современных видов привода (наряду с электрическим и гидравлическим), обеспечивающий работу самых различных машин.

Пневматический привод состоит из пневматического двигателя и системы управления. Сжатый в компрессоре воздух хранит накопленную потенциальную энергию до тех пор, пока он не подается в пневмодвигатель и не начинает в нем расширяться. При расширении сжатого воздуха потенциальная энергия переходит в кинетическую энергию выходного звена этого двигателя, например, поршня со штоком пневматического цилиндра, который соединен силовой передачей с рабочим органом машины и приводит его в движение.

Широкое применение пневмопривода объясняется целым рядом его преимуществ: простотой конструкции, доступностью рабочего тела (воздуха из окружающей среды), простотой эксплуатации и ремонта, сравнительно низкой стоимостью, высокой надежностью работы при высоких и низких температурах, полной пожаро- и взрывобезопасностью при высокой влажности и запыленности окружающей среды.

Срок службы пневмопривода достигает 10-20 тыс. ч (до 10-50 млн циклов работы). Он может обеспечивать очень высокие скорости выходного звена – до нескольких метров в секунду, а при вращательном движении – 300 тыс. оборотов в минуту. Рабочие скорости пневмопривода значительно выше скоростей гидропривода. По транспортабельности сжатый воздух уступает только электроэнергии. Сжатым воздухом можно одновременно снабжать большое число пневмоприводов машин от одного источника, например, от компрессорной станции завода. Пневмоприводы в отличие от электрических не требуют защитных устройств от перегрузки. Скорость движения и развиваемое рабочее усилие регулируются плавно и легко. Во многих случаях пневмоприводы удается соединять с рабочими органами непосредственно, без сложных механических передач. Это существенно упрощает конструкцию машин.

К недостаткам пневмопривода относятся невозможность обеспечить плавное перемещение рабочих органов машин при колебаниях нагрузки. Это объясняется сжимаемостью воздуха — рабочего тела пневмопривода. Скорость передачи пневматических командных сигналов по трубопроводам ограничена скоростью распространения звука в воздушной среде. Поэтому для увеличения быстродействия применяют комбинированные электропневматические системы управления, в которых командные сигналы передаются по электрическим линиям связи.

Сжимаемость воздуха (или объемная упругость), т.е. изменение объема под действием внешних сил, в других случаях является не недостатком, а решающим преимуществом. Именно это свойство используется в пневматических шинах и подвесках автомобилей, в приводах автоматических дверей электропоездов и метро, в надувных лодках и футбольных мячах для смягчения ударов.

Затем рассматриваются переходы веществ из одного агрегатного состояния в другое (конденсация, испарение, плавление, кристаллизация, возгонка (сублимация), десублимация).

Обсуждаются следующие вопросы:

- как объяснить с точки зрения атомно-молекулярного учения процессы испарения и плавления?
- как называют температуры, при которых происходит плавление и кипение веществ?

Учащимся предлагается рассмотреть переходы из одного агрегатного состояния в другое в процессе круговорота воды в природе.

Не только вода, но и большинство веществ при определенных условиях может находиться в любом из трех агрегатных состояний. В медицинском термометре содержится жидкое при комнатной температуре вещество серебристого цвета – ртуть. Если термометр разбивается, то ртуть распадается на мелкие блестящие шарики, которые необходимо как можно быстрее собрать. Почему? Ртуть сравнительно легко испаряется. Невидимые пары ртути – очень сильный яд. А может ли ртуть быть твердой? Да, может: температура плавления ртути –39 °С.

Обратите внимание, что существуют вещества, которые невозможно перевести в жидкое или газообразное состояние, в частности потому, что при нагревании они разлагаются (из знакомых учащимся веществ в качестве примера приведите мел)

В природе обнаружено 94 различных химических элемента. Еще 20 химических элементов либо не встречаются ни на Земле, ни в космосе (их получают искусственно), либо находятся в природе в ничтожно малых количествах. Таким образом, всего известно 114 химических элементов.

Каждый элемент имеет свое название. С начала XlX 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 поможет учащимся быстро запомнить названия и знаки как минимум 20 химических элементов. Учитель знакомит учащихся с некоторыми химическими элементами, используя межпредметные связи с географией и рассматривая строение Земли.

Разделить Землю на отдельные сферы – кору, мантию и ядро – и установить их границы удалось благодаря изучению сейсмических волн, возникающих при землетрясениях. Оказалось, что скорость распространения волн в веществе Земли по мере углубления в недра изменяется скачкообразно.

Внутреннее ядро Земли имеет очень высокую температуру (4000-5000°С), но оно твердое из-за большого давления (до $3{,}6 \cdot 10^{11}$ Па). Внешнее ядро жидкое. Согласно современным представлениям, внутреннее ядро состоит из никеля и железа, а внешнее – из железа.

Основная масса Земли приходится на мантию. Мантия состоит из веществ, образованных в основном тремя химическими элементами: алюминием, кремнием и кислородом. Эти вещества находятся в кристаллическом состоянии с некоторыми аморфными участками (учащиеся вспоминают особенности кристаллических и аморфных тел). Температура мантии составляет 2000-2500°С, поэтому в тех участках, где давление меньше, вещество мантии образует густую расплавленную массу – магму.

При излиянии магмы на поверхность Земли формируются магматические горные породы, из которых и состоит в основном наружная оболочка Земли – земная кора, или литосфера. Средняя толщина земной коры около 35 км, что составляет сотые доли процента от среднего радиуса Земли, равного 6371 км. На участках, покрытых океанами, земная кора имеет толщину 5–10 км, а на материковой части (под горными массивами) может достигать 70 км. Земная кора состоит из горных пород.

Горные породы, в свою очередь, состоят из одного или нескольких ***минералов.*** Минералы образуются в глубинах и на поверхности Земли, Луны и других планет и космических тел. Большинство минералов – твердые вещества. К минералам относят также жидкую ртуть, некоторые амальгамы, природные аморфные образования, например, опал. В природе обнаружено свыше 3000 минералов, однако число породообразующих минералов невелико (40-50).

Основные магматические горные породы, из которых состоит земная кора, – это базальт и гранит. Гранит состоит из трех минералов – кварца, полевого шпата и слюды, которые хорошо видны невооруженным глазом. В состав кварца входят два химических элемента – кремний и кислород. В полевом шпате к ним добавляется калий и алюминий. Самый богатый элементный состав у слюды. Помимо четырех перечисленных элементов в ней можно обнаружить натрий, магний, железо, литий, фтор и водород. Базальт, как и гранит, состоит из нескольких минералов, но невооруженным глазом его составные части разглядеть нельзя.

Основными элементами, входящими в состав гидросферы Земли, являются кислород, водород, натрий, хлор и магний. Рассмотрение состава атмосферы к перечню названных элементов добавит азот, аргон, гелий.

Если уровень восприятия учащихся достаточно высок, целесообразно провести классификацию всех перечисленных химических элементов на металлы и неметаллы. Вместе с тем, эта классификация должна носить ознакомительный характер, и углубляться в рассмотрение этого вопроса не следует.

Химия и биология

Материал еще одной естественнонаучной дисциплины – биологии – дает возможность актуализировать знания учащихся о классификации химических веществ по их составу.

Учитель еще раз напоминает учащимся, что отдельные атомы в природе встречаются исключительно редко. Чаще всего атомы соединяются друг с другом. При этом образуются простые или сложные вещества.

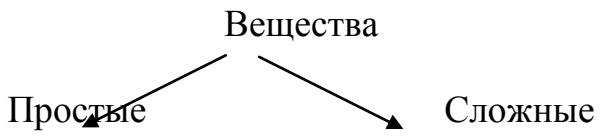
Простые вещества образованы атомами одного химического элемента.

Сложные вещества образованы атомами разных химических элементов.

В ходе дальнейшего объяснения в схеме 3, изображенной на доске, записывают названия простых и сложных веществ. Беседу можно построить на элементах знаний по биологии.

Схема 3

Классификация веществ по числу образующих их элементов



При дыхании живые существа используют кислород воздуха или кислород, растворенный в водах Мирового океана. Учитель актуализирует знания учащихся о кислороде, проводя беседу по следующим вопросам.

- Какое вещество составляет 1/5 часть атмосферы Земли? (В атмосфере Земли содержится $1{,}5 \cdot 10^{15}$ т кислорода. Масса кислорода, растворенного в водах Мирового океана, составляет $1{,}5 \cdot 10^{13}$ т.)
- Как образуется кислород в природе? (Атмосферный кислород – продукт фотосинтетической деятельности живых организмов, в основном зеленых растений).
- Какие физические свойства кислорода вам известны? (Кислород – это газообразное при обычных условиях вещество, не имеет цвета и запаха, мало растворим в воде.)
- Какие химические превращения происходят с участием кислорода?

Демонстрационный опыт показывает, что кислород поддерживает горение и составляет примерно 1/5 часть воздуха.

Молекула кислорода состоит из двух атомов. Учащиеся определяют, к простым или сложным веществам относится кислород.

Учащимся предлагается прочитать по учебнику материал об озоне и явлении аллотропии, затем проводят беседу по следующим вопросам.

- Чем молекула озона отличается от молекулы кислорода? (Озон - аллотропная модификация кислорода; его молекула состоит из трех атомов кислорода.)

- Где озон встречается на Земле? (Находится в верхних слоях атмосферы; образуется в небольших количествах при грозах.)
- Какое значение имеет озон для жизни на Земле? (Защищает живые организмы от ультрафиолетового излучения.)

Основную часть атмосферы Земли составляет азот. Учитель отмечает, что молекула азота состоит из двух атомов. К простым или сложным веществам относится азот?

Учитель демонстрирует образцы кристаллической серы, иода, свинца, цинка, отмечая, что эти вещества также являются простыми. В схему 3 вписываем названия простых веществ.

При дыхании живых существ в атмосферу выделяется углекислый газ. Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода. Учащимся предлагается определить принадлежность углекислого газа к простым или сложным веществам и обосновать ответ.

Дальнейшая демонстрация сложных веществ, моделей их молекул или кристаллических решеток зависит от оснащенности кабинета химии и фантазии учителя. Необходимо помнить, что на первых порах это должны быть вещества доступные, известные учащимся, имеющие практическое применение: вода, хлорид натрия, оксид кремния (IV), уксусная кислота, метан.

В заключение учитель отмечает, что большинство веществ, составляющих основу всех живых организмов, содержат в своем составе атомы углерода и водорода, некоторые из них содержат также атомы кислорода, азота, серы и некоторых других элементов. Их называют органическими веществами в отличие от веществ неживой природы – неорганических, или минеральных. Учитель демонстрирует органические вещества: глюкозу, сахарозу, крахмал, целлюлозу, уксусную кислоту, лимонную кислоту, аспирин, глицин, белки – натуральные шерсть и шелк. К какой группе веществ – простые или сложные – относятся органические вещества? Почему? В схему 4, изображенную на доске, записываются названия некоторых неорганических и органических веществ.

Схема 4

Классификация веществ по составу

Вещества

Неорганические Органические

В состав растительных и животных клеток входят как неорганические вещества (вода и минеральные соли), так и органические вещества (белки, жиры и углеводы).

По схеме процесса фотосинтеза, приведенной в учебнике:

$$\text{углекислый газ} + \text{вода} \xrightarrow{\text{фотосинтез}} \text{глюкоза} + \text{кислород}$$

определяется тип каждого из веществ и его принадлежность к неорганическим или органическим соединениям. Вывод: в клетках растений под действием солнечного света из неорганических веществ (воды и углекислого газа) образуется органическое вещество – глюкоза и неорганическое вещество – кислород.

Из глюкозы в клетках растений образуются крахмал и целлюлоза. Эти вещества называют углеводами, в их состав входят три элемента: углерод, водород и кислород.

В качестве «мостика» к изучению следующего параграфа проводится лабораторный опыт «Обнаружение крахмала в картофеле и белом хлебе с помощью йодной настойки».

Тема 2. Моделирование в химии. Измерение веществ. Основные законы химии

Общие рекомендации по изучению темы

Большая часть материала данной темы достаточно сложна для понимания и требует развитого абстрактного мышления школьников. В первую очередь, это касается изучения понятий относительной атомной и молекулярной массы, а также понятия количества вещества.

Обобщением вопроса взаимосвязи количества вещества с его массой, объемом газа и числом частиц может служить схема 5, которую рекомендуем использовать и на последующих уроках.

Схема 5

Взаимосвязь единиц измерения количества вещества

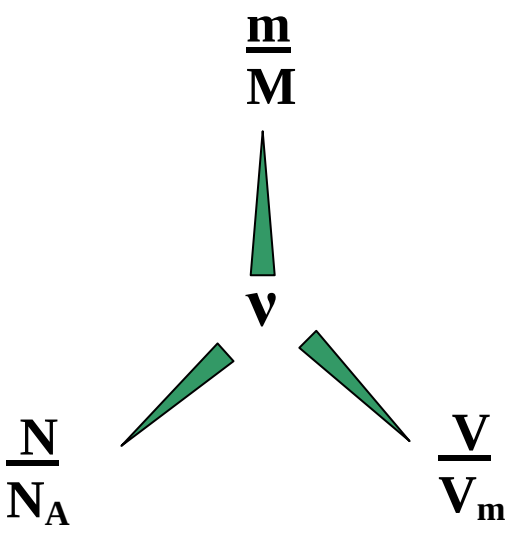


Схема на доске изображается поэтапно. Сначала напишите символ количества вещества, как одной из главных физических величин в химии. Затем изобразите три луча, которые связывают количество вещества с тремя другими, «более понятными» способами измерения вещества. Получилось некоторое подобие логотипа «Мерседеса». 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.

Уже с данного урока следует производить все пересчеты одних величин в другие 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 расчетом его массы умножением количества вещества на молярную массу. Этот путь и отражает схема 5: количество вещества находится в центре

всех расчетов. Такой методический прием, хотя и предполагает одно дополнительное математическое действие, но такие «временные затраты» затем с избытком компенсируются при решении более сложных задач.

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 не верное решение.

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

$$\nu(H) = \square\ \nu(H_2O)\ , \quad \text{т.е.} \quad \nu(H) = 2\cdot\nu(H_2O)$$

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 2·2 = 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:

$$\nu(H) = \square\ \nu(NH_3)\ , \quad \text{т.е.} \quad \nu(H) = 3\cdot\nu(NH_3)\ ,$$

только искомая величина теперь в правой части равенства.

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

Отработка данных заданий позволит закрепить понимание смысла записи химических формул с использованием скобок. Например, один моль нитрата алюминия $Al(NO_3)_3$ содержит не 6, а 9 моль атомов кислорода. В этом случае схема записи такова:

$$\nu(O) = \square\ \nu(Al(NO_3)_3)\ , \quad \text{т.е.} \quad \nu(O) = 3\cdot3\cdot\nu(Al(NO_3)_3) = 9\cdot\nu(Al(NO_3)_3),$$

Моделирование

При изучении всех параграфов темы рекомендуется использовать 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 А. Кукуле и Я. Вант-Гоффом. 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 и трубок, соединенных в точке, изображающей ядро атома, под углами, равными валентным. Такие модели были предложены в 1959 г. швейцарским химиком А. Дрейдингом. Длины трубок и стержней пропорциональны длинам связей между атомами Н и данного элемента (0,1 нм соответствует 2,5 см). Свободные концы трубок и стержней изображают ядра атомов Н, 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. 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, Н - белый, О - красный, N - синий, S - желтый и т.д.).

Для использования на уроках химии в 8 классе шаро-стержневые модели молекул можно изготавливать из пластилина и спичек. На первых порах избегайте демонстрацию 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 обращайте в свою пользу: «Химия – наука сложная, но очень интересна. В дальнейшем мы обязательно выясним, почему молекулы имеют различную форму».

Химические знаки и формулы.

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

На данном уроке происходит первое знакомство учащихся с периодической системой Д.И. Менделеева. Поскольку данный материал дается до изучения строения атома, учащиеся должны освоить лишь основные структурные элементы периодической таблицы: период, группа, главная и побочная подгруппы. От них требуется умение быстро отыскать любой из 20-25 изученных элементов 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, 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). Затеем предлагат 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 и золото.

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 (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 (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.

Учитель сообщает учащимся о том, что в таблице Д.И. Менделеева периоды подразделяются на большие и малые, и любой из них (кроме первого) начинается щелочным металлом, а заканчивающихся благородным газом. 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.

Ознакомиться 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 повременить до тех пор, когда ребята хорошо запомнят знак магния.

Относительная атомная и молекулярная массы

Для понимания сущности понятия относительной атомной массы полезно провести лабораторный опыт по уравновешиванию монеток. Если не удастся найти современных монет, как описано в учебнике, можно попросить ребят поискать в домашних архивах монеты советских времен. Соотношения с учетом погрешности опыта тоже получаются показательными (табл. 3).

Таблица 3

Соотношения масс советских монет 60-80-х годов выпуска

Достоинство взвешиваемой монеты	Левое плечо линейки	Правое плечо линейки	Относительная масса монеты
2 копейки	Одна монета 2 коп.	Два монеты по 1 коп.	2
3 копейки	Одна монета 3 коп.	Три монеты по 1 коп.	3
5 копеек	Одна монета 5 коп.	Пять монет по 1 коп.	5
15 копеек	Две монеты по 15 коп	Пять монет по 1 коп.	2,5
20 копеек	Две монеты по 20 коп	Семь монет по 1 коп.	3,5

При введении первоначального понятия атомной единицы массы, естественно, не следует упоминать об изотопах углерода. Уточнение понятия следует сделать позже, при изучении §18.

Учащиеся должны научиться уверенно рассчитывать относительные атомные массы веществ не только относительно 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.

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).

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

По мере усложнения материала к вопросу расчета относительных молекулярных (и молярных) масс придется возвращаться неоднократно. 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.

$M_r(CH_3COOH) = 2\cdot12 + 4\cdot1 + 2\cdot16 = 60$

$M_r(Na_3[Co(NO_2)_6]) = 3\cdot23 + 1\cdot59 + (1\cdot14 + 2\cdot16)\cdot6 = 404$

$M_r(CaSO_4\cdot2H_2O) = 40 + 32 + 4\cdot16 + 2(2 + 16) = 172$

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

$M_r(SO_4^{2-}) = 32 + 4\cdot16 = 96$

$M_r(NH_4^{+}) = 14 + 4 = 18$

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 ошибки.

Более часто в школьной практике встречаются обратные задачи - нахождение формулы вещества по массовым долям элементов.

Существует несколько способов решения подобных задач. Первый способ заключается в нахождении соотношения числа моль атомов каждого элемента в произвольно выбранной массе вещества. Алгоритм решения задачи таким способом 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 1

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

<u>Дано:</u>

w(H) = 2,56%

w(Si) = 35,90%

w(O) = 61,54%

Формула - ?

1. Пусть, масса вещества равна 100 г.
2. Масса водорода в 100 г вещества равна:

m(H) = 100 г · 0,0256 = 2,56 г.

Аналогично

m(Si) = 35,90 г

m(O) = 61,54 г

3. Найдем количество вещества атомов каждого элемента.

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

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

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

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

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

Ответ: H_2SiO_3

Для решения задач приведенным выше способом учащиеся должны знать понятие «количество вещества».

Сущность второго способа решения задач на нахождение простейшей формулы та же, но оформление немного более простое. 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 2

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

Дано:

w(K) = 39,6%

w(Mn) = 27,9%

w(O) = 32,5%

Формула - ?

1. Обозначим формулу вещества $K_xMn_yO_z$.
2. Сумма массовых долей элементов составляет 100%.
3. Найдем отношение индексов x:y:z

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

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 искомой 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 точность не менее трех значащих цифр.

Пример 6

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

Дано:
w(Cr) = 68,4%

Формула - ?

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

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

3. Найдем отношение индексов x : y

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

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.

Количество вещества

Понятие моль достаточно сложно для понимания восьмиклассников. Целесообразно провести аналогию между словом «моль» и такими существительными, которые обозначают некоторое число чего-либо: десяток, сотня, пара, дюжина. Слово «моль» тоже обозначает некоторое число, только число очень большое – $6{,}02\cdot10^{23}$.

Посчитать это число не так уж сложно. Относительная атомная масса углерода равна 12, то есть один атом С в 12 раз тяжелее 1 а.е.м. и имеет массу $12\cdot1{,}66\cdot10^{-24}$г. Число атомов углерода в 12 г этого вещества равно:

$$N(C) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{одного атома})} = \frac{12\ \text{г}}{12\cdot1{,}66\cdot10^{-24}\ \text{г}} = 6{,}02\cdot10^{23}$$

Это одна из важнейших констант в химии называется число Авогадро и показывает число частиц в 1 моль любого вещества. $\mathbf{N_A = 6{,}022\cdot10^{23}\ {}^{1}/_{моль}}$.

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 ν. Посчитать ее можно, зная число атомов или молекул вещества:

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

Если взять массу вещества (в граммах), равную молярной массе, там будет содержаться ровно число Авогадро молекул, то есть 1 моль вещества. Таким образом, зная массу вещества, можно рассчитать его количество:

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

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 ν нужно использовать киломолярную или миллимолярную массу: кг/кмоль или мг/ммоль.

Взаимосвязь объема газа при нормальных условиях и количества вещества определяет закон Авогадро: одинаковые объемы газов в одинаковых условиях содержат равное число молекул. Если подойти к этому закону «с другой стороны», получаем важное следствие. Возьмем по 1 моль двух веществ (число молекул для них будет

одинаково – $6{,}022 \cdot 10^{23}$), переведем их в газообразное состояние при одинаковых температуре и давлении. Получается, что эти газы будут занимать равные объемы. Если давление будет равно 1 атм (760 мм рт.ст. или 101,3 кПа), а температура 0°C (273 К) (так называемые нормальные условия), то этот объем будет равен 22,4 л. Это еще одна важнейшая константа в химии, называемая молярный объем (**V_m**) и имеющая размерность л/моль.

V_m = 22,4 $^{л}/_{моль}$.

Следовательно, количество вещества можно рассчитать, зная объем газа при нормальных условиях:

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

Если в условии задачи объем газа дан при условиях, отличающихся от нормальных, по уравнению Менделеева-Клапейрона приводят данный объем к нормальным условиям:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_o V_o}{T_o}$$

В приведенной формуле величины, помеченные подстрочным ноликом, относятся к нормальным условиям (p_o = 101,3 кПа (или 1 атм или 760 мм рт. ст.); T_o = 273К).

Отработку материала следует провести с использованием задач различного типа и разного уровня сложности. Естественно, за два урока задачи всех типов разобрать не удастся, но к их решению нужно возвращаться на менее информативно загруженных занятиях.

Пример 3

Вычислите, какое количество вещества составляют: а) 30 г MnO_2; б) 1 г KOH; в) 3 т S; г) 130 мг $Fe_2(SO_4)_3$.

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

а) $M(MnO_2)$ = 87 г/моль; $\nu(MnO_2) = \frac{m(MnO_2)}{M(MnO_2)} = \frac{30\text{ г}}{87\text{ г/моль}} = 0{,}345$ моль

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

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

г) $M(Fe_2(SO_4)_3)$ = 400 мг/ммоль; $\nu(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{m(Fe_2(SO_4)_3)}{} =$

$M(Fe_2(SO_4)_3)$

$$= \frac{130\ \text{мг}}{400\ \text{мг/ммоль}} = 0{,}325\ \text{ммоль}$$

Пример 4

Какое число молекул содержится в: а) 4 моль NaOH; б) 1 г $PbSO_4$; в) 1 л SO_2 (н.у.); г) 1 $м^3$ N_2 (н.у.); д) 3 мл NH_3 (н.у.)?

а) Зная количество вещества, найти число молекул можно в одно действие:

$$\nu(NaOH) = \frac{N(NaOH)}{N_A},\ \text{отсюда}\ N(NaOH) = \nu(NaOH)\cdot N_A = 4\ \text{моль} \cdot 6{,}022 \times$$

$$\times\ 10^{23} = 2{,}41\cdot 10^{24}$$

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

$$\nu(PbSO_4) = \frac{m(PbSO_4)}{M(PbSO_4)} = \frac{1\ \text{г}}{303\ \text{г/моль}} = 3{,}3\cdot 10^{-3}\ \text{моль}$$

$$N(PbSO_4) = \nu(PbSO_4)\cdot N_A = 3{,}3\cdot 10^{-3}\ \text{моль} \cdot 6{,}022\cdot 10^{23}\ 1/\text{моль} = 1{,}99\cdot 10^{21}$$

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

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

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

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

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

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

Пример 5

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:

$\nu(Br) = 2\nu(Br_2) = 2 \cdot 3$ моль = 6 моль
$N(Br) = \nu(Br) \cdot N_A = 6$ моль $\cdot\ 6{,}022 \cdot 10^{23}$ 1/моль $= 3{,}61 \cdot 10^{24}$

б) Рассчитаем количество вещества нитрата цинка:

$$\nu(Zn(NO_3)_2) = \frac{m(Zn(NO_3)_2)}{M(Zn(NO_3)_2)} = \frac{200\ г}{189\ г/моль} = 1{,}06\ моль$$

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

$\nu(Zn) = \nu(Zn(NO_3)_2) = 1{,}06$ моль;
$N(Zn) = \nu(Zn) \cdot N_A = 1{,}06$ моль$\cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ {}^{1}/_{моль} = 6{,}37 \cdot 10^{23}$

$\nu(N) = 2\nu(Zn(NO_3)_2) = 2{,}12$ моль;
$N(N) = \nu(N) \cdot N_A = 2{,}12$ моль$\cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ {}^{1}/_{моль} = 1{,}28 \cdot 10^{24}$

$\nu(O) = 6\nu(Zn(NO_3)_2) = 6{,}36$ моль;
$N(O) = \nu(O) \cdot N_A = 6{,}36$ моль$\cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ {}^{1}/_{моль} = 3{,}83 \cdot 10^{24}$

в) Рассчитаем количество вещества метана:

$$\nu(CH_4) = \frac{V(CH_4)}{V_m} = \frac{10\ л}{22{,}4\ {}^{л}/_{моль}} = 0{,}446\ моль$$

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

$\nu(C) = \nu(CH_4) = 0{,}446$ моль;
$N(C) = \nu(C) \cdot N_A = 0{,}446$ моль$\cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ {}^{1}/_{моль} = 2{,}69 \cdot 10^{23}$

$\nu(H) = 4\nu(CH_4) = 1{,}784$ моль;
$N(H) = \nu(H) \cdot N_A = 1{,}784$ моль$\cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ {}^{1}/_{моль} = 1{,}07 \cdot 10^{24}$

Пример 6

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

Такой пересчет также осуществляется через определение количества вещества.

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

m(оксида) 3,08 г

$$M(\text{оксида}) = \frac{\quad}{\nu(\text{оксида})} = \frac{\quad}{0{,}0670\ \text{моль}} = 46\ {}^{\text{г}}/_{\text{моль}}$$

Пример 7

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

Дано:
m (газа) = 88 г
V(газа) = 33 л
t = 25°С
p = 150 кПа

M(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.

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_oV_o}{T_o} \Rightarrow V_o = \frac{pVT_o}{Tp_o} = \frac{150\ \text{кПа} \cdot 33\ \text{л} \cdot 273\text{К}}{298\text{К} \cdot 101{,}3\ \text{кПа}} = 44{,}8\ \text{л}$$

2. Вычислим количество вещества неизвестного газа:

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

3. Определим молярную массу газа:

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

Ответ: 44 $^{\text{г}}/_{\text{моль}}$

Пример 8

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 H, то есть:

$\nu(H) = 2\nu(H_2O) = 2 \cdot 0{,}0372$ моль $= 0{,}0744$ моль

Вычислим массу водорода:

$m(H) = \nu(H) \cdot M(H) = 0{,}0744$ моль $\cdot\ 1\ {}^{г}/_{моль} = 0{,}744$ г

б) Начнем расчет с количества вещества воды:

$$\nu(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{2{,}4\ г}{18\ {}^{г}/_{моль}} = 0{,}133\ моль$$

$\nu(H) = 2\nu(H_2O) = 2 \cdot 0{,}133$ моль $= 0{,}266$ моль

$m(H) = \nu(H) \cdot M(H) = 0{,}266$ моль $\cdot\ 1\ {}^{г}/_{моль} = 0{,}266$ г

в) $$\nu(H_2O) = \frac{V(H_2O)}{V_m} = \frac{1{,}8\ л}{22{,}4\ {}^{л}/_{моль}} = 0{,}0804\ моль$$

$\nu(H) = 2\nu(H_2O) = 2 \cdot 0{,}0804$ моль $= 0{,}1608$ моль

$m(H) = \nu(H) \cdot M(H) = 0{,}1608$ моль $\cdot\ 1\ {}^{г}/_{моль} = 0{,}1608$ г

Пример 9

Какая масса мочевины $(NH_2)_2CO$ содержит столько же азота, сколько его содержится в 170 г аммиака?

Дано:

$m\ (NH_3) = 170$ г

$m((NH_2)_2CO)$ - ?

1. Найдем количество вещества аммиака:

$$\nu(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} = \frac{170\ г}{17\ {}^{г}/_{моль}} = 10\ моль$$

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

$\nu(N) = \nu(NH_3) = 10$ моль

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

$$\nu((NH_2)_2CO) = \frac{1}{2}\nu(N) = 5 \text{ моль}$$

4. Рассчитаем массу мочевины.

$$m((NH_2)_2CO) = \nu((NH_2)_2CO) \cdot M((NH_2)_2CO) = 5 \text{ моль} \cdot 60\ {}^{г}/_{моль} = 300 \text{ г}$$

<u>Ответ:</u> 300 г.

Тема 3. Чистые вещества и смеси

Общие рекомендации по изучению темы

Тема «Чистые вещества и смеси» – одна из наиболее практико-ориентированных в курсе химии 8 класса. Изучение таких понятий, как массовая и объемная доля вещества в смеси, массовая доля примесей, растворы, а также способов разделения смесей 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 (сахароза, поваренная соль, перманганат калия, иод и др.). Обратите внимание, что практически все задачи, разобранные в тексте учебника и приведенные в качестве домашнего задания, также имеют практическую направленность. Этого принципа учителю следует придерживаться, предлагая собственные задачи для закрепления и проверки знаний.

Изучение данного материала целесообразно с использованием метода проектов, учебно-исследовательской деятельности учащихся. Ребятам будет интересно познакомиться с историей спичечного производства, узнать, как менялся состав спичечной головки и намазки коробка, назначение каждого компонента в них. Изучение типологии и состава художественных красок, используемых пигментов, растворителей, связующих позволит прикоснуться к волшебному миру изобразительного искусства. Горные породы, минералы, драгоценные и поделочные камни – это тот «мостик», которым можно связать первую тему курса с вопросами состава смесей, содержания примесей, их влияния на свойства объекта.

При изучении темы продолжается углубление использования понятия «доля» в химии. В дополнение к массовой доле элемента в сложном веществе изучаются объемная и массовая доли компонента в смеси и частные приложения этих понятий: массовая доля примесей 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 вещества является элементом решения более сложных задач на расчет по химическим уравнениям.

Смеси веществ

Изучение параграфа учитель может начать с актуализации знаний учащихся о веществе, 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.

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

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

При перечислении составных частей воздуха рекомендуется для каждого из веществ описать состав его молекулы, продемонстрировать модель его молекулы, записать химическую формулу, определить, какое это вещество (простое или сложное).

Учащимся предлагается рассчитать среднюю молярную массу воздуха при нормальных условиях (плотность воздуха равна 1,29 г/л). Масса 1 моль воздуха (22,4 л) при нормальных условиях равна 1,29 г/л · 22,4 л = 29 г. Следовательно, средняя молярная масса воздуха 29 г/моль. Целесообразно еще раз вернуться к материалу §12 и рассчитать относительную плотность по воздуху двух-трех компонентов атмосферы.

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.

В качестве примеров смесей учителю рекомендуется использовать не только те, которые перечислены в учебнике, но и другие, распространенные и практически значимые смеси и растворы: минеральные воды, стиральные порошки, косметические средства и др.

Решение задач с использованием понятия массовая доля примесей

Понятие «доля» часто используется на начальном этапе изучения химии. Учащиеся должны усвоить, что любая доля – это отношение части к целому, меньшего к большему. Это избавит от сомнений, какую из величин помещать в числителе, а какую – в знаменателе формулы.

По физическому смыслу содержание чистого вещества в образце с примесями и содержание вещества в растворе достаточно схожи. Но во избежание путаницы в понимании химической сущности рекомендуем ввести особую терминологию. Вещество, содержащее посторонние примеси, называть «образцом» или «техническим образ-

цом». Соответственно вводится понятие «масса образца», как сумма масс чистого вещества и примесей:

m(образца) = m(вещества) + m(примесей).

Тогда математическое выражение для массовой доли чистого вещества в образце принимает вид:

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

Массовая доля примесей – это, соответственно, отношение массы примесей к массе всего образца:

$$w(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{образца})} \cdot 100\%$$

При записи данных в задачах такого типа очень важно различать массу образца и массу вещества. Например, фраза «100 г серы, содержащей 2% примесей», переносится в условие как m(образца) = 100 г, а не m(S) = 100 г. И далее w(примесей) = 2%. Очевидно, что сумма массовых долей примесей и основного вещества равна 100%.

w(вещества) + w(примесей) = 100%

Пример 1

Какая масса карбоната кальция содержится в 3 т природного известняка, содержащего 6% примесей?

<u>Дано:</u>
m(образца) = 3 т
w(примесей) = 6%

$m(CaCO_3)$ - ?

1. Найдем массовую долю карбоната кальция в известняке.

$w(CaCO_3)$ = 100% - w(примесей) = 100% - 6% = 94%

2. Вычислим массу карбоната кальция в известняке.

$$w(CaCO_3) = \frac{m(CaCO_3)}{m(\text{образца})} \cdot 100\% \Rightarrow m(CaCO_3) = \frac{m(\text{образца}) \cdot w(CaCO_3)}{100\%} =$$

= 3 т · 0,94 = 2,82 т

<u>Ответ:</u> 2,82 т

Пример 2

При сжигании 10 г серы, содержащей примеси, получили 6,65 л сернистого газа (н.у.). Найдите массовую долю примесей в образце серы.

<u>Дано:</u>

m(образца) = 10 г
$V(SO_2)$ = 6,65 л

---

w(примесей) - ?

1. Найдем количества вещества оксида серы (IV).

$$\nu(SO_2) = \frac{V(SO_2)}{V_m} = \frac{6{,}65\ л}{22{,}4\ л/моль} = 0{,}297\ моль$$

2. Рассчитаем количество вещества серы.

$\nu(S) = \nu(SO_2) = 0{,}297$ моль

3. Вычислим массу серы в образце.

$m(S) = \nu(S) \cdot M(S) = 0{,}297$ моль $\cdot$ 32 г/моль = 9,5 г

4. Определим массовую долю серы в образце.

$$w(S) = \frac{m(S)}{m(образца)} \cdot 100\% = \frac{9{,}5\ г}{V_m\ 10\ г} \cdot 100\% = 95\%$$

5. Рассчитаем массовую долю примесей в образце.

w(примесей) = 100% - w(S) = 100% - 95% = 5%

<u>Ответ:</u> 5%

Массовая доля вещества в растворе

Основная формула, необходимая для решения задач такого типа, отражает определение понятия массовой доли вещества в растворе, как отношения массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах или долях единицы.

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

m(раствора) = m(вещества) + m(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 показывает массу единицы объема и связана с этими физическими величинами формулой:

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

Чаще всего плотность жидкостей в задачах по химии дается в г/мл, но встречаются и другие размерности. Следует помнить, что 1 г/мл = 1 г/см^3 = 1 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 использо-

ванием. Например, фразу в условии задачи «150 г 5% раствора гидроксида натрия» учащиеся записывают в данных как m(NaOH) = 150 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(р-ра NaOH) или просто m(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 3

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

Дано:
m (раствора) = 150 г
w(солей) = 3,5%

m(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 4

В 400 мл воды растворили 112 л хлороводорода (н.у.). Рассчитать массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

Дано:
$V(H_2O)$ = 400 мл
V(HCl) = 112 л

w(HCl) - ?

1. Найдем количество вещества хлороводорода.

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

2. Рассчитаем массу растворенного хлороводорода.

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

3. Найдем массу воды.

$m(H_2O) = V(H_2O) \cdot \rho(H_2O) = 400$ мл $\cdot$ 1 $^{г}/_{мл}$ = 400 г

4. Рассчитаем массу полученного раствора.

$m(р\text{-}ра) = m(H_2O) + m(HCl) = 400$ г + 182,5 г = 582,5 г

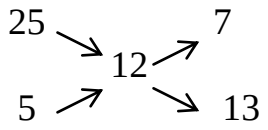
5. Вычислим массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

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

<u>Ответ:</u> 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».

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,



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 5

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%?

<u>Дано:</u>

$m_1(р\text{-}ра) = 200$ г
$w_1(NaCl) = 20\%$
$w_2(NaCl) = 7\%$
$w_3(NaCl) = 15\%$

$m_2(р\text{-}ра)$ - ?

1. В соответствии с правилом смешения получаем:

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

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

Отсюда $x = \dfrac{200 \cdot 5}{8} = 125$ (г)

<u>Ответ:</u> 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 в шутку назвали 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 чистой 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.

w(в-ва)	w_1	+	w_2	=	w_3
m(объекта)	m_1		m_2		m_3

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

Пример 6

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

<u>Дано:</u>

m_1(р-ра) = 300 г
$w_1(H_2SO_4)$ = 6%
$m(H_2O)$ = 100 г

$w_2(H_2SO_4)$ - ?

1. Составляем схему приготовления раствора:

6%	+	0%	=	x%
300 г		100 г		400 г

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 7

После упаривания 500 мл 10%-ного раствора хлорида калия (плотность 1,1 г/мл) его масса уменьшилась на 100 г. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Дано:

V_1(р-ра) = 500 мл
w_1(KCl) = 10%
ρ_1(р-ра) = 1,1 г/мл
Δm = 100 г

w_2(KCl) - ?

1. Найдем массу исходного раствора.

m_1(р-ра) = V_1(р-ра) · ρ_1(р-ра) = 500 мл · 1,11 г/мл = 555 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%

Тема 4. Строение веществ

Общие рекомендации по изучению темы

Тема «Строение веществ» наглядно отражает внутреннее концентрическое построение курса химии 8 класса. На новом витке, более углубленно рассматриваются уже введенные термины и понятия: химический элемент, атом, молекула, ион, кристаллические решетки, периодическая система элементов Д.И. Менделеева, атомная единица массы 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 теме, 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 концентра.

Например, изучение первого параграфа темы «Атом – сложная частица. Изотопы» можно начать с определения этого понятия, данного на уроках физики и приведенного в §2 учебника по химии. 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, 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 задает 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? И что это за лантаноиды и актиноиды? Почему для этих элементов не нашлось места в основном поле таблицы?
- Почему электроны, обладающие отрицательным зарядом, не движутся к ядру, заряженному положительно, и «не уничтожают» 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.

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.

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.

Однако 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.

Например, элемент кальций. Порядковый номер элемента 20, следовательно, ядро атома содержит 20 протонов и имеет заряд +20. Электронная оболочка атома включает 20 электронов, расположенных на четырех энергетических уровнях. Распределение электронов по уровням: 2, 8, 8, 2. На внешнем электронном уровне атома кальция 2 электрона, это металл. Металлические свойства кальция выражены сильнее, чем у магния и скандия, но в меньшей степени, чем у калия и стронция. Простое вещество кальций имеет металлический тип связи и металлическую кристаллическую решетку. Он обладает типичными свойствами металлов: проводит электрический ток, теплопроводен, пластичен. В соединениях кальций проявляет максимальную степень окисления +2, образует оксид состава CaO. Отрицательных степеней окисления кальций не проявляет, летучего водородного соединения не образует.

После изучения следующей главы к приведенной характеристике добавится прогноз химических свойств соединений кальция: оксид кальция имеет основный характер, гидроксид проявляет свойства основания.

Этот небольшой пример показывает, что знание хорошее 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.

Строение атомного ядра

Как уже было сказано, рассмотрение вопроса целесообразно начать с актуализации знаний учащихся об атомах, например, с использованием следующих вопросов.

- 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 ограничимся лишь тремя – протоном, нейтроном, электроном.

Планетарная модель строения атома, предложенная Э. Резерфордом в 1907 г. изображена на страницах учебника. Согласно этой модели строение атома напоминает устройство Солнечной системы. В центре атома находится очень маленькое положительно заряженное ядро, вокруг которого находятся постоянно движущиеся электроны, образующие 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 иногда 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 4.

Таблица 4

Состав атомов некоторых химических элементов

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

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 ^{3}H и его устойчивого аналога с меньшей атомной массой – дейтерия ^{2}H основана водо-

родная энергетика, поскольку при их взаимодействии выделяется огромное количество энергии:

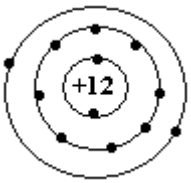
$$\underset{\text{дейтерий}}{{}^{2}H} + \underset{\text{тритий}}{{}^{3}H} \rightarrow \underset{\text{гелий}}{{}^{4}He} + \underset{\text{нейтрон}}{n} + \underset{\text{энергия}}{17\ \text{МэВ}}$$

В заключение учитель возвращается к уточнению понятия атомной единицы массы, равной 1/12 массы атома углерода ^{12}C. Учитель предлагает учащимся записать обозначение этого изотопа и на его примере составить полный рассказ о строении его атома. Это позволит повторить и закрепить материал, изученный на уроке.

Строение электронной оболочки атома

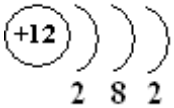
Электроны в атоме образуют так называемые электронные слои. Их нумеруют, начиная от ядра атома. Последний электронный слой в атоме называют внешним. С увеличением номера уровня возрастает запас энергии электрона, поэтому электронные слои называют еще энергетическими уровнями.

Необходимо подчеркнуть, что любые изображения строения электронных слоев атома очень условны и лишь схематически (знаковая модель) отображают расположение электронов в атоме. В первую очередь, это касается планетарной модели, например, атома магния:



Многие методисты категорически возражают против изображения электронов точками, поскольку это противоречит корпускулярно-волновой природе этой элементарной частицы. Но в классах базового уровня изучения химии понятия атомной орбитали не используется, поэтому такая модель допустима с оговоркой, что она является весьма грубым отражением действительности.

Допускается использование схемы строения атома в виде дуг, под каждой из которых записывают число электронов, находящихся на данном слое:



Еще более упрощенное изображение – в виде ряда чисел, показывающих количество электронов на каждом электронном слое:

$$_{12}Mg\ \ 2, 8, 2.$$

Число электронных слоев атома совпадает с номером периода, в котором находится химический элемент в периодической таблице. Например, в атоме химического элемента магния три электронных слоя, что соответствует номеру периода, в котором находится этот элемент. Учитель предлагает указать и объяснить, сколько электронных слоев имеется в атомах водорода, хлора, магния.

На каждом уровне может находиться определенное максимальное число электронов (N), которое рассчитывают по формуле $N = 2n^2$, где n – номер электронного

слоя. Учащимся предлагается задание: «Вычислите максимальное число электронов на первом, втором и третьем электронных слоях».

Ключевым этапом урока является рассмотрение строения электронных оболочек атомов химических элементов с порядковыми номерами от 1 до 20. Рекомендуется рассматривать строение электронных оболочек атомов не всех химических элементов с этими номерами, остальные учащиеся рассматривают дома самостоятельно.

Для наглядности делают записи на доске таким образом, чтобы можно было провести сравнение строения электронных оболочек в периодах и группах (табл. 5).

Таблица 5

Схемы строение электронных оболочек атомов с порядковыми номерами с 1 до 20

Период	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Первый								
Второй								
Третий								
Четвертый								

Предлагается использовать следующий алгоритм:

1) определить общее число электронов на электронной оболочке, которое соответствует порядковому (атомному) номеру элемента в периодической системе;

2) определить число электронных слоев в электронной оболочке, которое соответствует номеру периода;

3) определить число электронов на каждом электронном слое (просим учащихся вспомнить, какое максимальное число электронов может находиться на первом и втором уровнях).

Анализируя схемы строения электронных оболочек, учитель акцентирует внимание на строении атомов благородных газов: гелия и неона. Их внешние электронные слои завершены. Именно этим объясняется их инертность – устойчивость к химическому воздействию; так, например, до сих пор не получено ни одного соединения гелия.

Важно начать формировать представление учащихся о валентных электронах и объяснить, что химические свойства элементов определяются в основном электронами внешнего слоя. Если позволяет время, можно познакомить учащихся со строением атомов элементов побочных подгрупп (на примере железа).

Виды химической связи

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 благородных газов могут ионизироваться. Этот эффект наблюдается, когда на электроды разрядных трубок, содержащих инертные газы,

подают высокое напряжение. При этом для гелия наблюдается желтое свечение, для неона – оранжевое, аргона – голубое, криптона – лиловато-зеленое, ксенона – фиолетовое, радона – белое.

Неоновый свет ярче других и дальше видим, так как лучи этой части видимого света значительно меньше поглощаются и рассеиваются воздухом и мельчайшими капельками тумана. Именно поэтому неон – лучший газ для заполнения электровакуумных приборов, в частности газоразрядных ламп.

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.

Химическая связь – это результат электронно-ядерного взаимодействия атомов, приводящего к образованию более сложных химических частиц.

Деление химической связи на виды условно и связано с природой химических элементов.

Химические элементы →
- металлы **М** (большие размеры атомов, малая ОЭО) отдают ē → «+» ионы (катионы)
- неметаллы **неМ** (малые размеры атомов, большая ОЭО) принимают ē → «–» ионы (анионы)

Для количественной оценки химической связи используют две ее характеристики: энергию и длину связи.

Энергия связи (мера ее прочности) – энергия, необходимая для разрыва данной химической связи в 1 моль вещества (кДж/моль).

Длина связи – это равновесное расстояние между ядрами связанных атомов. Измеряется в нанометрах или пикометрах (1 нм = 10^{-9} м, 1 пм = 10^{-12} м).

1. Ионная связь – химическая связь между типичными металлами и типичными неметаллами, которые имеют большую разницу в электроотрицательности. Ионная связь между катионами и анионами осуществляется за счет электростатического притяжения:

$$\underset{1\bar{e}}{Na^0} + \underset{7\bar{e}}{Cl^0} \longrightarrow \underset{8\bar{e}}{Na^+} + \underset{8\bar{e}}{Cl^-} \longrightarrow Na^+Cl^-$$

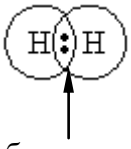
Основные характеристики ионной связи:

- ненаправленная;
- ненасыщенная.

Вещества с ионным типом связи твердые, тугоплавкие, чаще всего лишены запаха, хрупкие, их растворы и расплавы электропроводны ($NaCl = Na^+ + Cl^-$), многие растворимы в воде.

2. Ковалентная связь – химическая связь между неметаллами (или металлом и неметаллом с небольшой разницей в электроотрицательности). Ковалентная связь образуется с помощью общих пар электронов:

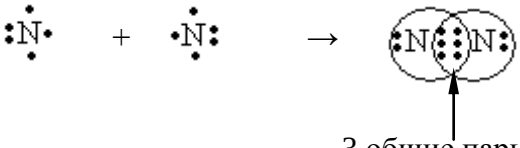
а) H• + •H →



H_2, H— H
H – одновалентен

1 общая пара ē

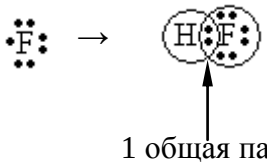
б)



N_2, N ≡ N
N – трехвалентен

3 общие пары ē

в) H• + →

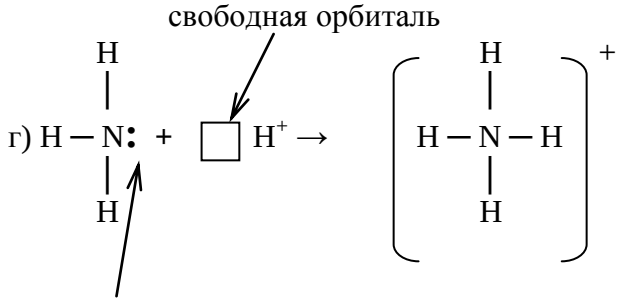


HF, H→F
H и F – одновалентны

1 общая пара ē

ЭО(F) > ЭО(H), общая пара электронов смещена к F: $H^{\delta+} \rightarrow F^{\delta-}$

г)



или NH_4^+
N - четырехвалентен

Обобщенная классификация ковалентной связи и свойства веществ с ковалентными связями представлены в таблицах 6 и 7 соответственно.

Таблица 6

Классификация ковалентной связи

По механизму образования	*Обменный*	H_2, N_2, HF
	Донорно-акцепторный: один из атомов дает электронную пару – донор (N), другой предоставляет свободную орбиталь – акцептор (H^+)	NH_4^+
По электроотрицательности атомов	*Неполярная* преимущественно образуется в молекулах простых веществ	В простых веществах H_2, N_2 и др.
	Полярная: общие пары электронов смещены к более электроотрицательному атому	В сложных веществах между атомами с разной электроотрицательностью: H→F, HF H→N←H, NH_3 ↑

		H
По кратности	*Одинарные*: образованы одной общей парой электронов	H─H, H_2 H─F, HF
	Кратные: двойные, тройные – образованы соответственно двумя и тремя общими парами электронов	S═S, S_2 (в газообразном агрегатном состоянии) N≡N, N_2

Таблица 7

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, CH_4, H_2O, C_2H_5OH, P_2O_5	Примеры веществ с ковалентной полярной связью: SiO_2, SiC

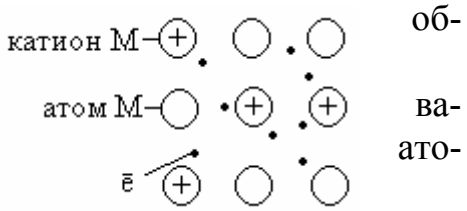
На основании рассмотрения механизмов образования ковалентной связи можно сделать важный вывод. В образовании ковалентной связи могут принимать участие:

- неспаренные электроны атома
- неподеленные электронные пары
- свободные орбитали.

Их числом и определяются валентные возможности атома, то есть ковалентная связь ***насыщаемая***.

Валентность – способность атома данного химического элемента образовывать с другими атомами определенное число ковалентных химических связей.

3. Металлическая связь – химическая связь, образующаяся в металлах и сплавах за счет обобществления валентных электронов (как в случае ковалентной связи), принадлежащих практически всем атомам в кристалле (в отличие от соединений с ковалентной связью). В металлах валентных орбиталей больше, чем валентных электронов.

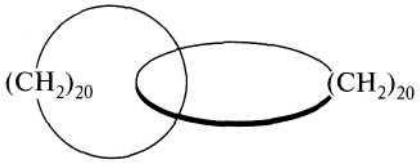


Особенности металлической связи:

- Сравнительно небольшое число электронов одновременно связывает множество атомных ядер – связь делокализована.
- Эти электроны свободно перемещаются по всему кристаллу («свободные электроны», «электронный газ»), который в целом нейтрален.
- Металлическая связь характерна для твердого и жидкого состояний металлов.
- Не обладает направленностью и насыщенностью (как и ионная).

Общие физические свойства металлов: твердость (кроме Hg), металлический блеск, непрозрачность, тепло- и электропроводность (электропроводность понижается с повышением температуры), пластичность, прочность, нерастворимость в H_2O и др.

В 1964 г. в Германии было получено соединение, которое представляет собой систему «кольцо в кольце». При этом два кольца не связаны обычными химическими связями. Это соединение вызвало настоящую сенсацию среди химиков. Долго не знали, как его назвать. Но потом назвали катенаном (от лат. catena – цепь). Простейший катенан имеет два цикла, соединенных между собой, подобно звеньям цепи.



Обозначения в кольцах указывают на число CH_2-групп, из которых состоит циклы. Атомы углерода в каждом отдельном кольце связаны ковалентными связями. Получить синтетическим путем такую сложную молекулу, конечно, очень трудно.

Обобщение информации о кристаллических решетках веществ можно представить в виде таблицы 8.

Таблица 8

Типы кристаллических решеток

Тип кристаллической решетки, частицы в узлах	Вид химической связи в веществе	Примеры	Характерные свойства	
Ионная катионы и анионы	Ионная	CaO, $NaOH$, NH_4Cl, $MgSO_4$	Твердые, тугоплавкие, нелетучие, многие растворимы в воде	
Металлическая атомы и катионы	Металлическая	Mg, Na, Cu, Fe	Твердые (кроме Hg), пластичные, электро- и теплопроводные, имеют металлический блеск	
Атомная атомы	Ковалентная	Алмаз C, графит C, Si, SiC, SiO_2	Твердые, прочные, тугоплавкие, нерастворимые в воде	
Молекулярная молекулы	Ковалентная	H_2, O_2, N_2, CO_2, CH_4 Br_2, H_2SO_4, H_2O S_8, P_4, $C_6H_{12}O_6$, $C_{15}H_{32}$	Газы Жидкости Твердые	Имеют низкие $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$, многие летучи

Тема 5. Состав веществ

Общие рекомендации по изучению темы

Особенностью данной темы является знакомство учащиеся с основными классами неорганических веществ в статике, без написания уравнений химических реакций, которые вводятся в следующей теме. В ходе изучения параграфов формируются представления учащихся о классификации неорганических веществ, основанной на их составе. Такой подход обусловлен тем, что для составления уравнений химических реакций учащиеся должны научиться быстро и уверенно называть вещества по их химическим формулам, выполнять обратную задачу – записывать формулы веществ по их названиям, а также уметь относить вещества к тому или иному классу.

Изучение каждого класса неорганических веществ начинается с классификационного признака, затем приводится определение класса, основанное на составе вещества. Отрабатывается номенклатура соединений, даются основы внутриклассовой классификации.

Отнесение простых веществ к металлам или неметаллам для продолжения логической смысловой цепи и формирования причинно-следственных связей нужно связать с материалом предыдущей темы - строением атома. Кроме того, учитель должен объяснить положение металлов и неметаллов в периодической таблице Д.И. Менделеева. Еще раз следует обратить внимание на различие понятий «химический элемент» и «простое вещество». Обращаем ваше внимание на то, что в данном курсе благородные газы отнесены к неметаллам, а не выделены в отдельную группу, хотя единого мнения среди химиков по этому вопросу нет.

При изучении оснований рекомендуется провести их классификацию по растворимости в воде и ввести термин «щелочи». Для формирования внутренней логической взаимосвязи материала необходимо провести соответствие между оксидами металлов и соответствующими основаниями.

При изучении кислот обратите внимание на окраску трех основных индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метиловый-оранжевый) в нейтральной, кислотной и щелочной средах. Не будет лишним добавить к перечню индикаторов четвертый – универсальный, особенно при наличии в кабинете химии универсальной индикаторной бумаги.

В параграфе «Соли» особое внимание следует уделить формированию навыков составления формул солей по их названиям на основании зарядов катиона и аниона. На данном уроке следует использовать таблицу растворимости, в которой рядом с клетками анионов рекомендуется записать названия соответствующих солей. Аналогично можно поступить и с таблицей относительных молекулярных масс неорганических веществ. Пользуясь такими таблицами, учащиеся быстрее запомнят новые термины.

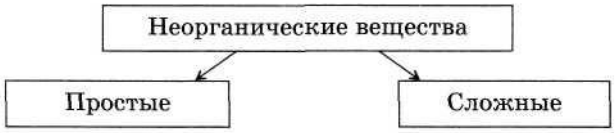
Вторую половину урока следует посвятить знакомству с некоторыми представителями изучаемого класса веществ, причем совсем не обязательно из числа приведенных в параграфе. Этот рассказ учителя или подготовленные учащимися сообщения должны содержать интересную, необычную, познавательную информацию, способную заинтересовать учащихся, еще раз убедительно показать, что изучение химии одновременно и занимательно, и необходимо.

Классификация неорганических веществ

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 знаем 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.



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.
- Термины «вещество» и «химическое соединение» не равнозначны. Соединение – это сложное вещество.
- 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.

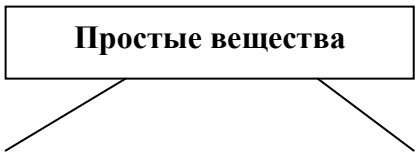
Классификацию простых и сложных неорганических веществ продолжают, дополняя изображенную на доске схему.

Классификация простых веществ.

Учитель просит привести примеры простых веществ и классифицировать их, обосновывая свой ответ, т.е. указывая признаки, положенные в основу классификации.

Далее подводятся итоги ответов учащихся и отмечается, что:

- первоначально в основу классификации простых веществ были положены их физические свойства, а по мере развития химии стали учитывать строение атомов элементов, образующих эти вещества, строение простых веществ и, конечно, их свойства;
- по совокупности всех характеристик простые вещества делят на две группы – металлы и неметаллы.



Классификация сложных веществ.

Учитель анонсирует классификацию сложных неорганических веществ для завершения схемы на доске. На данном этапе изучения химии нецелесообразно давать понятие об амфотерных оксидах и гидроксидах, поскольку без использования уравнений химических реакций добиться усвоения этого материала чрезвычайно сложно.

Металлы

Несмотря на внедрение новых материалов – пластиков, композитов и т.д. - металлы по сей день остаются основными конструкционными материалы.

Переходя от общей классификации неорганических веществ к характеристике простых веществ металлов, учитель акцентирует внимание учащихся на значимости роли металлов в природе и во всех сферах деятельности человека. Затем учитель подчеркивает, что исключительное значение металлов для развития общества обусловлено, конечно, их уникальными свойствами, и просит учащихся назвать эти свойства.

Учащиеся называют такие свойства металлов, как электро-и теплопроводность, характерный металлический блеск, пластичность, твердость (кроме ртути) и др.

Учитель задает учащимся ключевой вопрос: чем же обусловлены эти свойства? Далее лекция-беседа строится по плану:

I. Химические элементы-металлы

I.1. Особенности электронного строения атомов металлов.

I.2. Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева в связи со строением атомов.

I.3. Закономерности в изменении свойств элементов-металлов.

II. Простые вещества - металлы

II.1. Металлическая связь и металлическая кристаллическая решетка.

II.2. Физические свойства металлов.

Подводя итоги высказываниям учащихся о причинах, обусловливающих особые свойства металлов, учитель в первую очередь отмечает особенности электронного строения атомов металлов.

Металлы – это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего (а иногда и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы. Это обусловлено небольшим, как правило, числом электронов на внешнем слое, большими по сравнению с неметаллами радиусами атомов, вследствие чего эти электроны (внешнего, а иногда и предвнешнего слоя) слабо удерживаются ядром.

Учитель предлагает учащимся охарактеризовать положение элементов с рассмотренным строением атомов в периодической системе. Учащиеся отмечают, что это будут элементы, размещенные в левой нижней части таблицы Д.И. Менделеева, т.е. элементы главных подгрупп, расположенные ниже условной диагонали B – At . Кроме того, металлами являются все элементы побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Легко сделать вывод, что подавляющее большинство элементов – металлы.

Не лишним будет вспомнить закономерности в изменении свойств элементов-металлов: металлические свойства в периодах с ростом порядкового номера элемента ослабевают, а в главных подгруппах – усиливаются (с чем это связано?)

Далее учитель переходит к рассмотрению простых веществ – металлов, начиная с обобщения знаний учащихся о типе химической связи, образуемой атомами металлов, и строении кристаллической решетки.

В ходе обсуждения строения простых веществ – металлов учитель демонстрирует модели кристаллических решеток и акцентирует внимание на особенностях металлической связи:

- сравнительно небольшое количество электронов одновременно связывает множество атомных ядер;
- валентные электроны свободно перемещаются по всему куску металла (или металлическому изделию), который в целом электронейтрален, поэтому эти электроны часто называют свободными;
- металлическая связь не обладает направленностью и насыщаемостью.

Учащиеся делают вывод, что в соответствии именно с таким строением металлы и характеризуются общими, ранее упомянутыми физическими свойствами.

Учитель демонстрирует образцы металлов, обращая внимание учащихся и на общие, и на специфические физические свойства (табл. 9).

Таблица 9

Классификация металлов по физическим свойствам

Свойство, положенное в основу классификации	Классификационные группы	Примеры
Электропроводность	С высокой электропроводностью	**Ag** ($6 \cdot 10^7$ Ом$^{-1} \cdot$ м$^{-1}$)
	С низкой электропроводностью	**Mn** ($5 \cdot 10^5$ Ом$^{-1} \cdot$ м$^{-1}$)
Температура плавления	Легкоплавкие	**Hg, Ga, Cs, In, Bi** $t_{пл}$(Hg) = –38,9 °C
	Тугоплавкие	**W, Mo, V, Cr** $t_{пл}$(W) = 3420 °C
Плотность	Легкие	**Li, K, Na, Mg** ρ(Li) = 530 кг/м^3
	Тяжелые	**Os, Ir, Pb** ρ(Os) = 22 610 кг/м^3
Твердость	Мягкие	**In, Na, K, Rb** (режутся ножом)
	Твердые	**Mo, Cr** (царапают стекло)

В заключение этой части материала учитель заостряет внимание учащихся также на том, 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.

Неметаллы

Для изложения материала можно воспользоваться тем же планом, что и при изучении металлов.

Для атомов элементов-неметаллов характерна способность удерживать «свои» электроны и принимать «чужие» до завершения внешнего слоя, так как атомы имеют сравнительно малые радиусы и значительное число электронов на внешнем слое (кроме H, B).

Элементы-неметаллы располагаются в периодической таблице только в главных подгруппах выше условной диагонали B – At. С учетом благородных газов общее число элементов неметаллов всего 22.

В периодах с ростом порядкового номера элемента его неметаллические свойства усиливаются, в главных подгруппах с увеличением порядкового номера – ослабевают. С чем это связано?

Затем учитель переходит к характеристике простых веществ неметаллов. Кстати, их число значительно больше, чем число элементов-неметаллов. Почему? Причина этого явления кроется в существовании нескольких простых веществ, образованных одним и тем же элементом-неметаллом. Это явление называется аллотропией. Учитель просит учащихся вспомнить и охарактеризовать аллотропные модификации кислорода, углерода, фосфора.

Взаимосвязь строения простых веществ неметаллов с их физическими свойствами является большей частью повторением уже известного учащимся материала, обобщить эти сведения можно с помощью итоговой таблицы 10.

Таблица 10

Обобщение строения и свойств простых веществ

Вещества	Строение атомов	Тип химической связи	Строение простого вещества	Физические свойства
Металлы	Малое число валентных электронов, большой радиус атома	Металлическая	Металлическая кристаллическая решетка	Электро- и теплопроводные, ковкие, пластичные
Неметаллы	Большое число валентных электронов, небольшой радиус атома	Ковалентная неполярная	Молекулярное	Невысокие температуры плавления и кипения, летучие
			Атомное	Высокие температуры плавления и кипения, нелетучие
в т.ч. благородные газы	Завершенный внешний электронный слой	Отсутствие химических связей между атомами	Изолированные атомы	При обычных условиях газы, низкие темпера-

				туры кипения и плавления

1. Самый распространенный во Вселенной элемент является неметаллом. Это водород (75 масс.% или 90 мол.%). В земной коре первое место по распространенности также занимает неметалл – кислород (49 масс.%), на втором месте – кремний (27 масс.%). Живые организмы состоят на 97-98% из элементов-неметаллов.

2. Французский химик, смотритель Парижского музея науки Пилатр де Розье (1756 – 1785) однажды решил проверить, что будет, если вдохнуть водород. Он сделал вдох и не заметил никакого эффекта. Однако в легких водород смешался с кислородом воздуха и образовал гремучую смесь. Когда ученый выдохнул газ на огонь свечи, произошел сильный взрыв. «Я думал, что у меня вылетели все зубы вместе с корнями», – с восторгом делился экспериментатор впечатлениями от опыта.

Рекомендуем обратить внимание учащихся на грубейшие с современной точки зрения нарушения этим известным естествоиспытателем правил безопасного обращения с веществами. Их нельзя оправдать даже теми далекими временами, в которые жил Пилатр де Розье.

Обратите внимание учащихся на годы жизни ученого. Что стало причиной его раннего ухода из жизни? Розье считают одним из пионеров авиации: он одним из первых совершил полет на аэростате. 15 июня 1785 г. Пилатр де Розье и М .Ромэн на аэростате, состоявшем из двух баллонов: нижнего – с подогревом воздуха и верхнего – с водородом, попытались перелететь через Ла-Манш. Во время полета от искры под нижней оболочкой взорвался водородный баллон, и аэронавты погибли, упав с высоты 900 м на скалы у берегов Франции.

3. Хлор прочно утвердился в сознании человечества как отравляющее вещество с 22 апреля 1915 г., когда немцы провели против англо-французских войск первую в истории войн газовую атаку. На участке фронта к северо-востоку от Ипра были одновременно открыты 6000 баллонов хлора. Хлор поразил 15000 человек, причем примерно 5000 – насмерть. А через два года, 12 июля 1917 г., тоже в районе Ипра было впервые применено производное хлора – дихлордиэтилсульфид, названное впоследствии ипритом.

Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.

Общая формула оксидов: $Э_mO_n$.

Учитель поясняет учащимся, для чего в определении оксидов указывается степень окисления кислорода. Оказывается, существуют и другие соединения элементов с кислородом, в которых последний проявляет иную степень окисления, например, пероксиды.

Основное внимание учитель уделяет составлению названий и формул оксидов. Классификация оксидов в данной теме не рассматривается.

Учитель демонстрирует образцы оксидов и просит указать вид связи в этих веществах (ионная и ковалентная полярная). Ионный вид связи обуславливает исключи-

тельно твердое агрегатное состояние оксидов. А вот оксиды с ковалентным полярным видом связи могут быть газообразными (оксид углерода (IV), оксид серы (IV)), жидкими (вода, оксид серы (VI)) и твердыми веществами (оксид кремния (IV)). Чем это объясняется? Учащиеся выдвигают свои предположения, в том числе могут вспомнить о различных типах кристаллических решеток, характерных для ковалентно построенных соединений. Действительно, оксиды с относительно низкими температурами кипения и плавления образуют молекулярную кристаллическую решетку. Для тугоплавких оксидов (оксид алюминия, оксид кремния (IV)) характерна атомная кристаллическая решетка.

Завершая обзор оксидов, учитель отмечает, что многие из них широко распространены в природе. Далее может следовать сообщение учащегося «Оксиды в природе, их значение».

Форма сообщения может быть разной – рассказ, стихи, реклама, плакат, транспаранты для кодоскопа, выставка оксидов (с использованием коллекции «Минералы и горные породы») и комментарий к ней и др.

Самый известный оксид – оксид водорода (вода H_2O), занимающий большую часть поверхности Земли. Ничто живое на нашей планете не может жить без воды.

Важнейшим породообразующим оксидом является оксид кремния (IV) SiO_2, входящий в состав огромного количества минералов (кремнезем, кварц, горный хрусталь, аметист, хризопраз, яшма, агат, цитрин и др.), можно упомянуть тальк $3MgO{\cdot}4SiO_2{\cdot}H_2O$, асбест $CaO{\cdot}3MgO{\cdot}4SiO_2$.

Оксид алюминия $A1_2O_3$ образует минерал корунд, а также входит в состав рубинов и сапфиров.

Все знакомы с глиной, используемой в силикатной промышленности для производства керамики, в ее составе оксиды кремния, алюминия и вода.

В воздухе содержится оксид углерода (IV), или углекислый газ CO_2, который, как и вода, участвует в круговороте веществ в природе.

В результате неполного сжигания топлива образуется угарный газ или оксид углерода (II) CO.

1. Оксид азота (I) называется веселящим газом из-за своеобразного физиологического действия. Английский химик Хэмфри Дэви устраивал сеансы вдыхания N_2O. Один из его современников оставил нам красочное описание действия веселящего газа: «Одни джентльмены прыгали по столам и стульям, у других развязывались языки, третьи обнаружили чрезвычайную склонность к потасовке».

2. Оксид кремния многолик. Вот как писал о нем академик А.Е. Ферсман: «Красивый, пестрого рисунка агат, яркой игры многоцветный опал, чистый песок на берегу моря… красиво ограненные 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.».

Основания

Основания – это сложные вещества, состоящие из катионов металла и одного или нескольких гидроксид-ионов.

Учитель записывает общую формулу оснований $M^{+n}(OH)_n$, причем число гидроксид-ионов, как правило, равно 1 или 2. На данном этапе можно не упоминать о существовании еще одного важного неорганического основания – гидрате аммиака $NH_3 \cdot H_2O$.

В основу классификации оснований, говорит учитель, могут быть положены разные признаки, но останавливается лишь на одном из них – отношении к воде.

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

Учитель демонстрирует образцы щелочей, обращая внимание на то, что в щелочах между металлом и гидроксильной группой связь ионная, поэтому щелочи – твердые вещества с ионной кристаллической решеткой.

Для сообщения о применении оснований учитель предоставляет слово учащимся.

В строительстве используют гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, гашеную известь. Она в смеси с песком образует известковый раствор, используемый для оштукатуривания стен. Гидроксид кальция применяется также для очистки свекловичного сока, из которого затем получают сахар.

Гидроксид натрия NaOH (едкий натр, каустическая сода) применяется для очистки нефтепродуктов, в бумажной и текстильной промышленности, для производства мыла и искусственного шелка, для осушки некоторых газов и многих органических жидкостей.

Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков.

Именно такое определение приводит учитель, т.к. изучается классификация неорганических веществ по составу.

Признаки, по которым классифицируют кислоты, очень разнообразны, и на этом уроке преподаватель предлагает отметить только лишь деление кислот на кислородсодержащие и бескислородные, а также классификацию по числу водородных атомов, способных замещаться на металл.

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

Учитель отмечает, что некоторые кислоты известны только в растворе – угольная, сернистая, марганцевая.

Об использовании кислот сообщения 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 HC1 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.

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.

Соли

В заключение темы рассматривается один из самых многочисленных классов неорганических веществ – соли.

Соли – это сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотных остатков.

Учитель отмечает, что в качестве катионов в составе соли могут входить и ионы аммония NH_4^+. Например: NH_4NO_3, $(NH_4)_3PO_4$.

Основная задача урока – отработать составление формул солей по их названиям и, наоборот, научиться называть соли по их химическим формулам. Первая задача выполняется по зарядам ионов, которые для катионов определяются по названиям солей, а для анионов – по основности соответствующей кислоты. При составлении формул солей удобно пользоваться таблицей растворимости, в которой указаны заряды как катионов, так и анионов.

Учитель демонстрирует образцы природных солей из коллекции «Минералы и горные породы».

Учащиеся предполагают, что все соли – кристаллические вещества, очевидно, в них ионная связь и кристаллизуются они с образованием ионной кристаллической решетки. Отчасти это верно, например, ионными соединениям являются NaCl, $Cu(NO_3)_2$. Но есть соли, в которых ковалентная полярная связь, например, FeS, $AlCl_3$.

Соли очень широко используются в повседневной жизни, эта тема может быть освещена в сообщении учащихся.

Тема 6. Химические реакции

Общие рекомендации по изучению темы

Особенностью данного курса химии является довольно позднее обращение учащихся к уравнениям химических реакций. Авторы намеренно пошли на такой методический прием по следующим причинам.

1. Прежде, чем составлять уравнения химических реакций, учащиеся должны уверенно оперировать химическими формулами веществ. Без верного написания формул не может быть и речи о расстановке коэффициентов в схемах химических реакций.

2. Сущность любой химической реакции заключается в разрыве одних химических связей и образовании новых. Логично, что ранее учащиеся должны познакомиться с видами химических связей. Кроме того, на разрыве химических связей в растворах и расплавах веществ основано явление, рассматриваемое в последующей теме – электролитическая диссоциация.

3. Уравнения реакций отражают химические свойства веществ различных классов, поэтому целесообразно предварительно иметь хотя бы начальную информацию о классификации веществ. В этом случае составление уравнений реакций превращается не в самоцель, а несет на себе смысловую нагрузку по освоению химических свойств неорганических веществ.

4. Ранние затруднения, которые могут возникнуть у учащихся при составлении уравнений химических реакций без знания всего перечисленного ранее учебного материала, может оттолкнуть их от дальнейшего изучения предмета, погасить начальный интерес и тем самым создать серьезные проблемы в ближайшей перспективе.

Первый параграф темы несет двойную смысловую нагрузку. С одной стороны, он знакомит учащихся с условиями, необходимыми для протекания химического взаимодействия, с другой стороны, выполнение некоторых из этих условий лежат в основе классификации реакций (например, каталитические - некаталитические, гомогенные – гетерогенные).

Классификация реакций по числу и составу ее участников дается через один параграф, что позволяет в полной мере закрепить навыки составления химических уравнений. В ходе изучения материала по классификации реакций 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 - 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).

Особое внимание следует уделить изучению окислительно-восстановительных реакций. Во-первых, этот материал лежит в основе понимания тем «Способы получе-

ния металлов», «Электролиз», «Химические источники тока» и др. Во-вторых, задания на составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса очень часто встречаются в самых разнообразных контрольно-измерительных материалах. В-третьих, в основе многих задач на расчет по химическим уравнениям лежат ОВР, без правильного составления которых дальнейшие расчеты становятся бессмысленными.

Для уверенного составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо хорошо отработать расчет степеней окисления атомов в простых веществах, соединениях и ионах.

Классификация химических реакций

Классификация реакций по признаку выделения или поглощения теплоты.

Перед классификацией реакций по тепловому эффекту учитель называет второе условие протекания некоторых химических реакций – начальное нагревание (первое условие – соприкосновение веществ).

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, и далее протекает самопроизвольно с выделением теплоты и света. Учитель совместно с учащимися формулирует определение ***реакции горения***.

Необходимо обсудить с учащимися признаки протекания данной химической реакции.

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

Существуют ли реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, иными словами, такие, для протекания которых требуется нагревание? Да, такие реакции называются ***эндотермическими***.

В качестве демонстрационного эксперимента можно показать дегидратацию кристаллогидрата хлорида кобальта (II) $CoCl_2 \cdot 6H_2O$. Толстостенную стеклянную трубку большого диаметра длиной 30-40 см. запаивают с одного конца и на 2/3 длины наполняют кристаллическим кристаллогидратом хлорида кобальта (II). Вещество имеет розовую окраску. После прогрева всей трубки вещество нагревают, начиная с запаянного конца. Цвет кристаллов изменяется на синий, характерный для безводного хлорида кобальта (II) – происходит дегидратация кристаллогидрата. Учитель прекращает нагревание, и разложение вещества останавливается. Продолжение нагревания приводит к изменению окраски нового слоя вещества. Разложение кристаллогидрата хлорида кобальта (II) - эндотермический процесс.

Поскольку учащиеся знакомятся с признаками и первичной классификацией реакций до написания химических уравнений, записи уравнения не требуется. Каковы признаки протекания химической реакции? Изменение цвета вещества, появление капелек жидкости на холодных стенках трубки. Трубка с веществом может служить для демонстрации опыта многократно, поскольку за счет поглощения влаги воздуха синяя безводная соль через некоторое время вновь превратится в розовый кристаллогидрат. Хлорид кобальта (II) в этом опыте можно заменить на кристаллогидрат сульфата меди

(II), наблюдая за переходом синей окраски кристаллогидрата в белую, характерную для безводной соли.

Классификация реакций по необходимости использования катализатора.

Учитель дает определение катализатора и каталитических реакций и сопровождает объяснение демонстрацией опыта по разложению пероксида водорода. В качестве катализатора можно использовать оксид марганца (IV) (гетерогенный катализ), растворы иодида калия или хлорида железа (III) (гомогенный катализ), кашицу сырого картофеля (ферментативный катализ).

Выделение газа – признак протекания химической реакции.

При рассмотрении остальных признаков протекания химических реакций можно продемонстрировать эффектные опыты, для которых уравнения реакций еще достаточно сложны для учащихся, ведь их написания на данном уроке не требуется. К таким опытам относятся разложение дихромата аммония, вспышка сахарной пудры с бертоллетовой солью, разложение норсульфазола (химическая «змея» и др.

Очень эффектен опыт по разложению сульфаниламидного препарата норсульфазола, постепенно исчезающего из аптек. На керамическую плитку кладут полтаблетки сухого горючего, сверху - таблетку норсульфазола. Сухое горючее поджигают. При нагревании из таблетки норсульфазола «выползает» черная «змея» - графит, выталкиваемый газообразными продуктами разложения сульфаниламидного препарата.

Классификация реакций по числу и составу реагентов и продуктов.

Классификация реакций по данному признаку дается на уроке, следующем за составлением уравнений химических реакций, 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.

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

$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$$
$$\downarrow$$
$$H_2SO_3$$

Получение сернистой кислоты проводится в качестве демонстрационного эксперимента.

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

$$S + O_2 = SO_2$$

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

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Учащиеся «подсказывают» учителю, 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 цепочке 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 способов лабораторного получения кислорода - разложением оксида ртути, пероксида водорода, перманганата калия.

В качестве демонстрации учитель показывает получение кислорода разложением 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:

$$2\,KMnO_4 \xrightarrow{t^o} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

По результатам опыта отрабатываются еще два вопроса: качественные реакции (в частности, на кислород), точнее, способ его обнаружения, и относительная плотность одного газа по другому.

Как доказать, что в пробирке собран газообразный кислород? В пробирку опускают тлеющую лучинку. Почему кислород собирают в пробирку, расположенную вниз, а не вверх дном? Учащиеся рассчитывают относительную плотность кислорода по воздуху.

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.

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:

$$2\,KI + Cl_2 = 2\,KCl + I_2$$

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:

$$2\,HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

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

$$2\,HCl + Na_2SiO_3 = 2\,NaCl + H_2SiO_3\downarrow$$

Обсуждается признак протекания данной реакции.

Окислительно-восстановительные реакции

Человечество давно пользовалось окислительно-восстановительными реакциями, вначале не понимая их сущности. Лишь к началу XX в. была создана электронная теория окислительно-восстановительных процессов.

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 приготовленное заранее задание: какие из перечисленных ниже процессов представляют собой окисление, какие – восстановление? Определите число отданных или принятых электронов.

Вариант I

1. $\overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{-1}{2Cl}$.
2. $\overset{-2}{S} \longrightarrow \overset{0}{S}$.
3. $\overset{0}{Cs} \longrightarrow \overset{+1}{Cs}$.
4. $\overset{+2}{Sn} \longrightarrow \overset{+4}{Sn}$.
5. $\overset{+3}{Fe} \longrightarrow \overset{+2}{Fe}$.
6. $\overset{0}{Ni} \longrightarrow \overset{+2}{Ni}$.

Вариант II

1. $\overset{0}{Se} \longrightarrow \overset{-2}{Se}$.
2. $\overset{+2}{Cu} \longrightarrow \overset{0}{Cu}$.
3. $\overset{0}{Cr} \longrightarrow \overset{+3}{Cr}$.
4. $\overset{0}{H_2} \longrightarrow \overset{+1}{2H}$.
5. $\overset{-2}{2O} \longrightarrow \overset{0}{O_2}$.
6. $\overset{+6}{Cr} \longrightarrow \overset{+3}{Cr}$.

Вариант III

1. $\overset{+1}{2H} \longrightarrow \overset{0}{H_2}$.
2. $\overset{0}{Fe} \longrightarrow \overset{+2}{Fe}$.
3. $\overset{+2}{Fe} \longrightarrow \overset{+3}{Fe}$.
4. $\overset{+4}{S} \longrightarrow \overset{0}{S}$.
5. $\overset{+4}{S} \longrightarrow \overset{+6}{S}$.
6. $\overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+4}{S}$.

Вариант IV

1. $\overset{0}{Fe} \longrightarrow \overset{+3}{Fe}$.
2. $\overset{+5}{N} \longrightarrow \overset{+3}{N}$.
3. $\overset{+3}{N} \longrightarrow \overset{+5}{N}$.
4. $\overset{+2}{Cu} \longrightarrow \overset{0}{Cu}$.
5. $\overset{+4}{Sn} \longrightarrow \overset{+2}{Sn}$.
6. $\overset{0}{H_2} \longrightarrow \overset{+1}{2H}$.

Вариант V

1. $\overset{-2}{S} \longrightarrow \overset{+6}{S}$.
2. $\overset{0}{N_2} \longrightarrow \overset{-3}{2N}$.
3. $\overset{-3}{N} \longrightarrow \overset{+3}{N}$.
4. $\overset{+6}{Cr} \longrightarrow \overset{+3}{Cr}$.
5. $\overset{+7}{Mn} \longrightarrow \overset{+2}{Mn}$.
6. $\overset{0}{I_2} \longrightarrow \overset{-1}{2I}$.

Данное задание может быть также использовано для устного фронтального опроса.

В результате выполнения этой работы учащиеся формулируют правила определения функции соединения 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.

Большое значение, как окислитель, для жизненных процессов, в технике и лабораторной практике имеет кислород. Он применяется для интенсификации производственных процессов в металлургической и химической промышленности (в доменном процессе, в производстве серной и азотной кислот и т.д.). Кислород используется в смеси с ацетиленом для получения высоких температур (3500°С) при сварке и резке металлов. Кислород широко применяется в медицине. Вдыхание 40-60%-ной смеси кислорода с воздухом ускоряет процессы окисления в организме, при этом уменьшается нагрузка на сердце и легкие. Мозг и сердце – основные органы управления нашим организмом – являются и основными потребителями кислорода, доставляемого кровью. Причем мозг потребляет почти в 20 раз больше кислорода, чем сердце. Лучшее средство борьбы с кислородной недостаточностью – пребывание на свежем воздухе.

Очень сильной окислительной способностью (даже большей, чем кислород) обладает озон. Он обесцвечивает многие красящие вещества, окисляет металлы (за исключением Au, Pt и др.), переводит аммиак в азотистую и азотную кислоты, сульфиды в сульфаты и т. д. Являясь сильнейшим окислителем,

озон убивает бактерии, а потому применяется для обеззараживания воды и для дезинфекции воздуха.

Для открытия содержания озона в воздухе проводят такую реакцию: бумажку, смоченную растворами иодида калия и крахмала, помещают в воздух, если в воздухе есть озон, бумажка быстро синеет.

$$2KI + O_3 + H_2O = I_2 + 2KOH + O_2$$

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 электроны) и окислитель (атом элемента, к которому смещаются 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.

Для усиления практической направленности изучаемой темы преподаватель может привести несколько примеров окислительно-восстановительных реакций, имеющих важное значение в деятельности человека. Например, учитель сообщает учащимся об одном важном и хорошо знакомом окислителе – пероксиде 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 в медицине для дезинфекции ран. Это вещество также применяется 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 нитрата свинца приливают равный объем 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.

$$\underset{\text{черный}}{PbS\downarrow} + 4\,H_2O_2 = \underset{\text{белый}}{PbSO_4\downarrow} + 4\,H_2O$$

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 осаждение 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.

Решение задач на расчет по уравнениям химических реакций

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, сколько продукта взаимодействия 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.

Приведенный алгоритм решения задач на расчет по химическим уравнениям иллюстрируется несколькими примерами.

Пример 1

Какой объем водорода (при нормальных условиях) можно получить при взаимодействии цинка массой 6,5 г с раствором серной кислоты?

Дано:

$m(Zn) = 6,5$ г

$V(H_2)$ - ?

Решение

$$\underset{\substack{1\text{ моль}\\65\text{ г/моль}}}{\overset{6,5\text{ г}}{\underline{Zn}}} + H_2SO_4 = ZnSO_4 + \underset{\substack{1\text{ моль}\\22,4\text{ л/моль}}}{\overset{x\text{ л}}{\underline{H_2}}}$$

1. Рассчитаем количество вещества цинка, взятое в реакцию:

$$\nu(Zn) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)} = \frac{6,5\text{ г}}{65\text{ г/моль}} = 0,1\text{ моль}$$

2. По уравнению реакции количество вещества водорода равно количеству вещества цинка:

$$\nu(H_2) = \nu(Zn) = 0,1\text{ моль}$$

3. Вычислим объем водорода при нормальных условиях:

$$V(H_2) = \nu(H_2) \cdot V_m = 0,1\text{ моль} \cdot 22,4\text{ л/моль} = 2,24\text{ л}$$

Ответ: 2,24 л

Пример 2

Какие массы хлорида алюминия и нитрата серебра необходимо взять для получения 8,61 г хлорида серебра?

Дано:

$m(AgCl) = 8,61$ г

$m(AlCl_3)$ - ?

$m(AgNO_3)$ - ?

Решение

$$\underset{\substack{1\text{ моль}\\133,5\text{ г/моль}}}{\overset{x\text{ г}}{\underline{AlCl_3}}} + 3\underset{\substack{3\text{ моль}\\170\text{ г/моль}}}{\overset{x\text{ г}}{\underline{AgNO_3}}} = 3\underset{\substack{3\text{ моль}\\143,5\text{ г/моль}}}{\overset{8,61\text{ г}}{\underline{AgCl}}}\downarrow + Al(NO_3)_3$$

1. Рассчитаем количество вещества хлорида серебра:

$$\nu(AgCl) = \frac{m(AgCl)}{M(AgCl)} = \frac{8,61\text{ г}}{143,5\text{ г/моль}} = 0,06\text{ моль}$$

2. По уравнению реакции количество вещества нитрата серебра равно количеству вещества хлорида серебра:

$$\nu(AgNO_3) = \nu(AgCl) = 0,06\text{ моль}$$

3. Вычислим массу нитрата серебра:

$m(AgNO_3) = \nu(AgNO_3) \cdot M(AgNO_3) = 0{,}06$ моль $\cdot$ 170 г/моль = 10,2 г

4. По уравнению реакции определим, что количество вещества хлорида алюминия в 3 раза меньше количества вещества хлорида серебра:

$$\nu(AlCl_3) = 1/3\ \nu(AgCl) = 1/3 \cdot 0{,}06 \text{ моль} = 0{,}02 \text{ моль}$$

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

$$\frac{\nu(AlCl_3)}{\nu(AgCl)} = \frac{1}{3} \quad \Rightarrow \quad \nu(AlCl_3) = \frac{1}{3}\nu(AgCl) = 1/3 \cdot 0{,}06 \text{ моль} = 0{,}02 \text{ моль}$$

5. Рассчитаем массу хлорида алюминия:

$m(AlCl_3) = \nu(AlCl_3) \cdot M(AlCl_3) = 0{,}02$ моль $\cdot$ 133,5 г/моль = 2,67 г

<u>Ответ:</u> $m(AgNO_3) = 2{,}24$ г, $m(AlCl_3) = 2{,}67$ 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 3

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

<u>Дано</u>:

$m(Al) = 5{,}4$ г

$V(O_2)$ - ?

<u>Решение</u>

$$\overset{5{,}4\text{ г}}{2\,\underline{Al}} + 3\,H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + \overset{x\text{ моль}}{3\,\underline{H_2}}\uparrow$$

2 моль, 27 г/моль; 3 моль

$$\overset{x\text{ моль}}{2\,\underline{H_2}} + \overset{x\text{ л}}{\underline{O_2}} = 2\,H_2O\uparrow$$

2 моль; 1 моль, 22,4 л/моль

1. Рассчитаем количество вещества алюминия:

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

2. Найдем количество вещества выделяющегося водорода:

$$\nu(H_2) = \frac{3}{2}\nu(Al) = \frac{3}{2} \cdot 0{,}2 \text{ моль} = 0{,}3 \text{ моль}$$

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

$$\nu(O_2) = \frac{1}{2}\nu(H_2) = \frac{1}{2} \cdot 0{,}3 \text{ моль} = 0{,}15 \text{ моль}$$

4. Найдем объем необходимого кислорода при н.у.

$$V(O_2) = \nu(O_2) \cdot V_m = 0{,}15 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль} = 3{,}36 \text{ л}$$

Ответ: 3,36 л

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

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.

Часто в задачах на расчет по химическому уравнению в качестве усложняющего элемента используется понятие массовой доли вещества в растворе.

Если в виде раствора берется исходное вещество, мы не рекомендуем надписывать над его подчеркнутой формулой ни объем раствора, ни его массу, ни его концентрацию. Лучше предварительно определить массу растворенного вещества, тогда задача сводится к примерам, рассмотренным выше.

Пример 4

Какую массу сульфата бария можно получить при добавлении избытка раствора сульфата натрия к 17,86 мл 26%-ного раствора хлорида бария плотностью 1,12 г/мл?

Дано:

$V(р\text{-}ра) = 17{,}86$ мл
$w(BaCl_2) = 26\%$
$\rho(р\text{-}ра) = 1{,}12$ г/мл

$m(BaSO_4)$ - ?

Решение

$$\overset{г}{BaCl_2} + Na_2SO_4 = \overset{x\ г}{BaSO_4}\downarrow + 2\,NaCl$$

1 моль, 208 г/моль; 1 моль, 233 г/моль

1. Рассчитаем массу исходного раствора:

$$m(р\text{-}ра) = V(р\text{-}ра) \cdot \rho(р\text{-}ра) = 17{,}86 \text{ мл} \cdot 1{,}12 \text{ г/мл} = 20 \text{ г}$$

2. Найдем массу хлорида бария в растворе:

$$m(BaCl_2) = \frac{m(р\text{-}ра) \cdot w(BaCl_2)}{100\%} = \frac{20 \text{ г} \cdot 26\%}{100\%} = 5{,}2 \text{ г}$$

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

$$\nu(BaCl_2) = \frac{m(BaCl_2)}{M(BaCl_2)} = \frac{5{,}2\ г}{208\ г/моль} = 0{,}025\ моль$$

4. Определим количество вещества образующегося сульфата бария:

$\nu(BaSO_4) = \nu(BaCl_2) = 0{,}025$ моль

5. Найдем массу образующегося сульфата бария:

$m(BaSO_4) = \nu(BaSO_4) \cdot M(BaSO_4) = 0{,}025$ моль $\cdot$ 233 г/моль = 5,825 г

<u>Ответ:</u> 5,825 г

Если исходное вещество содержит примеси (учитель напоминает, что такую смесь назвали техническим образцом), то при решении задачи на расчет по химическому уравнению необходимо прежде всего вычислить массу чистого вещества.

При этом нужно обратить запомнить два правила.

1. Если в условии задачи на примеси дана масса <u>исходного</u> реагента, то это масса <u>образца</u>, а не <u>чистого вещества</u>.

2. В уравнении реакции над подчеркнутой формулой реагента следует надписывать массу чистого вещества, а не массу образца.

Пример 5

Какой объем соляной кислоты с массовой долей HCl 20% (ρ = 1,1 г/мл) потребуется для растворения 42,5 г оксида алюминия, содержащего 4% примесей?

<u>Дано</u>:

w(HCl) = 20%
ρ(р-ра) = 1,1 г/мл
m(образца) = 42,5 г
<u>w(примесей) = 4%</u>

V(р-ра) - ?

<u>Решение</u>

1. Вычислим массу примесей в оксиде алюминия:

$$m(примесей) = \frac{m(Al_2O_3) \cdot w(примесей)}{100\%} = \frac{42{,}5г \cdot 4\%}{100\%} = 1{,}7г$$

2.Найдем массу чистого оксида алюминия:

$$m(Al_2O_3)чист. = m(Al_2O_3) - m(примесей) = 42{,}5г - 1{,}7г = 40{,}8г$$

3. Запишем уравнение реакции

$$\underset{\substack{1\ моль \\ 102\ г/моль}}{\underline{Al_2O_3}} + \underset{\substack{6\ моль \\ 36{,}5\ г/моль}}{6\ \underline{HCl}} = 2\ AlCl_3 + 3\ H_2O$$

40,8 г x г

4. Найдем количество вещества оксида алюминия:

$$\nu(Al_2O_3) = \frac{m(Al_2O_3)}{M(Al_2O_3)} = \frac{40{,}8г}{102\ г/моль} = 0{,}4моль$$

5. Найдем количество вещества хлороводорода:

$\frac{\nu(HCl)}{\nu(Al_2O_3)} = \frac{6}{1}$, следовательно

$$\nu(HCl) = \frac{\nu(Al_2O_3)\cdot 6}{1} = 0{,}4моль \cdot 6 = 2{,}4моль$$

6. Вычислим массу прореагировавшего хлороводорода:

$$m(HCl) = \nu(HCl)\cdot M(HCl) = 2{,}4моль \cdot 36{,}5\,{}^{г}\!/_{моль} = 87{,}6г$$

7. Найдем массу соляной кислоты:

$$m_{р-ра}(HCl) = \frac{m(HCl)}{w(HCl)}\cdot 100\% = \frac{87{,}6г}{20\%}\cdot 100\% = 438г$$

8. Найдем объем соляной кислоты:

$$V_{р-ра}(HCl) = \frac{m_{р-ра}(HCl)}{\rho_{р-ра}(HCl)} = \frac{438г}{1{,}1\,{}^{г}\!/_{мл}} = 398{,}2мл$$

<u>Ответ:</u> 398,2*мл*.

Тема 7. Свойства веществ в свете теории электролитической диссоциации

Общие рекомендации по изучению темы

Данная тема иллюстрирует еще один виток внутреннего концентра, в соответствии с которым строится содержание химического образования в 8 классе. После изучения классификации неорганических веществ, основанной на их составе, а также принципов составления уравнений химических реакций, полученные знания закрепляются и углубляются при изучении темы «Электролитическая диссоциация». Учащиеся понимают, что классификация веществ основывается не только на их составе, как формальном признаке, но и на общности химических свойств, которые обусловлены составом. Свойства веществ проявляются в характерных химических реакциях, а сущность многих взаимодействий, протекающих в растворах, заключается во взаимодействии ионов друг с другом и с другими частицами.

Наиболее важным результатом изучения темы «Электролитическая диссоциация» является сформированность основных понятий теории и умение учащихся применять полученные знания на практике, а именно:

- освоение классификации электролитов по способности к распаду на ионы в водном растворе (степени диссоциации) на сильные и слабые, умение отнести предложенное вещество к группе сильных или слабых электролитов;
- умение составлять уравнения электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов;
- знание того, что многие химические свойства веществ в растворе определяются свойствами соответствующих ионов, на которые вещество диссоциирует;
- способность прогнозировать химические свойства электролитов и неэлектролитов на основании их состава, подтверждать эти свойства уравнениями реакций;
- умение составлять молекулярные и соответствующие ионные уравнения химических реакций.

К изученным ранее признакам протекания химических реакций (выпадение осадка и выделение газообразного вещества) учитель добавляет еще один – образование в результате реакции слабого электролита (воды или растворимого в воде вещества). Таким образом, на новом витке концентра не только завершается изучение правила Бертолле, но и наполняется новым смысловым содержанием.

К особенностям данного курса можно отнести акцентирование внимания учащихся на том факте, что ключевые свойства электролита определяются свойствами как катиона, так и аниона. Например, серная кислота благодаря наличию в ее водном растворе катиона водорода проявляет свойства, характерные для сильных кислот, что, собственно, и позволяет отнести ее к данному классу неорганических соединений. Вместе с тем, подобно растворимым в воде сульфатам, серная кислота дает качественную реакцию на сульфат-ион.

Последний параграф темы посвящен не только изучению свойств солей в свете теории электролитической диссоциации, но и подводит своеобразный итог курса хи-

мии 8 класса – рассмотрение генетической связи различных классов неорганических веществ.

Теория электролитической диссоциации

Чаще всего серию демонстрационных опытов по теме «Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация» рекомендуют начинать с эксперимента по испытанию растворов веществ на электропроводность, в ходе которого формируются понятия «электролит» и «неэлектролит». Однако каждому педагогу-химику известно, как часто в дальнейшем учащиеся путают понятия «диссоциация» и «электролиз». Отчасти этому как раз и способствует данный эксперимент, порождающий так называемую «фарадеевскую ошибку». Учащиеся ассоциируют распад вещества на ионы с действием электрического тока. Поэтому мы рекомендуем начать урок с демонстрации опытов, показывающих роль воды в процессе растворения веществ.

Различие в окраске гидратированных и негидратированных ионов. Преподаватель демонстрирует синюю окраску кристаллов медного купороса, характерную для гидратированных ионов меди. Неужели в «сухом» твердом веществе содержится вода? В этом легко убедиться, удалив кристаллизационную воду нагреванием. Порошок медного купороса прокаливают в фарфоровой чашке при перемешивании. Получают белый порошок безводного сульфата меди (II).

Небольшое количество безводного $CuSO_4$ насыпают в пробирку и добавляют 5 мл воды. Вновь появляется голубая окраска раствора, характерная для ионов Cu^{2+}.

Аналогично в фарфоровой чашке прокаливают кристаллогидрат хлорида меди (II), получая безводную соль темно-желтого цвета.

Одну порцию безводного $CuCl_2$ растворяют в воде, наблюдают характерную окраску гидратированных ионов меди. Вторую порцию соли растворяют в 50 мл ацетона. Окраска раствора изумрудно-зеленая, характерная для недиссоциированной соли. Оба раствора оставляют для исследования их электропроводности.

Обнаружение ионов меди в водном растворе хлорида меди (II). В два стакана с растворами хлорида меди (II) в воде и ацетоне преподаватель погружает очищенные до блеска железные пластины. В стакане с водным раствором пластинка покрывается красно-бурым налетом металлической меди, что доказывает наличие в растворе катионов Cu^{2+}:

$$Cu^{2+} + Fe = Cu\downarrow + Fe^{2+}$$

Раствор соли в ацетоне катионов меди не содержит, поэтому реакция не протекает, железная пластинка не изменяется.

Образование ионов водорода при растворении хлороводорода в воде. Сухую коническую колбу заранее заполняют хлороводородом, полученным взаимодействием твердого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, и закрывают пробкой. В колбу пинцетом опускают полоску индикаторной бумаги (лакмусовой, универсальной). Никаких видимых изменений с бумагой под действием газообразного галогеноводорода не происходит. Вторую полоску бумаги смачивают водой и вновь опускают в колбу. Окраска индикатора сразу же изменяется, что указывает на появление катионов водорода при растворении HCl в воде.

Учащиеся сами могут назвать причину электролитической диссоциации - взаимодействие воды с электролитом, т.е. гидратацию, и формулируют одно из положений

теории электролитической диссоциации: *в растворах электролиты диссоциируют на ионы*.

Следующее положение о зависимости свойств электролитов от свойств образуемых ими ионов они наблюдают в ходе следующего эксперимента.

Поскольку в растворах электролитов присутствуют заряженные частицы – ионы, такие растворы должны быть проводниками электрического тока. Учитель демонстрирует электропроводность растворов электролитов с помощью специального прибора.

Свойства растворов электролитов. В химические стаканы помещают небольшое количество каждого из исследуемых веществ, доливают равные объемы воды. Содержимое каждого стакана исследуют прибором для определения электропроводности. Учащиеся делают вывод о том, какие из веществ представляют собой неэлектролиты, а какие – электролиты.

Положение теории электролитической диссоциации о том, что различные электролиты диссоциируют в различной степени, учитель подтверждает проведением следующего эксперимента.

Сравнение электропроводности сильного и слабого электролита. Учитель наливает в стаканы по 50-60 мл растворов соляной и уксусной кислоты и испытывает их электропроводность с помощью прибора. При испытании соляной кислоты наблюдается более яркое свечение лампочки, что указывает на бóльшее количество ионов в растворе этого электролита.

Значительную часть урока учитель должен посвятить формированию навыка составления уравнений электролитической диссоциации. Особое внимание следует уделять правильному написанию зарядов катионов и анионов, а также коэффициентов перед формулами ионов.

Учитель сообщает учащимся, верно составленное уравнение электролитической диссоциации должно отвечать двум требованиям:

- подобно молекулярным уравнениям химических реакций, в них должен соблюдаться материальный баланс, т.е. равенство числа атомов всех элементов в левой и правой частях уравнения;
- в дополнение к первому требованию в уравнениях с участием ионов должен соблюдаться баланс электрических зарядов, т.е. суммарный заряд всех частиц в левой и правой частях уравнения должен быть одинаковым.

Обратите внимание, что методически верным является написание заряда ионов в правой части равенства сразу после записи их формул. Не допускается расставлять заряды после составления уравнения в целом. Аналогично следует поступать в дальнейшем при составлении ионных уравнений реакций.

Свойства основных классов неорганических веществ в свете теории электролитической диссоциации

В начале каждого урока учитель в ходе беседы актуализирует знания учащихся о данном классе неорганических веществ, дает альтернативное определение с позиций теории электролитической диссоциации, проводит более детальную классификацию соединений изучаемого класса, в том числе по признаку способности к электролитической диссоциации. Важно на каждом уроке постараться запомнить, какие кислоты и основания относятся к сильным, какие – к слабым. Эти знания необходимы и для составления ионных уравнений, и для освоения темы «Гидролиз».

Кислотами называют электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Кислоты проявляют общие свойства: имеют кислый вкус, одинаково изменяют окраску индикаторов, взаимодействуют:

- с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода при соблюдении ряда условий (каких?);
- с оксидами металлов с образованием растворимой соли и воды (на следующем уроке такие оксиды будут классифицированы как основные);
- с основаниями;
- с солями, если образуется осадок или газ.

Объяснение учителя сопровождается демонстрационным экспериментом и лабораторными опытами. По результатам эксперимента учащиеся записывают в молекулярном и ионном виде уравнения соответствующих реакций для соляной (бескислородной) и серной (кислородсодержащей) кислот.

При рассмотрении общих свойств кислот учителю необходимо разбирать их не только в свете теории электролитической диссоциации, но также и с позиций окислительно-восстановительных процессов. В этой части урока вводится понятие ряда *относительной активности металлов*, который точнее называется электрохимическим рядом напряжений металлов.

Особенные свойства концентрированной серной и азотной кислот детально разбираются только в 9 классе, делать этого на данном уроке не следует.

Основаниями называют электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и гидроксид-ионы.

Начальные представления об основаниях у учащихся уже сформированы на примере щелочей и нерастворимых оснований.

Щелочи, обобщают учащиеся, мылкие на ощупь, одинаково изменяют окраску индикаторов, взаимодействуют:

- с кислотами;
- с оксидами неметаллов или металлов в высших степенях окисления (на следующем уроке такие оксиды будут классифицированы как кислотные);
- с солями, если образуется осадок или газ;

Нерастворимые основания проявляют следующие свойства:

- взаимодействуют с кислотами;
- разлагаются при нагревании.

По ходу объяснения нового материала учащиеся обоих проделывают лабораторные опыты и наблюдают демонстрационный эксперимент по общим свойствам оснований: гидроксидов натрия или калия (щелочь) и гидроксида меди (II) (нерастворимое основание), увязывая свойства щелочей с получением нерастворимого основания. В тетрадях записываются уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2. Учитель обращает внимание, что в основу определения положен именно состав веществ данного класса, а не способность к диссоциации. Это и не удивительно, поскольку среди оксидов нет веществ, диссоциирующих в водном растворе. Более того, иона O^{2-} в растворе вообще не существует.

Почему же тогда оксиды повторно рассматриваются в теме «Электролитическая диссоциация»? Дело в том, что оксиды легко взаимодействуют с растворами электро-

литов или образуют электролиты при взаимодействии с другими веществами-неэлектролитами, например, с водой.

Ключевая идея параграфа – классификация оксидов на основные и кислотные (понятие амфотерных оксидов будет введено позже) и установление соответствия основных оксидов и оснований, кислотных оксидов и соответствующих им кислот.

Химические свойства оксидов (за исключением их взаимодействия между собой) по сути являются обобщением и закреплением уже знакомых учащимся свойства кислот и щелочей. Естественно, уравнения химических реакций записываются в молекулярной и ионной формах.

Соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла (или аммония) и анионы кислотного остатка.

В данном параграфе вводится понятие кислых солей как продуктов неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте на металл.

Учителю нужно иметь в виду особенности электролитической диссоциации кислых солей. Кислые соли слабых кислот диссоциируют, главным образом, на катион и анион кислотного остатка, содержащий атом водорода, например:

$NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$

Кислые соли сильных кислот диссоциируют на катионы металла (аммония) и водорода, а также анион кислотного остатка, например:

$KHSO_4 = K^+ + H^+ + SO_4^{2-}$

Из химических свойств солей учитель более подробно останавливается на относительно новых для учащихся: взаимодействии с металлами и взаимодействии солей между собой. В последнем случае еще раз отрабатываются условия протекания реакций ионного обмена.

Генетическая связь различных классов органических веществ органически вписываются в параграф «Соли», поскольку большинство генетических цепочек и взаимосвязей приводят к образованию солей в качестве конечного продукта. Таким образом, на примере генетических связей параллельно изучаются основные способы получения солей.