

ВВЕДЕНИЕ

В приведенном пособии мы предлагаем вашему вниманию тематическое планирование и методические рекомендации по преподаванию курса химии 11 класса (базовый уровень), соответствующие авторской программе О.С. Габриеляна, реализованной в учебно-методическом комплекте издательства «Просвещение». В состав УМК входит учебник базового уровня изучения предмета:

Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций : базовый уровень / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков. – М.: Просвещение, 2019 г. – 127 с.

Учебник 11 класса реализует один из главных методических принципов курса – обобщение основных законов, теорий, понятий на материале неорганической и органической химии. Вполне понятно, что для базового уровня преподавания предмета отобран лишь тот материал, который обеспечивает выполнение федерального государственного образовательного стандарта и в то же время максимально практико-ориентирован, направлен на общее интеллектуальное развитие учащихся.

По замыслу авторов в качестве основы обобщения может служить философская истина о том, что все в окружающем мире, в том числе и химическом, относительно. Учащиеся в ходе изучения материала убеждаются, что относительно деление элементов на металлы и неметаллы (целый ряд химических элементов обладает пограничными свойствами), деление химической связи на типы носит условный характер (так как они характеризуются единой физической природой), относительно деление полимеров на органические и неорганические (широко известны элементоорганические соединения, например силиконы, которые широко применяются как в промышленности, так и в медицине) и т.д.

В современной дидактике особую актуальность приобретает проблема интеграции. При переходе старшей школы на новый ФГОС в качестве альтернативы отдельным одночасовым курсам химии, физики и биологии предлагается интегрированный курс «Естествознание». Не будем обсуждать вопрос целесообразности и эффективности такого решения. Тем не менее, идеи интеграции могут плодотворно реализоваться в обучении химии на базовом уровне.

Во-первых, это внутрипредметная интеграция. Она проводится на основе единых законов, понятий и теорий для неорганической и органической химии в курсе общей химии (единая система классификации и свойств неорганических и органических соединений, типология и закономерности протекания реакций между органическими и неорганическими веществами, катализ и гидролиз, окисление и восстановление, полимеры органические и неорганические и др.)

Во-вторых, это межпредметная естественнонаучная интеграция, позволяющая на химической базе объединить знания физики, географии, биологии, экологии в единое понимание естественного мира, т.е. сформировать целостную естественнонаучную картину мира. В свою очередь, это дает возможность старшеклассникам осознать то, что без знания основ химии восприятие окружающего мира будет неполным и ущербным, а люди, не получившие таких знаний, мо-

гут неосознанно стать опасными для этого мира, т.к. химически неграмотное обращение с веществами, материалами и процессами грозит ему немалыми бедами.

В-третьих, это интеграция химии с гуманитарными дисциплинами: историей, литературой, мировой художественной культурой. В свою очередь, такая интеграция позволяет средствами учебного предмета показать роль химии и в нехимической сфере человеческой деятельности (например, выполнение учащимися проектов «Химические сюжеты как основа произведений научной фантастики», «Химические ошибки в средствах массовой информации и их причины» и т.д.). Эта интеграция полностью соответствует идеям гуманизации и гуманитаризации обучения химии.

На заключительном этапе изучения химии рекомендуется продолжать придерживаться прогностического характера обучения. Например, по положению химического элемента в периодической таблице учащиеся должны уметь определить не только строение атома, но и выдвигать гипотезы относительно свойств простого вещества, образованного атомами данного элемента, прогнозировать характер и химические свойства его высшего оксида и гидроксида в максимальной степени окисления.

В процессе обучения химии большое значение имеет учет психофизических особенностей учащихся, связанных с функциональной асимметрией больших полушарий головного мозга.

Как известно, левое полушарие мозга «отвечает» за аналитико-синтетическую умственную деятельность, абстрактно-теоретическое мышление, склонность к точным наукам. «Левополушарные» дети чаще выбирают в старшей школе физико-математический, информационно-технологический, технический профили. Правое полушарие мозга ориентировано на зрительно-пространственное и эмоционально-чувственное восприятие, наглядно-образное мышление, зрительную память. «Правополушарных» детей больше в классах социально-гуманитарного, филологического, музыкально-эстетического профилей. Логично предположить, что в классах базового уровня изучения химии учителю в большей степени следует ориентироваться на «правополушарных» учащихся.

Химия, как экспериментальная дисциплина, не может преподаваться без полноценного демонстрационного эксперимента и лабораторных опытов, проводимых самими учащимися. Кроме того, экспериментальная работа является для учащихся мощным стимулом к изучению непрофильного предмета. Значительная часть лабораторных опытов описана в учебнике, дополнительные рекомендации по проведению эксперимента содержатся в данном пособии.

Некоторые учителя практикуют проведение лабораторных опытов учащимися в чашках Петри. Такой метод облегчает учителю подготовку к уроку и наведение порядка по его окончании, сокращает время на эксперимент, исключает проблемы падения пробирок и разлива растворов. Перед началом урока учитель ставит на каждую парту по одной или две чашки Петри. С помощью пипетки с одной стороны помещает большую каплю основного реагента (например, раствора щелочи), с другой стороны – капли поменьше вторых участников реакции (например, растворов сульфата меди(II), хлорида железа(III), сульфата алюминия). При проведении эксперимента учащиеся стеклянной палочкой со-

единяют попарно каплю щелочи с каплями растворов солей, фиксируя образование осадков и их цвет. Аналогично проводят качественные реакции на анионы (обнаружение сульфат-иона в составе кислоты и сульфатов с помощью хлорида бария, различных галогенид-ионов раствором нитрата серебра), катионы (обнаружение иона Fe^{3+} растворами желтой кровяной соли или роданида аммония) и другие лабораторные опыты.

В пособии также изложены рекомендации по формированию информационной, коммуникативной и других ключевых компетенций учащихся, что является неотъемлемой частью требований федерального государственного образовательного стандарта.

Глава I. Строение веществ

§1 Основные сведения о строении атома

Цель урока: обобщить и систематизировать представления учащихся о состоянии атома, углубить представление об изотопах химических элементов, познакомить с азами Стандартной модели строения материи и назначением большого адронного коллайдера.

Изучение курса химии в 11 классе базового уровня начинается с повторения и углубления представлений учащихся о строении атома. Памятуя о межпредметном уровне интеграции учебного материала в старшей школе, рекомендуется рассматривать строение атома в тесной связи с аналогичным материалом, изучаемым в курсе физики.

В начале урока в ходе фронтальной беседы отрабатывается понимание основной терминологии ядерной физики, а именно понятия:

- атом;
- элементарные частицы (протон, нейтрон, электрон);
- массовое число;
- химический элемент.

В учебнике приведен отрывок из стихотворения Степана Петровича Щипачева «Читая Менделеева». Если вы решили использовать его на уроке, скажем, в гуманитарном классе, приведем это стихотворение, написанное в 1948 г., полностью.

*Другого ничего в природе нет
Ни здесь, ни там, в космических глубинах:
Все — от песчинок малых до планет —
Из элементов состоит единых.
Как формула, как график трудовой
Строй менделеевской системы строгой.
Вокруг тебя творится мир живой,
Входи в него, вдыхай, руками трогай.
Есть просто газ легчайший — водород,
Есть просто кислород, а вместе это —
Июньский дождь от всех своих щедрот,
Сентябрьские туманы на рассветах.
Кипит железо, серебро, сурьма
И темно-бурые растворы брома,
И кажется вселенная сама
Одной лабораторией огромной.
Тут мало оптикой поможешь глазу,
Тут мысль пытливая всего верней.
Пылинку и увидишь-то не сразу —
Глубины мирозданья скрыты в ней.*

*Будь то вода, что поле оросила,
Будь то железо, медь или гранит —
Все страшную космическую силу,
Закованную в атомы, хранит.*

*Мы не отступим, мы пробьем дорогу
Туда, где замкнут мирозданья круг, —
И что приписывалось раньше богу,
Все будет делом наших грешных рук!*

На нескольких несложных вопросах и задачах, решаемых в уме, закрепляется математическое соотношение между числом протонов, числом нейтронов и массовым числом атома. Например:

- Чему равно массовое число атома, содержащего в ядре 5 протонов и шесть нейтронов? Это атом какого химического элемента?
- Массовое число атома 23, в ядре содержится 12 нейтронов. Каково число протонов в ядре атома? Это атом какого химического элемента?
- Число нейтронов в ядре атома на 12 больше числа протонов. Массовое число атома равно 75. Укажите атомный номер элемента.

Затем отрабатываются следующие важнейшие понятия: изотопы и относительная атомная масса.

С помощью виртуальной модели атома учащиеся должны зримо представить себе, что если в ядро атома добавить протон, то частица превращается в атом другого химического элемента (с атомным числом на единицу больше, т.е. следующим в периодической таблице). Если же в ядро атома добавить один или несколько нейтронов, то природа (название) химического элемента не изменится, просто атом станет «тяжелее» (возрастет массовое число) – это другой изотоп того же самого элемента. Закрепление понятия проводится также с помощью вопросов классу.

- Могут ли два изотопа иметь одинаковое число нейтронов в ядре?
- Могут ли два изотопа иметь различное число протонов в ядре?
- Могут ли два изотопа иметь различные массовые числа?
- В ядро атома добавили один протон и убрали один нейтрон. Изменилось ли массовое число? Изменился ли атомный номер? Изменилось ли название элемента?
- Два атома имеют одинаковое число протонов в ядре, но различные массовые числа. Можно ли назвать их изотопами?
- Два атома имеют одинаковое число нейтронов в ядре, но различные массовые числа. Можно ли назвать их изотопами?
- Два атома имеют одинаковые массовые числа и равное число протонов в ядре. Можно ли назвать их изотопами? Что это за атомы?

Желательно также пояснить различие понятий «массовое число» и «относительная атомная масса». Массовое число атома представляет собой, по сути, сумму числа протонов и нейтронов в ядре, и, следовательно, принимает всегда целочисленные значения. Массовое число указывается надстрочным индексом слева от символа элемента: ^{13}C , ^{35}Cl , ^{79}Br .

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз «среднестатистический атом» данного химического элемента тяжелее одной атомной единицы массы – особой физической величины, принятой за единицу измерения массы в микромире. Что значит «среднестатистический»? Это значит, что относительная атомная масса определяется с учетом всех природных изотопов химического элемента и их относительного содержания. Например, хлор в природе представлен двумя изотопами: ^{35}Cl и ^{37}Cl . Относительная атомная масса хлора $A_r(\text{Cl})$ равна 35,453. Обратите внимание ребят, что это число не является средним арифметическим массовых чисел 35 и 37. Оно указывает на то, что легкого изотопа хлора в природе содержится больше, чем тяжелого.

Для наглядности можно привести следующую аналогию. Необходимо рассчитать средний возраст учеников в классе. Допустим, всего учащихся в классе 25. Из них четырнадцать ребятам полных (т.е. округленно до целых) 17 лет, десяти – по 16 лет, а одному – 18 лет.

Вначале рассчитаем доли учащихся каждого возраста: доля семнадцатилетних $14/25=0,56$ или 56%, доля шестнадцатилетних $10/25=0,4$ или 40%, доля самого старшего $1/25=0,04$ или 4%.

Теперь найдем средний возраст учащихся в классе.

$$V_{\text{ср.}} = 17 \cdot 0,56 + 16 \cdot 0,4 + 18 \cdot 0,04 = 16,64$$

Как видим, средняя величина ближе к тому возрасту, который преобладает среди учащихся класса. Также очевидно, что средняя величина имеет дробное значение.

Если вы воспользуетесь нашей аналогией в классе, покажите ребятам, как произвести последнее вычисление на калькуляторе с использованием клавиши $M+$, ведь далеко не все это умеют делать.

Последовательность набора такова:

$$17 \times 0,56 \boxed{M+} \quad 16 \times 0,4 \boxed{M+} \quad 18 \times 0,04 \boxed{M+} \boxed{MR}$$

И никакой клавиши «=», никаких промежуточных записей на листочке с необходимостью повторного ввода числа! Колоссальная экономия времени.

Кстати, после каждого нажатия клавиши $M+$ на дисплее появляется промежуточное значение произведения двух последних чисел, добавляемое в память.

Вторая часть объяснения нового материала посвящена знакомству с азами Стандартной теории, устройству и назначению Большого адронного коллайдера. Это не столько химический материал, сколько информация, необходимая для формирования общего интеллектуального уровня выпускника средней школы.

Мотивационный момент может заключаться в утверждении того факта, что бесконечно малые и бесконечно большие величины, столь сложные для понимания обычным человеком, всегда интригуют и завораживают любого из нас. Как можно себе представить, что до большого взрыва вся материя умещалась в очень небольшом объеме, а вокруг «ничего не было»? Как представить себе, что на протяжении 14,5 миллиардов лет после большого взрыва Вселенная расширя-

ется со скоростью, близкой к скорости света. Куда она расширяется? Существует ли граница Вселенной? А что за этой границей, если она есть? Быть может, наша Вселенная – это элементарная частица («какой-нибудь» нейтрон) какого-то гигантского атома. И тогда чудовищно большой объект (Вселенная) превратился в крохотную частицу...

Но мы путешествуем вглубь строения материи. Мы знаем, что молекулы состоят из атомов, атомы – из ядра и электронов, ядра включают в свой состав протоны и нейтроны. А протоны и нейтроны – это сложные частицы? Из чего они состоят? Можно ли добраться до мельчайших, неделимых частиц мироздания?

Ответы на эти вопросы дает современная концепция, которая носит название Стандартная модель. Необходимо отметить, что на сегодняшний день это всего лишь гипотеза, которая объясняет большинство экспериментальных фактов и данных (но не все!).

В соответствии со Стандартной моделью, мельчайших частиц материи (фундаментальных частиц или фермионов) насчитывается 12, их них шесть называют кварками, и еще шесть – лептонами. Один из лептонов – известный ребятам электрон. Сочетание кварков дает более сложные частицы, например, протоны и нейтроны (каждый из них состоит из трех кварков). Частицы, построенные из кварков (в том числе протоны и нейтроны), называют термином адроны. Помимо 12-ти фундаментальных частиц существуют их антиподы – 12 античастиц, из которых теоретически может быть построено антивещество. Возможно, кто-то из учащихся вспомнит название античастицы электрона – позитрон. В противоположность электрону, он несет единичный положительный заряд.

Помимо фундаментальных частиц Стандартная модель описывает и четыре типа взаимодействия – электромагнитное, гравитационное, сильное и слабое. Первые два учащимся знакомы из курса физики. Сильное взаимодействие, в частности, удерживает протоны и нейтроны внутри атомного ядра, не позволяя им «разлетаться». Про слабое взаимодействие лучше скромно умолчать, поскольку доступными для непрофильного школьника терминами его описать трудно.

«Переносчиками» взаимодействия служат особые безмассовые частицы, имеющие общее название «бозон». Так, электромагнитное притяжение или отталкивание осуществляется за счет бозонов, называемых фотонами. Этот термин также знаком учащимся.

Еще об одном загадочном бозоне слышал наверняка каждый – это бозон Хиггса. Его существование в 60-х годах прошлого века предположил британский физик Питер Хиггс. Этот бозон ответственен за появления у частиц массы. Однако экспериментально подтвердить существование бозона Хиггса более полувека не удавалось. В том числе и с этой целью был построен самый дорогостоящий в истории человечества научный инструмент – Большой адронный коллайдер.

Совместно с учащимися учитель разбирает приведенное название по отдельным словам. Большой – в прямом смысле. Коллайдер представляет собой две полые вакуумированные трубы длиной 27 км (!) каждая, уложенных парал-

лельно друг другу в виде кольца в подземном тоннеле, расположенном на глубине около 100 м на границе двух государств – Франции и Швейцарии.

Адронный – по названию частиц, которые исследуют на этой установке. Даже в средствах массовой информации нередко звучит искажение этого термина – аНдронный.

Коллайдер – от англ. *to collide* – *сталкиваться*. Слово точно передает принцип действия устройства: для того чтобы понять, как частица устроена, нужно ее... разбить!

Проиллюстрируйте ребятам принцип действия коллайдера с помощью аналогии. Вы попали на необитаемый остров.

Перед вами неизвестные плоды диковинного растения размером с теннисный мячик. Что у них внутри? «На зуб» плод не поддается, да и опасно – вдруг отравишься. В отсутствие каких-либо инструментов (ножа, пилы, молотка) решение напрашивается само собой. Попробуем разбить плоды. Для этого можно попробовать ударить их друг об друга или найти подходящий камень. О, внутри плода мякоть и крупная косточка. А есть ли в косточке ядрышко? Как это узнать? Ну конечно, опять применим «разрушительное действие». Только сила удара или масса камня в этом случае должны быть побольше. Так постепенно мы продвигаемся к пониманию устройства нашего виртуального «фрукта». Возможно, силы удара камнем будет недостаточно для того, чтобы расколоть наш объект. Физика подсказывает вариант: привяжите его к прочной веревке, сильно раскрутите над головой по круговой орбите и ударьте о скалу. Именно так придают спортивному снаряду большее ускорение (и, следовательно, кинетическую энергию) молотобойцы и толкатели ядра. Многие видели эти забавные телодвижения спортсменов по телевидению.

Примерно по такому же физическому принципу работает Большой адронный кол

лайдер. Чтобы понять, как устроена частица, необходимо ее «разбить». Для этого ее нужно разогнать до огромной скорости, близкой к скорости света, а затем ударить о препятствие. Разгон эффективнее осуществлять не по прямой (любой отрезок имеет ограниченную длину), а по круговой орбите. И тут у ученых возникла гениальная мысль. А почему бы вместо столкновения с неподвижным препятствием не столкнуть друг с другом две частицы, летящие в противоположных направлениях? Энергия соударения будет в два раза выше! Вот почему коллайдер состоит из двух труб. В каждой из них частицы разгоняются в противоположных направлениях, а затем направляются в точку столкновения. В таких точках и расположены мощнейшие детекторы, позволяющие регистрировать все происходящие в этот момент события, например, высокоскоростные камеры, способные делать десятки миллионов снимков в секунду!

Уже более 10 лет на БАК проводят эксперименты ученые из 100 стран мира. За это время удалось доказать существование бозона Хиггса, в результате автор гипотезы Питер Хиггс в 2013 г. был удостоен Нобелевской премии по физике. Ученым удалось в миниатюре воссоздать состояние Вселенной в первые

мгновения после большого взрыва. Предстоит выяснить вопрос о судьбе античастиц, которые в соответствии с теоретическими представлениями должны были образоваться в момент большого взрыва наряду с фундаментальными частицами в том же количестве.

§2 Периодическая система химических элементов и учение о строении атома

Цель урока: систематизировать знания учащихся о закономерностях изменения свойств атомов в периодической системе элементов на основании строения атома, сформировать представления о состоянии электрона в электронной оболочке атома, электронных семействах элементов и современное понимание причин периодичности свойств элементов и их соединений.

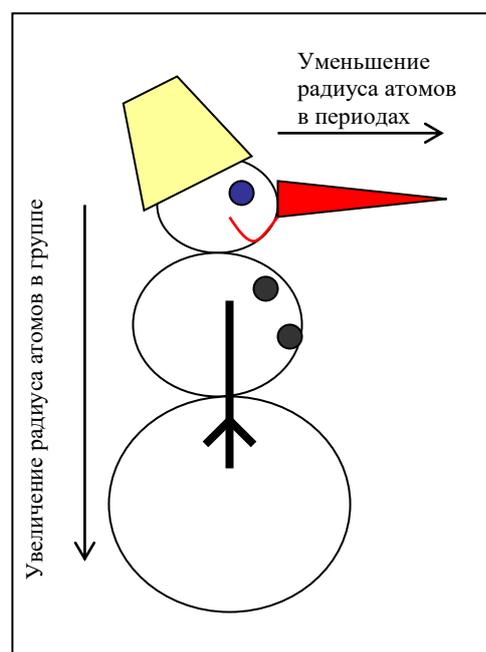
Материал урока условно делится на две большие части:

- повторение и обобщение сведений и взаимосвязи строения атома с положением элемента в периодической системе, закономерности изменения свойств химических элементов в периодах и группах;
- углубление представлений о строении электронной оболочки атомов, введение понятия электронной орбитали, электронной конфигурации.

Понимание взаимосвязи строения атома химического элемента и его положения в периодической системе чрезвычайно важно для освоения многих вопросов общей и неорганической химии. Несмотря на то, что в учебнике 11 класса этому материалу посвящена лишь одна страница (во избежание повторов с учебником основной школы), учителю рекомендуется уделить серьезное внимание вопросам изменения металлических и неметаллических свойств в периодах и группах, закономерностям изменения радиуса атомов, определению высшей и низшей степеней окисления атомов химических элементов, определению формул и характера высшего оксида и соответствующего ему гидроксида.

Закономерности изменения свойств атомов химических элементов и простых веществ, ими образованных, в периодах и группах можно запомнить с помощью образных сравнений, хорошо усваиваемых «правополушарными» учащимися. Образы фтора-«солнышка» и «птички» уже приводился в качестве примера изменения электроотрицательности атомов, металлических (нематаллических) свойств, радиусов атомов в методических рекомендациях к учебнику 9 класса. Закономерности изменения радиусов атомов также наглядно иллюстрирует изображение снеговика (рис. 1). Как правило, увеличение радиуса в главных подгруппах с ростом порядкового номера

Рис. 1. Модель для определения изменения радиуса атома в периодах и группах



(сверху вниз) не вызывает трудностей, а вот уменьшение радиуса в периодах с увеличением порядкового номера элемента «психологически нелогично». Нос-морковка снеговика указывает, что слева направо радиус атомов уменьшается.

Логическим мостиком между первой и второй частями материала урока может служить проблемный вопрос: почему увеличение заряда атомного ядра от элемента к элементу, увеличение числа электронов в электронной оболочке атома происходит монотонно (увеличивается на единицу от элемента к элементу), а свойства элементов изменяются периодически?

Ответ на этот вопрос подразумевает рассмотрение строения электронной оболочки атома. Первоначальные представления о том, что электроны в атоме располагаются слоями (электронные или энергетические уровни) у учащихся уже имеется. Число электронов на соответствующем слое определяет и число элементов в периодах периодической системы. Тем не менее, ответа на вопрос, почему в короткопериодном варианте таблицы Д.И. Менделеева группы подразделяются на главную и побочную, что собой представляют элементы, вынесенные за пределы таблицы (лантаноиды и актиноиды), почему в цветном варианте таблицы элементы поделены на четыре семейства у ребят нет.

Учитель приступает к объяснению понятия электронной орбитали. Следует помнить, что, строго говоря, знак равенства между понятиями электронного облака и орбитали ставить нельзя. Орбиталь – это математическая функция, являющаяся решением уравнения Шредингера. Эта функция, точнее ее квадрат описывает распределение электронной плотности данного электрона в пространстве и опосредованно форму электронного облака. Однако не только в классах базового уровня изучения предмета, но и в профильных классах ввиду ограниченности математических знаний об этом говорить не следует.

Для составления электронных конфигураций атомов, понимания расположения s-, p-, d-, f-элементов в периодической таблице учителю необходимо стремиться к тому, чтобы учащиеся запомнили орбитальный состав каждого энергетического уровня. Пожалуй, можно ограничиться первыми четырьмя электронными слоями, как это и сделано в учебнике.

Еще один очень важный навык учащихся – умение воспроизводить ряд заполнения орбиталей электронами по периодической таблице Д.И. Менделеева. Для этого удобно пользоваться таблицей, в которой элементы различных семейств обозначены разными цветами. На форзаце учебника 11 класса цветное значение иное, поэтому нужно подготовить альтернативный вариант: периодическую таблицу в классе, цветные распечатки, электронное изображение и т.п.

Глядя в периодическую таблицу и записывая орбитальный ряд, учащиеся зримо представляют себе последовательное заполнение электронами орбиталей и энергетических уровней.



два s-элемента	два s-элемента	шесть p-элементов	два s-элемента	шесть p-элементов	два s-элемента	десять d-элементов	шесть p-элементов	два s-элемента	десять d-элементов	шесть p-элементов
----------------	----------------	-------------------	----------------	-------------------	----------------	--------------------	-------------------	----------------	--------------------	-------------------

Составление электронной формула атома на основании приведенного ряда представляет собой достаточно простую задачу. С помощью периодической системы необходимо определить атомный номер элемента. Он равен совпадает с числом электронов в атоме. По сумме верхних индексов ряда заполнения орбиталей отсчитывается нужное число электронов. Правая часть отбрасывается, левая представляет собой искомую электронную конфигурацию.

Пример 1. Составить электронную формулу атома фосфора.

Атомный номер 15. По верхним индексам ряда $2 + 2 + 6 + 2$ добираемся до суммы 12. Не хватает еще трех электронов. Следовательно, 3p-подуровень заполнен частично. Получилась формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

По данной электронной формуле необходимо отработать ответы на следующие вопросы.

- Какому семейству принадлежит элемент? (p-элемент, поскольку последний электрон попадает на p-орбиталь)
- Число валентных электронов? (пять)
- Металл это или неметалл? (неметалл)
- Высшая степень окисления фосфора (+5)
- Формула высшего оксида (P_2O_5)
- Минимальная степень окисления фосфора (-3)
- Формула летучего водородного соединения (PH_3)

Пример 2. Составить электронную формулу титана.

Атомный номер 22. По верхним индексам ряда $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2$ добираемся до суммы 20. Не хватает еще двух электронов. Следовательно, 3d-подуровень заполнен частично. Получилась формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

По данной электронной формуле необходимо отработать ответы на те же вопросы.

- Какому семейству принадлежит элемент? (d-элемент, поскольку последний электрон попадает на d-подуровень)
- Число валентных электронов? (четыре)
- Металл это или неметалл? (металл, т.к. является d-элементом)
- Высшая степень окисления титана (+4)
- Формула высшего оксида (TiO_2)
- Минимальная степень окисления титана (0, поскольку это металл)
- Формула летучего водородного соединения (будучи металлом, не образует)

Решить обратную задачу по полной электронной конфигурации атома еще проще. Достаточно посчитать сумму надстрочных индексов, равную числу электронов в атоме и, соответственно, атомному номеру элемента.

Пример 3. Атому какого химического элемента принадлежит электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$?

Общее число электронов в оболочке атома равно: $2 + 2 + 6 + 2 + 1 = 13$. Это 13-й элемент периодической системы – алюминий Al.

Сильным учащимся можно предложить определить химический элемент не по полной электронной формуле, а по конфигурации валентных электронов. Это значительно сложнее, особенно для d-элементов, но гораздо более полезно с точки зрения понимания соответствия валентного состояния атома и положения элемента в периодической системе.

Пример 4. Сокращенная электронная формула элемента $3s^2 3p^4$. Что это за элемент?

Поскольку в электронной оболочке элемента заполняется третий энергетический уровень, это элемент третьего периода. Число электронов на внешнем слое равно шести – это номер группы, в которой расположен элемент. Элемент относится к p-семейству, следовательно, расположен в главной подгруппе. В «перекрестье прицела» элемент № 16 – сера.

Пример 5. Сокращенная электронная формула элемента $4s^2 3d^3$. Что это за элемент?

В электронной оболочке элемента заполняется четвертый энергетический уровень, следовательно, это элемент четвертого периода. Число валентных электронов (суммарно s- и d-электронов внешнего и предвнешнего уровней) равно пяти – это номер группы, в которой расположен элемент. Элемент относится к d-семейству, значит, расположен в побочной подгруппе. Этот элемент – ванадий, атомный номер 23.

§3 Становление и развитие периодического закона и теории химического строения

Цели урока. Рассмотреть открытие периодического закона Д.И. Менделеевым; раскрыть значение периодического закона и системы для развития науки и понимания химической картины мира; на основе проблемного подхода в обучении сформировать у учащихся чувство гордости за отечественную науку; сравнить две ведущие теории учебного предмета: периодический закон Д.И. Менделеева и теорию строения органических соединений А.М. Бутлерова.

Традиционно изложение темы учитель начинает с характеристики представлений о химических элементах, сложившихся к середине XIX в., исторических предпосылок открытия периодического закона. Кратко напомним основные опорные точки объяснения.

Ко времени открытия периодического закона было известно 63 химических элемента и описаны свойства их различных соединений. Д.И. Менделееву были известны работы его предшественников:

- 1) классификация Йенса Якоба Берцелиуса (металлы и неметаллы);
- 2) триады Иоганна Вольфганга Дёберейнера (например, Li, Na, K);
- 3) октавы Джона Ньюлендса;
- 4) спираль - ось винта Эмиля Шанкуртуа;
- 5) таблица Юлиуса Лотара Мейера.

Поскольку в учебнике не упомянут вклад Ю.Л. Мейера в развитие представлений о периодичности, скажем об этом несколько слов.

Немецкий химик Юлиус Лотар Мейер в некоторых западных странах считается наряду с Д.И. Менделеевым создателем периодической таблицы элементов. Мейер на 4 года старше Дмитрия Ивановича. Некоторое время Мейер работал под руководством выдающегося химика Роберта Бунзена, которого ученый считал своим научным наставником. В биографии Мейера также присутствует работа в Гейдельбергском университете, где с 1858 по 1860 годы проходил зарубежную стажировку Менделеев. В 60-х годах XIX в. Мейер начал изучать систематизацию химических элементов. Итогом его работы стало опубликование в 1864 г. таблицы, в которой 28 химических элемента были сгруппированы в шесть рядов и шесть колонок согласно их валентности. В один ряд попали, например, углерод, азот, кислород, фтор, натрий и магний, что лишь отдаленно напоминает период периодической таблицы. Спустя 6 лет, Мейер дополнил и несколько видоизменил таблицу, включив в нее 55 элементов. Тем не менее, в основе систематизации он оставил валентность элементов и атомный радиус, а не относительную атомную массу. Допуская значение работ Мейера для философского осмысления периодичности свойств элементов, нельзя отрицать отсутствие прогностической составляющей исследования, не позволившей ученому предсказать существование неоткрытых к тому времени химических элементов, исправить некоторые значения атомных весов. Д.И. Менделеев в одной из своих статей так высказался по этому поводу:

«По праву творцом научной идеи должно того считать, кто понял не только философскую, но и практическую сторону дела, сумел так его поставить, что в новой истине все могли убедиться и она стала всеобщим достоянием. Тогда только идея, как материя, не пропадет».

Лучшим доказательством приоритета нашего ученого в открытии периодического закона служат слова самого Мейера:

«Это все было опубликовано Менделеевым до меня и вообще впервые. Я открыто признаю, что у меня не хватило смелости для таких дальновидных предположений, какие с уверенностью высказал Менделеев».

Несмотря на это в 1882 г. и Менделеев, и Мейер получили по золотой медали Дэви Лондонского королевского общества «За открытие периодических соотношений атомных весов».

В 1887г. этой награды был удостоен ещё и Дж.Ньюлендс.

По поводу многих великих открытий люди сочиняли легенды. Каждому известны легенды об Архимеде и ванне или о Ньютоне и яблоке. Есть легенда и

о том, что Д.И. Менделеев увидел периодическую таблицу во сне. Но поскольку Менделеев жил во времена, не столь отдаленные от нас, как времена Ньютона и тем более Архимеда, источник легенды о том, как был открыт периодический закон, еще не успел затеряться. В классах гуманитарного профиля эта информация будет интересна учащимся.

В архиве Музея истории Ленинградского государственного университета хранится рукопись воспоминаний университетского товарища Менделеева, профессора геологии и палеонтологии Александра Александровича Иностранцева. В этой рукописи сказано: «...как-то я обратился с вопросом к Д.И., что натолкнуло его на знаменитое открытие. На это он сообщил, что уже давно подозревал известную связь элементов между собой и что много и долго думал об этом. В последние месяцы Д.И. перепортил массу бумаги с целью отыскания в виде таблицы этой закономерности, но ничего не удавалось. В последнее время он снова усиленно занялся этим вопросом и, по его словам, был уже близок к решению, но окончательно все равно ничего не выходило. Перед самым открытием Д.И. провозился с искомою таблицей целую ночь до утра, но все же ничего не вышло; он с досады бросил работу и, томимый желанием выспаться, тут же в рабочем кабинете, не раздеваясь, повалился на диван и крепко заснул. Во сне он увидел вполне ясно ту таблицу, которая позднее была напечатана. Даже во сне радость его была столь велика, что он сейчас же проснулся и быстро набросал эту таблицу на первом клочке бумаги, валявшемся у него на конторке... Возможно, этот клочок бумаги сохранился до настоящего времени. Менделеев нередко пользовался для заметок неиспользованными листками почтовой бумаги от полученных записок».

Долгое время к рассказу об открытии периодического закона во сне относились как к басне. Однако нашелся человек, который захотел проверить легенду о Менделееве, – академик Бонифатий Михайлович Кедров. Он начал с того, что решил разыскать упомянутый в воспоминаниях Иностранцева «первый клочок бумаги», на котором Менделеев будто бы набросал привидевшуюся ему во сне таблицу – тот самый «листок почтовой бумаги от полученных записок». В 1924 г. в Ленинграде случилось сильное наводнение, невские воды добрались до здания «Двенадцати коллегий», где на первом этаже находился музей-квартира Менделеева, в спешке архив был сложен и увязан как попало, идеальный порядок, в котором содержал его владелец, был нарушен. Наведение порядка началось спустя двадцать лет, когда директором стала младшая дочь Менделеева Мария Дмитриевна. Перебирая бумаги в папке, где были сложены документы, касающиеся сельского хозяйства, сотрудники музея увидели письмо, а точнее, записку, датированную тем самым числом. Поверх ровных, чуть выцветших строк письма виднелся еще более выцветший желтоватый круг диаметром 7-8 см, словно огромный почтовый штемпель. А на обороте листка совсем другим почерком – порывистой менделеевской россыпью были набросаны химические символы и цифры. Эта записка, а также и другие документы позволили академику Кедрову чуть ли не по часам прохронометрировать день 17 февраля 1869 г.,

последовательность событий, из которых сложилось великое открытие¹.

С помощью проблемных вопросов, распределенных по ходу всего урока, учитель использует прием проблемности как средство гуманитаризации образования, особенно в классах соответствующего профиля. Оживляя учебное содержание атаками на логическую и эмоциональную сферу учеников, учитель тем самым способствует лучшему усвоению материала. Кроме того, проблемность может служить своеобразным способом обобщения и закрепления этого материала на новом, эмоциональном уровне.

Сформулируем примерные вопросы, которые создают соответствующие проблемные ситуации.

Вопрос 1. *Все ученые, которые занимались поисками естественной классификации химических элементов, находились в равных условиях, имели одни и те же предпосылки. Почему же ни одному из них, кроме Д.И. Менделеева, не удалось открыть периодический закон?*

Очевидно, высказутся учащиеся, объективных предпосылок, которые у всех были равные, мало. Очень важен субъективный, личностный фактор, который у каждого из ученых разный. У Менделеева он был чрезвычайно высок. Это и энциклопедичность знаний, и уникальное умение обобщать факты, гениальное предвидение на этой основе новых фактов, и оправданный научный риск, и многое-многое другое, что составляет менталитет истинно русского ученого.

Очевидно, учителю после подобных высказываний учащихся будет кстати привести характеристику Менделеева, данную крупным русским химиком Львом Александровичем Чугаевым:

«Гениальный химик, первоклассный физик, плодотворный исследователь в области гидродинамики, метеорологии, геологии, в различных отделах химической технологии (взрывчатые вещества, нефть, учение о топливе и др.) и других сопредельных с химией и физикой дисциплинах, глубокий знаток химической промышленности и промышленности вообще, особенно русской, оригинальный мыслитель в области учения о народном хозяйстве, государственный ум, которому, к сожалению, не суждено было стать государственным человеком, но который видел и понимал задачи и будущность России лучше представителей нашей официальной власти...

Он умел быть философом в химии, в физике и других отраслях естествознания, которых ему приходилось касаться, и естествоиспытателем в проблемах философии, политической экономии и социологии».

Вопрос 2. *В 1906 г. Нобелевский комитет в Стокгольме рассматривал две кандидатуры на соискание одноименной премии: Анри Муассана, которого выдвинула Академия наук Франции («За какие заслуги?» — задает дополнительный вопрос учитель), и Д.И. Менделеева, которого выдвинула Академия наук... Германии (!). Кому была вручена Нобелевская премия? Почему?*

Обсуждение этого вопроса позволит рассмотреть актуальную и в наше время проблему, когда мы «что имеем не храним, потерявши - плачем», т.е. не це-

¹ Рич В. В поисках элементов. — М.: Химия, 1985.

ним своих достижений, часто безосновательно преклоняемся перед всем западным, тогда как свое, отечественное, и лучше, и дешевле.

Ребята могут аргументировать несправедливое, на их взгляд, решение Нобелевского комитета просто:

«Кто выдвинул француза Муассана - Французская академия, а русского Менделеева - немцы. Поэтому, очевидно, шведы и рассудили, что не так уж значим вклад Менделеева в химию, если его даже на родине не оценили по достоинству. Ведь известно, что Менделеев баллотировался, и не раз, на выборах в Российскую академию наук, но каждый раз терпел неудачу».

Вопрос 3. *В 1882 г. Лондонское Королевское общество присудило Д.И. Менделееву медаль Дэви «за открытие периодических соотношений атомных весов», а пятью годами позже, в 1887 г., это же общество вручает эту же медаль своему соотечественнику Дж. Ньюлендсу «За открытие периодического закона химических элементов». Чем объяснить такую нелогичность в решениях Лондонского Королевского общества?*

Ученики могут высказать различные предположения, в том числе и такие: «После того как работы Д.И. Менделеева получили мировую известность, очевидно, Ньюлендс стал претендовать на приоритет открытия периодического закона, а соотечественники Ньюлендса, прежде скептически относившиеся к его исследованиям (аргументацию Ньюлендса о том, что гармония в химии, как и в музыке, строится на восьми октавах, то же общество высмеяло, посоветовав Ньюлендсу искать большую гармонию в алфавитном расположении элементов), теперь оказались патриотически настроенными». Англичане просто попытались выдать желаемое за действительное, ведь закон октав Ньюлендса никак не может быть даже приблизительным аналогом периодического закона.

Вопрос 4. *Один известный философ назвал открытие Менделеевым периодического закона научным подвигом, подобным подвигу Леверье, который открыл планету Нептун. Почему так эмоционально философ характеризует открытие русского химика - подвигом? Подвиг - это смертельный риск во имя великой цели. Чем рисковал Менделеев?*

У старшеклассников в ходе развязавшейся дискуссии возникнет много версий, среди которых будет, очевидно, и такая: «Менделеев, предсказывая еще неизвестные элементы, рисковал самым дорогим, что есть у ученого, - своим именем. Ведь, как известно, у первого из предсказанных Менделеевым элементов - галлия - его первооткрывателем, французом Лекокомде Буабодраном, была определена неверно плотность простого вещества, и русский химик указал не только на ошибку, но и на ее причины - образец галлия был недостаточно очищен. Что было бы, если бы Менделеев оказался не прав? Какой бы поднялся крик по поводу неслыханного самомнения русского химика!»

Учитель может в подтверждение этой мысли, высказанной учащимися, прочитать отрывок из книги Б.М. Кедрова «Прогнозы Д.И. Менделеева в атомистике. Неизвестные элементы» (М.: Атомиздат, 1977).

«Можно представить первоначальное изумление, а возможно, даже негодование любого строгого химика-аналитика, если бы он получил подоб-

ный совет. Как?! Он в Париже держит руках новое, открытое им вещество, никому дотопе не известное, видит и осязает его, измеряет и определяет его свойства на аналитических весах, словом, является единственным в мире исследователем, имеющим дело с этим веществом как реальным телом. И вдруг кто-то, находящийся в России, на расстоянии тысячи километров от его лаборатории, не видевший в глаза ни крупинки нового вещества, сомневается в том, хорошо ли оно очищено, и, не смущаясь, высказывает свои советы, как это лучше сделать».

И Менделеев оказывается прав. Буабодран внял его совету и сообщил научному миру:

«Я думаю, что нет нужды настаивать на исключительной важности подтверждения теоретических взглядов г. Менделеева относительно плотности нового элемента».

Шведский ученый Ларс Фредерик Нильсон, открывший в 1879 г. скандий (экабор), прислал Менделееву в подарок немного нового металла, а немец Клеменс Винклер, открывший предсказанный Менделеевым германий (экасилициум), восторженно писал:

«...периодичность элементов тем самым уже не гипотеза, она стала фактом, и химическое исследование сделало таким образом новый, неисчислимо важный шаг в царство познания».

И, в заключение, слова Менделеева по поводу его статьи «Заметки по поводу открытия галлия», в которой он дает советы Буабодрану:

«Эта статья показывает как мою научную смелость, так и мою уверенность в периодическом законе. Все оправдалось. Это мое имя».

Сравнение философских основ двух ведущих теорий химии из-за нехватки времени вряд ли удастся провести в классе. Поэтому предлагаем провести внеклассное занятие на данную тему в форме научного диспута. Основное содержание этого диспута между старшеклассниками может быть следующим.

Учителю особенно важно подчеркнуть, что обе ведущие теории современной химии были созданы великими русскими учеными и составляют вклад отечественной химии в мировую химическую науку. Обе теории прошли испытания временем и блестяще его выдержали, развиваясь и обогащаясь современными открытиями в химии.

Учитель может предложить учащимся сравнить два пророческих утверждения русских химиков.

Д.И. Менделеев: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а лишь развитие и надстройки обещаются».

А.М. Бутлеров: «Само собой разумеется, что, когда мы будем знать ближе природу химической энергии, самый род атомного движения - когда законы механики получат и здесь приложение, тогда учение о химическом строении падет, как падали прежние химические теории. Но, подобно большинству этих теорий,

она падет не для того, чтобы исчезнуть, а для того, чтобы войти в измененном виде в круг новых и более широких воззрений».

Обе теории похожи тем, что авторство их неоднократно пытались приписать западным химикам. Другой известный русский химик В.В. Марковников, защищая приоритет А.М. Бутлерова в создании теории химического строения, писал:

«Обстоятельства сложились так, что мы не можем ожидать вполне беспристрастной оценки заслуг наших ученых со стороны Запада, в особенности, если там приходится решать между своим соотечественником и русским».

Дальнейшее сравнение двух ведущих теорий химии учитель может провести с учащимися с помощью табл. 1, которая заполняется в ходе беседы.

Таблица 1

Философские основы общности двух ведущих теорий химии

Признаки общности	Периодический закон Д.И. Менделеева	Теория строения А.М. Бутлерова
I. Время открытия	1869 г.	1861 г.
II. Предпосылки открытия		
1. Накопление фактологического материала	Ко времени открытия периодического закона было известно 63 химических элемента и описаны свойства их многочисленных соединений	Ко времени открытия теории строения были известны сотни тысяч органических соединений, образованных лишь несколькими элементами: углеродом, водородом, кислородом, азотом, серой.
2. Работы предшественников	<ul style="list-style-type: none"> • Й.Я. Берцелиус (металлы и неметаллы) • И.В. Деберейнер (триады) • Дж. Ньюлендс (октавы) • Э. Шанкуртуа (спираль) • Ю.Л. Мейер (таблица) 	<ul style="list-style-type: none"> • Й.Я. Берцелиус, Ю. Либих, Ж. Дюма (теория радикалов) • Ж. Дюма, Ш. Жерар, О. Лоран (теория типов) • Ф. Велер, М. Бертло, Н.Н. Зинин и др. – синтезы органических веществ • Ф.А. Кекуле, А. Купер – строение бензола
3. Съезд химиков в г. Карлсруэ в 1860 г.	Д.И. Менделеев присутствовал в роли наблюдателя	А.М. Бутлеров детально изучал материалы съезда. Участвовал с докладом «О строении органических тел» на съезде врачей и естествоиспытателей в г. Шпейере в 1861 г.
4. Личностные качества	Обоих ученых отличали энциклопедичность знаний, умение анализировать и обобщать факты, дар научного прогнозирования, русский менталитет и русский патриотизм. Д.И. Менделеев об А.М. Бутлерове: «Бутлеров – один из величайших русских ученых, он русский и по ученому образо-	

	ванию, и по оригинальности трудов».	
III. Роль практики в становлении теории	Д.И. Менделеев предсказал, описал и указал пути открытия еще неизвестных науке элементов	А.М. Бутлеров предсказал и объяснил изомерию многих органических соединений, сам осуществил синтезы некоторых из них
IV. Основные направления развития теории (по спирали)	<p>«Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости...»</p> <ul style="list-style-type: none"> • «...от их относительных атомных масс»; • «...от зарядов их атомных ядер»; • «... от периодичности строения внешних электронных слоев.» 	<p>«Свойства веществ зависят...»</p> <ul style="list-style-type: none"> • «...от порядка соединения атомов в молекулах»; • «... от их электронного и пространственного строения».

§4 Ионные химические связи и ионные кристаллические решетки

Цели урока. Повторить и обобщить понятие об ионах и ионной химической связи; сформировать представление об ионных кристаллических решетках; рассмотреть свойства веществ с ионным типом кристаллических решеток.

Повторение материала о природе ионов лучше начать с характеристики простых ионов, как продуктов присоединения или отдачи электронов атомами химических элементов. В этой связи важно понимание того, какова движущая сила (гуманитарии сказали бы «мотивация») превращения атома в ион (завершение электронной оболочки до устойчивой конфигурации благородного газа), а также различное «поведение» в данном процессе атомов активных металлов (отдают электроны) и неметаллов (принимают электроны). Параллельно напоминаются термины «восстановление» (принятие электронов) и «окисление» (отдача электронов).

Урок начинается с вопроса учителя о том, что же представляют собой ионы. Учащиеся легко справляются с ним, отвечая, что это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи электронов (окисления) или присоединения электронов (восстановления).

Учащихся следует подвести к пониманию того, что ионная связь в бинарных соединениях возникает только между активными металлами (щелочные, щелочноземельные) и активными неметаллами (галогены, кислород), существующими в данных веществах в виде простых ионов. Ионная связь осуществляется за счет силы электростатического притяжения между двумя противоположно заряженными ионами.

Обращаем ваше внимание на то, что схемы образования ионной связи (представлены в тексте учебника и на рисунках 8, 9) не следует отождествлять с уравнениями химических реакций. По сути, это сочетание двух независимых

процессов: образования ионов из атомов и образование ионной химической связи между двумя противоположно заряженными ионами.

Затем следует проблемный вопрос. Помимо соединений, построенных двумя химическими элементами, существуют и более сложные вещества. Можно ли ожидать у них наличие ионной химической связи?

Учитель дополняет классификацию ионов по признаку состава – простые и сложные ионы. В качестве примеров сложных анионов приводятся анионы кислотных остатков неорганических и органических (уксусная) кислот, в качестве примера сложного катиона – катион аммония (на усмотрение учителя можно добавить сложный катион органической природы – катион метиламмония CH_3NH_3^+). В качестве примеров соединений с ионной связью учитель приводит формулы неорганических и органических солей различных типов (содержащие простые и сложные ионы, ионы неорганической и органической природы).



Одновременно отработывается составление формул солей по зарядам входящих в их состав ионов.

Рассматривать основные характеристики ионной связи (энергия, ненасыщенность, ненаправленность) на базовом уровне изучения предмета нецелесообразно. Достаточно сказать, что ионная связь является достаточно прочной, что и определяет некоторые физические свойства ионных веществ, в частности, высокие температуры плавления и кипения. В целом же физические свойства вещества определяются типом его кристаллической решетки в твердом агрегатном состоянии. И здесь учитель переходит ко второй части материала – рассмотрению первого (из четырех) типов кристаллических решеток, соответствующего веществам с ионным типом связи.

В ходе диалога с классом учитель актуализирует представления учащихся о кристаллических решетках.

- Что называют кристаллической решеткой вещества?
- Что такое узел кристаллической решетки?
- Какие частицы могут располагаться в узлах кристаллической решетки?
- Какие типы кристаллических решеток (в зависимости от природы частиц в ее узлах) вы знаете?

С учетом ответов на поставленные вопросы формируется представление об ионной кристаллической решетке.

Далее рассматриваются типичные свойства ионных соединений: твердое агрегатное состояние, нередко сочетающееся с высокими температурами плавления и тем более кипения, нелетучесть (и как следствие отсутствие запаха), хрупкость, способность большого количества веществ с ионным типом связи растворяться в полярных растворителях, важнейшим представителем которых является вода.

Еще одно важное свойство ионных соединений – электропроводность. В твердом состоянии ионы прочно связаны друг с другом в узлах кристаллической решетки, не могут двигаться и переносить заряд, т.е. проводить электрический ток. Однако, при расплавлении или в растворе ионы приобретают подвиж-

ность, и, будучи заряженными частицами, обеспечивают электропроводность жидкости.

§5 Ковалентная химическая связь

Цели урока. Повторить и развить представления о ковалентной химической связи и механизмах ее образования; закрепить понятие электроотрицательности; рассмотреть полярные и неполярные ковалентные связи; актуализировать знания о молекулярных и атомных кристаллических решетках; познакомиться со свойствами веществ с данными видами кристаллических решеток.

Начать урок можно с рассмотрения проблемной ситуации, повторив одновременно материал предыдущего урока. Сначала в ходе беседы с классом повторяются основные положения ионной связи.

- Какие частицы вещества участвуют в образовании ковалентной связи? (Ионы).
- Каким образом возникают простые ионы? (Путем отдачи или присоединения атомами электронов).
- Атомы каких химических элементов наиболее склонны к образованию катионов? (Активных металлов – щелочных, щелочноземельных).
- Атомы каких химических элементов наиболее склонны к образованию анионов? (активных неметаллов – галогенов, кислорода, серы).

Однако существуют многочисленные вещества, в том числе бинарные, состоящие только из атомов неметаллов: водород, вода, углекислый газ, аммиак, метан и др. Если существование в их составе анионов еще можно себе представить, то как быть с катионами, ведь металлов в перечисленных веществах нет? Возможно, в молекулах этих веществ существует не ионный, а какой-то другой тип химической связи?

Положительный ответ на последний вопрос предваряет объяснение учителем природы ковалентной связи.

Поскольку в 11 классе было введено понятие электронной орбитали, его необходимо использовать при объяснении механизма образования ковалентной связи. Учитель рассматривает простейший пример образования такой связи на примере молекулы водорода. При ее образовании электронные $1s$ -орбитали перекрываются, в области перекрывания между ядрами появляется некоторая дополнительная электронная плотность - отрицательный заряд, стягивающий положительные ядра взаимодействующих атомов. Сближение ядер будет происходить до тех пор, пока силы межъядерного отталкивания не будут уравновешены силами притяжения ядер к общей электронной плотности. Расстояние между ядрами взаимодействующих атомов принимается за длину связи.

Так образуются все двухатомные молекулы простых веществ, в том числе те, которые рассмотрены в тексте параграфа: $\text{Cl}-\text{Cl}$, $\text{N}\equiv\text{N}$ и др.

Углубляться в классификацию ковалентных связей по способу перекрывания орбиталей (σ - и π -связи) не стоит.

Аналогично образуется ковалентная связь не только между атомами одного химического элемента, но и различными. Соответствующие примеры также приведены в учебнике.

При рассмотрении ковалентной связи между атомами различных элементов повторяются и закрепляются понятия электроотрицательности, полярной и неполярной ковалентных связей, введенные в 8 классе. Необходимо также обратить внимание учащихся то, что следствием полярности ковалентных связей в сочетании с их взаимным расположением в пространстве может быть полярность молекулы в целом – диполи. Что означает оговорка «взаимное расположение в пространстве»? Молекула воды содержит две полярных ковалентных связи O–H, расположенных под углом 105° . Если условно рассматривать полярную связь как вектор, направленный от положительно полюса разделения зарядов к отрицательному, то сумма этих двух векторов не нулевая, молекула в целом полярна. Иная картина в молекуле углекислого газа, в котором четыре ковалентных полярных связи C–O попарно расположены под углом 180° , вектора разнонаправлены, и их сумма равна нулю. Молекула оксида углерода (IV), содержащая ковалентные полярные связи, в целом неполярна. Необходимые для объяснения рисунки имеются в учебнике.

На уроке учитель может продемонстрировать эксперимент, иллюстрирующий полярность молекул воды. Воздушный шарик натирается кусочком меха или о волосы, затем подносится к тонкой струйке воды, вытекающей из крана. Струя изменяет направление течения и притягивается к шарик. В результате электризации поверхность шарика приобретает электрический заряд, который воздействует на полярные молекулы воды, происходит электростатическое притяжение.

Как альтернативу обменного механизма образования ковалентной связи, когда для образования общей электронной пары каждый атом предоставляет по одному электрону, учитель рассматривает донорно-акцепторный механизм. Здесь не стоит оригинальничать, в качестве модели рекомендуем использовать схему образования катиона аммония из молекулы аммиака и катиона водорода. Соответствующий материал также приведен в учебнике.

В заключение этой части урока учитель подчеркивает, что ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной. Этот факт еще раз подчеркивает относительность деления химической связи на типы. Если рассмотреть соединения галогенов, расположенных в порядке уменьшения электроотрицательности, с другими элементами, то полярность связи будет возрастать с увеличением разности электроотрицательностей элементов. Вместо термина «полярность связи» иногда пользуются синонимическим ему понятием «ионность связи», которое характеризует степень приближения данной связи к чисто ионной. Условно можно считать ионной связь между атомами химических элементов с сильно различающимися электроотрицательностями - разность ЭО ≥ 2 .

Вторая часть объяснения нового материала посвящена веществам с атомными и молекулярными кристаллическими решетками.

Возможно, учащиеся из курса основной школы вынесли убеждение в том, что вещества с атомной кристаллической решеткой являются очень твердыми, тугоплавкими, прочными и нелетучими. Это убеждение сформировалось у них потому, что атомные кристаллические решетки в курсе основной школы рассматривались на примере алмаза и оксида кремния. Учителю необходимо показать, что это утверждение справедливо лишь отчасти, в частности, для одной из аллотропных модификаций углерода - алмаза. Для графита же это утверждение справедливо только в отношении тугоплавкости и жаропрочности. Графит возгоняется, не плавясь, лишь при температуре 3880 °С. При нагревании графит мало расширяется, хорошо проводит теплоту и электрический ток и потому широко используется в качестве электродов в электрических печах и в производстве алюминия, а также для футеровки сталеплавильных печей и для изготовления высокотемпературных тиглей. Вместе с тем он мягок, в чем легко убедиться, проводя карандашом по листу бумаги. Если при объяснении использован термин «аллотропия», неплохо было бы вспомнить его значение назвать причины существования аллотропных модификаций веществ (различное число атомов в молекуле, различное строение кристаллических решеток).

У веществ с молекулярным типом кристаллической решетки в узлах расположены молекулы, которые между собой связаны относительно слабыми силами межмолекулярного взаимодействия (вандерваальсовы силы). Такие вещества легкоплавки, летучи, зачастую обладают запахом, способны к возгонке (сублимации). Многие из веществ с молекулярными кристаллическими решетками в обычных условиях имеют жидкое или газообразное состояние.

Если позволит время (и ранее эксперимент не показывался), учитель демонстрирует эффектный опыт возгонки бензойной кислоты – вещества с молекулярным типом кристаллической решетки (см. методические рекомендации к курсу химии 8 класса).

§6Металлическая химическая связь

Цели урока. Обобщить и расширить сведения учащихся об особенностях строения атомов металлов и их кристаллов, металлической химической связи и металлических кристаллических решетках; повторить общие физические свойства металлов; углубить знания о сплавах, их классификации и отдельных представителях.

В начале урока учитель продолжает развивать проблемную ситуацию, сформулированную на предыдущем уроке. Химическая связь между атомами активного металла и ярко выраженного неметалла – ионная. Есть частица, готовая отдать валентный электрон, и есть ее партнер по связи, способный этот электрон принять. Химическая связь между атомами неметаллов осуществляется за счет обобществления электронов, это ковалентный тип связи. А какой тип связи между частицами в металлах? По всей вероятности, ни ионная, ни ковалентная связь для металлов не подходит.

Прежде чем ответить на этот вопрос, учитель предлагает учащимся рассмотреть особенности строения атомов металлов:

- 1 - 3 электрона на внешнем уровне (у атомов Sn, Pb - 4 электрона, у атомов Si и Bi - 5, а у Po - 6);

- сравнительно большой радиус атома.

У атомов металлов просматривается тенденция к отдаче валентных электронов. Только кто же их готов принять?

Ответ на этот вопрос дает сам учитель, объясняя принцип образования металлической связи между атомами.

При образовании металлической связи атомы металлов сближаются, валентные орбитали соседних атомов перекрываются, в силу чего электроны относительно свободно перемещаются с орбитали одного атома на свободную орбиталь соседних атомов. В результате этого в кристаллической решетке металлов возникают обобществленные свободные электроны, которые непрерывно перемещаются между положительно заряженными ионами узлов такой решетки, электростатически связывая их в единое целое.

Подобное представление о металлической связи несколько хромает с точки зрения научности, зато выигрывает в доступности для понимания. Наглядным такую модель делает и виртуальный опыт со стеклышками, «склеиваемыми» капелькой воды (описан в параграфе). Для классов базового уровня изучения химии допустимо остановиться на таком упрощенном понимании металлической связи.

При объяснении природы металлической химической связи уже практически дано строение и металлической кристаллической решетки. Следует только сказать учащимся, что данный тип решеток характерен для металлов и металлических сплавов.

Затем учитель переходит к характеристике физических свойств металлов. Провести эту часть урока рекомендуется в форме беседы с классом, поскольку материал известен учащимся не только из курса химии, но и из жизненного опыта.

Электропроводность и теплопроводность. Обычно под металлами понимают вещества, которые обладают малым электросопротивлением, а потому хорошо проводят электрический ток. Это самое характерное свойство металлов, которое отличает их от диэлектриков и полупроводников. Но можно ли провести четкую границу между этими группами веществ, исходя только из величины их электропроводности? У металлов электропроводность остается отличной от нуля даже при очень низких температурах (в пределах и вблизи абсолютного нуля). Наоборот, полупроводники перестают проводить электрический ток уже при нулевой температуре. Такое отличительное свойство металлов связано с особым характером движения их электронов – оно похоже на движение свободных частиц. Каждый атом отдает свои валентные электроны (учитель поясняет, что валентными называются электроны, способные образовывать химические связи) в общее пользование. Хотя эти электроны двигаются сквозь кристаллическую решетку, состоящую из плотно упакованных ионов, они ведут себя почти как свободные частицы.

Если к металлу приложить разность потенциалов, электроны могут двигаться к положительному полюсу источника тока, перенося при этом заряд, т.е. создавая электрический ток. Наибольшей электропроводностью обладают серебро, медь, золото, алюминий (именно в этом порядке). Учитель предлагает учащимся назвать области применения электропроводности этих металлов в народном хозяйстве.

Теплопроводность также объясняется наличием в структуре металла обобществленных валентных электронов. Достаточно самого небольшого возбуждения, например, теплового или электрического, чтобы электроны внутри металла переместились с занятых орбиталей на свободные и начали направленное согласованное движение, быстро перенося электрический ток или теплоту. Однако наличие примесей изменяет электропроводные свойства металлов. Тем не менее, в технике используются сплавы железа, алюминия и серебра, содержащие небольшое количество примесей, и только медь почти не содержит примесей.

Пластичность, ковкость, тягучесть. Под действием деформирующей силы металлы способны менять форму, при этом не разрушаясь. Способность необратимо деформироваться под действием механических нагрузок называется пластичностью, способность менять форму при сжатии – ковкостью, способность вытягиваться в проволоку – тягучестью. Металлы обладают этими свойствами потому, что только плотно уложенные слои способны скользить относительно друг друга, не разрушая объединяющих их связей.

Моделью к сказанному может служить лабораторный опыт, который проводят учащиеся. Если два куска стекла (лучше - два небольших плоских зеркальца для соблюдения правил техники безопасности) смочить водой, то они легко скользят относительно друг друга. А для того, чтобы разъединить такие стекла, потребуется приложить весьма значительные усилия.

Самым ковким и пластичным металлом является золото – его можно прокатывать в тонкие листочки толщиной всего 0,003 мм!

Металлический блеск обусловлен все теми же сравнительно свободными валентными электронами. Свет поглощается поверхностью металла, и электроны начинают колебаться в такт падающему световому излучению, испуская при этом уже свои, вторичные волны излучения, идущие в обратном направлении. Все это происходит так быстро, что мы воспринимаем вторичные излучения электронов за отраженный свет, хотя на самом деле освещенный металл или металлическое изделие «освещает» наши глаза переизлученным светом своих возбужденных электронов.

Этим свойством в наибольшей степени обладают ртуть, палладий, серебро, медь. Недаром эти металлы использовали для изготовления зеркал. Однако в мелкоизмельченном состоянии все металлы теряют свой блеск и превращаются в тусклые, невзрачные порошки. Исключение составляют алюминий (растертый в пыль порошок алюминия известен обывателю под названием краски «серебрянки») и магний.

Твердость. Металлы значительно различаются по твердости. Самые мягкие металлы – натрий, калий и индий – легко режутся ножом, а самый твердый хром – режет стекло.

Другие свойства металлов. По температуре плавления металлы делятся на *легкоплавкие* и *тугоплавкие*. Единственный металл, существующий при обычных условиях в жидком агрегатном состоянии – это ртуть ($t_{\text{пл.}} - 39^{\circ}\text{C}$). У остальных легкоплавких металлов температура плавления колеблется от $28,5^{\circ}\text{C}$ у цезия и $97,8^{\circ}\text{C}$ у натрия до $231,85^{\circ}\text{C}$ у олова и $327,4^{\circ}\text{C}$ у свинца. Железо относится уже к тугоплавким металлам ($t_{\text{пл.}} 1536^{\circ}\text{C}$). Наиболее тугоплавкий металл – вольфрам ($t_{\text{пл.}} 3420^{\circ}\text{C}$).

По плотности металлы делятся на *легкие* (с плотностью до 5 г/см^3) – литий, натрий, калий, магний, алюминий, и *тяжелые* (с плотностью более 5 г/см^3) – цинк, медь, железо, олово, свинец, серебро, золото. Самый легкий металл – литий – имеет плотность $0,534 \text{ г/см}^3$, а самый тяжелый – осмий – $22,5 \text{ г/см}^3$.

Металлы делятся на *черные* – железо, марганец, хром и *цветные* – все остальные. В свою очередь, цветные металлы по разным признакам делятся на группы: *тяжелые*, *легкие*, *редкие* (например, литий, рубидий, цезий, бериллий, молибден, вольфрам, цирконий, гафний, ванадий, ниобий, тантал), *редкоземельные* (скандий, иттрий, лантан и лантаноиды), *рассеянные* (галлий, индий, таллий, германий, рений), *благородные* (золото, серебро, платина, палладий, родий, иридий, рутений и осмий) и *радиоактивные* (радий, торий, уран, актиний и актиноиды).

Одним из самых дорогих металлов является калифорний, элемент №98 периодической системы. В 1984 г ученые изготовили всего лишь 1 г калифорния, и стоил этот грамм более миллиарда долларов. Для сравнения скажем, что 1 г радия оценивается «всего» в 1 миллион долларов. Тысячекратная разница в цене обусловлена различными методами получения металлов: радий выделяется из природных руд путем многочисленных химических реакций (уместно будет напомнить слова В.В. Маяковского о сопоставимости труда поэта и труда химика, эквивалентных получению 1 г радия), а калифорний получается при бомбардировке ядер кюрия (элемента № 96) или плутония (№94) α -частицами или нейтронными потоками от мощных ядерных реакторов. Для получения 1 г калифорния нужно подвергнуть интенсивной бомбардировке нейтронами 10 кг плутония.

Заключительную часть объяснения нового материала учитель посвящает сплавам.

Чистые металлы достаточно редко используются в технике, поскольку каждый из них наряду с неоспоримыми достоинствами обладает досадными недостатками. Алюминий электропроводен и легок, но слишком мягок. Золото красиво и химически устойчиво, но дорого для технического применения. Магний очень легок и относительно прочен, но химически слишком активен. Поэтому более широко применяют сплавы, т.е. отвержденные растворы, в которых каждый компонент придает конечному материалу свои положительные каче-

ства. Сплавы получают плавлением металлов, иногда с добавлением неметаллов или сложных веществ, с последующей кристаллизацией полученного расплава.

Сплавы, как и металлы, делятся на две большие группы: *черные* и *цветные*. Учитель называет в качестве первых чугуны и стали.

Чугун – сплав на основе железа, содержащий более 2% углерода, а также марганец, кремний, фосфор и др. Чугун значительно тверже железа. Применяется для изготовления массивных деталей различных машин, решеток, художественных изделий (литейный чугун) и служит сырьем для получения сталей (перелитейный чугун).

Учитель кратко характеризует основные черные и цветные сплавы, упомянутые в учебнике. В заключение можно привести интересную информацию.

Иногда металлический сплав приобретает свойства, отсутствующие у каждого отдельного металла в сплаве. Например, знаменитый сплав Вуда, изобретенный в 1860 г. американским медиком Барнабасом Вудом. Он состоит из четырех компонентов: олова, свинца, висмута и кадмия. Самый легкоплавкий из этой четверки – свинец, его температура плавления 232°C, самый тугоплавкий – кадмий, 594°C. Попросите ребят угадать, при какой температуре плавится сплав Вуда. Логика подсказывает, что плавление должно произойти где-то в интервале от 232°C до 594°C. Но помимо логики в химии «господствуют» необычные законы и явления. Сплав Вуда плавится при температуре чуть более 60°C, т.е. в горячей воде! Жаль, что ребята не выбрали для себя химический профиль дальнейшего образования. В профильном вузе они бы узнали причину столь необычного явления.

§7 Водородная химическая связь

Цели урока. Обобщить представление о водородной связи; дать понятие о ее разновидностях – межмолекулярной и внутримолекулярной и их значении в технике и природе; на основе философской категории относительности истины раскрыть единую природу химической связи.

В начале урока учитель актуализирует знания учащихся о межмолекулярных водородных связях в спиртах и карбоновых кислотах, полученные в 10-м классе.

С помощью учащихся учитель дает определение межмолекулярной водородной связи, как взаимодействию между атомами водорода одной молекулы и атомами фтора, кислорода и азота (реже – хлора и серы) другой молекулы.

Обратите внимание на то, что обязательным партнером в образовании этой связи служит атом водорода, отсюда и название связи. Причину этого, обусловленную особенностями строения атома водорода (наличие на внешнем и единственном уровне, на единственной орбитали одного единственного электрона, который при образовании сильно полярной ковалентной связи практически освобождает s-орбиталь атома водорода), можно не раскрывать. Также обратите внимание учащихся на особенности строения атомов-партнеров водорода по связи, - фтора, кислорода и азота (высокая электроотрицательность и наличие

неподеленных электронных пар). Это позволит рассмотреть двойной механизм образования водородной связи: электростатический и донорно-акцепторный.

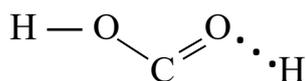
Водородную связь обозначают тремя точками между атомом водорода и атомом-партнером, а не валентным штрихом. Этим помимо прочего подчеркивается тот факт, что водородная связь намного слабее ковалентной связи (примерно в 15-20 раз). Тем не менее, она ответственна за ассоциацию молекул, которая, в соответствии с материалом параграфа, рассматривается на примере воды, спиртов и карбоновых кислот.

Образование водородной связи облегчает переход некоторых газов в жидкое состояние при относительно небольшом увеличении давления. Помимо аммиака, упомянутого в учебнике, можно привести в пример фтороводород, образующий межмолекулярные водородные связи:

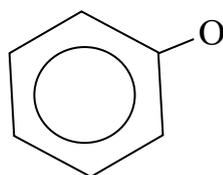


Еще одно следствие образования межмолекулярных водородных связей – увеличение взаимной растворимости веществ. Еще алхимики сформулировали правило растворения «подобное растворяется в подобном». В частности, это правило распространяется на вещества, склонные к образованию межмолекулярных водородных связей между молекулами растворителя и молекулами растворенного вещества. Так, неограниченно растворяются друг в друге этиловый спирт и вода. Соответствующая схематическая запись и молекулярное моделирование представлены в учебнике. Аналогично воде, ассоциация (объединение) молекул в результате образования водородных связей является причиной того, что спирты кипят при гораздо более высокой температуре по сравнению с соответствующими углеводородами.

Рассмотрение межмолекулярной водородной связи между молекулами различных веществ (спирт-вода) является своеобразным мостиком к следующей части урока – формированию представлений о внутримолекулярной водородной связи. Учитель дает определение этой разновидности водородной связи как взаимодействию двух различных фрагментов одной большой молекулы. Один фрагмент содержит атом водорода, связанный с электроотрицательным атомом (например, гидроксильная группа –ОН), другой фрагмент обладает атомом с высокой электроотрицательностью – атомом кислорода, галогена, азота (например, карбоксильная группа –СООН). В качестве иллюстрации сказанного на экран проецируется структурная формула салициловой (о-гидроксibenзойной) кислоты, где указана водородная связь.



||



Внутримолекулярная водородная связь серьезно влияет на свойства вещества, как физические, так и химические. Учитель может пояснить, с чего это вдруг он привел в качестве примера салициловую кислоту. Издавна было замечено, что отвар ивовой коры снижает температуру, устраняет озноб. Оказалось, что действующим веществом отвара является именно салициловая кислота. Препараты, содержащие салициловую кислоту, используются для лечения кожных заболеваний, юношеских угрей, снижают жирность кожи. Однако «лекарственным средством всех времен и народов» можно назвать производное этого вещества – ацетилсалициловую кислоту. Фармакологическое название этого препарата известно каждому – аспирин. Первая партия этого жаропонижающего, обезболивающего и противовоспалительного средства появилась в аптеках в 1899 г., и за более чем 120 лет своего существования аспирин стал чемпионом среди лекарств по объемам производства в мире. В 1950 г. он был занесен в Книгу рекордов Гиннеса. Ежегодно в мире потребляется 80 миллиардов таблеток аспирина – больше, чем любого другого лекарственного средства.

Возвращаясь к теме урока, учитель говорит, что наибольшее значение внутримолекулярная водородная связь имеет в организации нативной, т.е. природной, структуры биополимеров: вторичной структуры белков и принципа комплементарности или дополненности, в соответствии с которым организована двойная спираль молекулы ДНК. В этом важнейшем биополимере записана вся наследственная информация живых организмов. Нуклеотиды располагаются в двух полимерных цепях в строгом порядке, который определяется водородными связями: против аденинового нуклеотида (А) всегда расположен тиминный (Т), а против гуанинового (Г) — всегда цитозинный (Ц), т. е. происходит образование пар «больших» пуриновых оснований с «малыми» пиримидиновыми, так как пространственно это выгодно.

Учитель подчеркивает, что внутримолекулярная водородная связь является не только фактором организации нативной структуры биополимеров, но и фактором, играющим важнейшую роль в реакциях матричного синтеза: репликации (самоудвоения) молекул ДНК, транскрипции (переписывания информации с ДНК на и-РНК), трансляции (передачи этой информации с и-РНК на синтезируемый в рибосомах белок). Следовательно, заключает учитель, внутримолекулярная связь имеет огромное значение в процессах наследственности и изменчивости живых организмов.

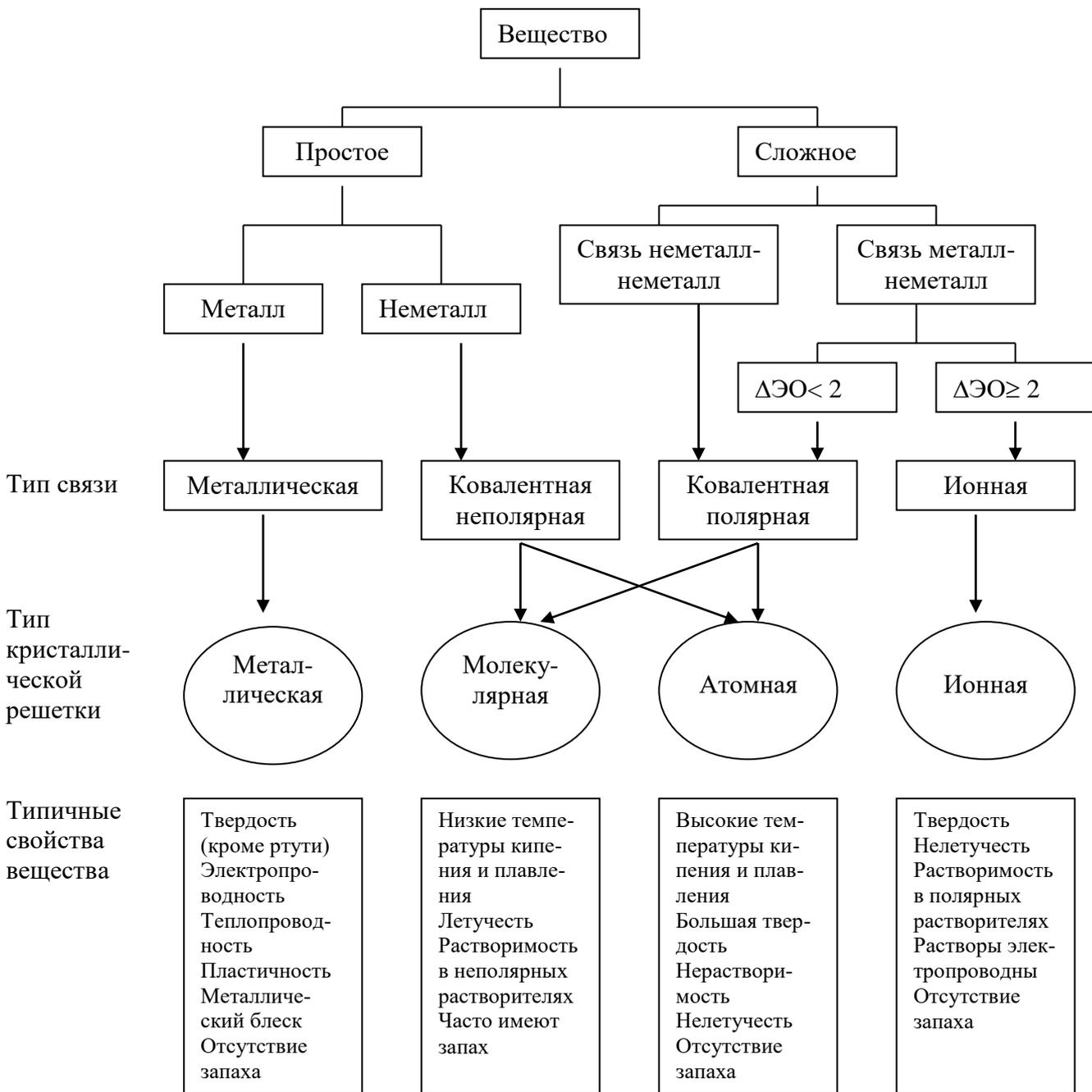
В завершении урока рекомендуется провести обобщение материала о типах химических связей и типах кристаллических решеток. В качестве опорного конспекта предлагается схема 1, позволяющая определять тип связи и тип кристаллической решетки для простых веществ и бинарных соединений.

Прогностический элемент обучения, реализуемый в данном курсе, применительно к данной теме заключается в том, что по формуле простого вещества или бинарного соединения учащиеся базового уровня изучения химии должны уметь определять тип химической связи, высказывать предположения о типе кристаллической решетки, физических и физико-химических свойствах вещества, а также решать обратную задачу. Освоив общий принцип анализа, учащиеся могут прогнозировать свойства абсолютно незнакомых им веществ. Есте-

ственно, часть предположений могут оказаться неверными, и это не страшно: любое несоответствие теории и эксперимента – мощный стимул к более глубокому познанию мира. Логические цепочки рассуждений могут быть примерно следующими.

Схема 1.

Типы связи и типы кристаллических решеток простых веществ и бинарных соединений



CsBr – бромид цезия. В этом веществе химическая связь образуется между типичным металлом – цезием – и галогеном бромом. Не зная значений электроотрицательности элементов, можно предположить, что связь в веществе ионная. В этом случае тип кристаллической решетки

также ионный. Вероятно, это твердое вещество, без запаха, нелетучее. Если оно растворимо в воде, то его водный раствор будет проводить электрический ток.

CS_2 – сульфид углерода (сероуглерод). Химическая связь между двумя неметаллами с различной электроотрицательностью ковалентная полярная. Если это вещество имеет молекулярную кристаллическую решетку, то оно либо газообразное, либо жидкое – то есть имеет достаточно низкие температуры кипения и плавления. Вполне вероятно, что вещество обладает запахом, достаточно летуче. Велика вероятность того, что сульфид углерода растворяется в неполярных растворителях, например, бензоле, бензине. Если эти растворы образуются, то они точно не проводят электрический ток.

Некое вещество является очень твердым, хрупким, плавится при температуре выше $2000^\circ C$, его без химического взаимодействия не удастся растворить ни в одном растворителе. Запаха не имеет. Какие предположения можно сделать относительно типа кристаллической решетки и типа связи в этом веществе? Набор физических свойств указывает на то, что это вещество с атомной кристаллической решеткой. Если химический анализ покажет, что вещество образовано атомами двух химических элементов, то эти элементы – неметаллы, связь между атомами ковалентная полярная.

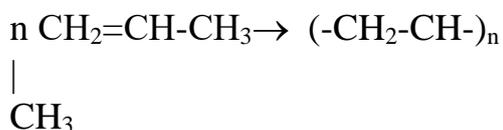
§8 Полимеры

Цели урока. Раскрыть универсальность понятия «полимер», его применимость и для неорганической химии. Повторить важнейшие понятия химии высокомолекулярных соединений, классификацию органических и неорганических полимеров, их строение, свойства, получение и применение групп полимеров и важнейших их представителей.

Учитель начинает урок с того, что просит учащихся вспомнить определение понятия «полимер».

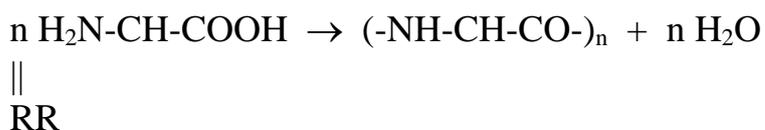
Полимер – это высокомолекулярное соединение (ВМС), состоящее из множества одинаковых повторяющихся структурных звеньев, связанных между собой химическими связями.

Учитель записывает на доске уравнение реакции полимеризации, например, пропена, и на данном примере совместно с учащимися повторяет основные термины и понятия химии высокомолекулярных соединений: «полимер»: «структурное звено», «мономер», «степень полимеризации», «средняя относительная молекулярная масса полимера», «макромолекула».



Альтернативным способом получения полимеров является реакция поли-

конденсации. Учитель записывает на доске уравнение реакции поликонденсации аминокислоты, формула которой записана в общем виде:



Учитель обращает внимание ребят на то, что главным отличием реакции поликонденсации от полимеризации является образование наряду с полимером второго продукта с небольшой молекулярной массой. Чаще всего это вода, галогеноводороды или аммиак. На данном примере учитель отмечает, что элементарные звенья в макромолекуле полимера могут быть как одинаковые, так и различные.

Поскольку предыдущий урок завершился упоминанием важнейших биополимеров – нуклеиновых кислот, белков, полисахаридов – учитель предлагает учащимся вспомнить основные структурные различия этих природных веществ, т.е. природу элементарных звеньев. В белках – это остатки аминокислот, в полисахаридах – остатки молекул моносахаридов (чаще всего глюкозы), в нуклеиновых кислотах «строительными кирпичиками» являются сложные органические вещества – нуклеотиды.

Учителю следует подчеркнуть, что главное отличие ВМС от низкомолекулярных соединений проявляется в их уникальных физических свойствах, которые и обуславливают широчайшее и с каждым годом все увеличивающееся применение полимеров.

Особенности физических свойств ВМС определяются, в основном, размером их молекул и силами межмолекулярного взаимодействия. Высокая молекулярная масса обуславливает нелетучесть полимеров, определяет температурные интервалы плавления.

Полимеры не имеют определенной температуры плавления, так как состоят из макромолекул разной длины. Более крупные молекулы, чтобы приобрести подвижность, требуют большей энергии, мелкие молекулы – соответственно меньшей энергии. Поэтому полимеры плавятся в некотором интервале температур. Например, полиэтилен низкого давления плавится в интервале 120-130°C.

Но не всякий полимер удастся расплавить. Полимеры с пространственной структурой при нагревании разлагаются, не переходя в вязкотекучее состояние. Такие полимеры относят к термореактивным (эбонит, фенолоформальдегидные смолы), в отличие от полимеров, являющихся термопластичными (полиэтилен, полипропилен, полихлорвинил). Последние могут многократно размягчаться, а при охлаждении – затвердевать, сохраняя приданную форму.

Преподаватель демонстрирует термопластичность полимеров, например, полиэтилена или полиэтилентерефталата. Пластинку или кусочек полимера зажимают в тигельных щипцах и держат над пламенем спиртовки до размягчения, не допуская возгорания. Придают образцу другую форму, дают полимеру охладиться. Он сохраняет заданную форму.

Из термопластичных полимеров посредством нагревания и давления формируют различные изделия.

Еще одна отличительная особенность полимеров – низкая плотность. Учитель предлагает учащимся сравнить плотность железа ($8,7 \text{ г/см}^3$), легкого алюминия ($2,7 \text{ г/см}^3$) и полиэтилена ($0,97 \text{ г/см}^3$). Во многих сферах использования полимеры востребованы именно благодаря низкой плотности.

Важное значение для полимеров имеет их отношение к растворителям. Полимеры с трехмерной структурой, как правило, не растворяются в воде и других растворителях, но могут набухать. Например, резина набухает в бензине. Полимеры молекулярного строения могут при определенных условиях растворяться в некоторых растворителях, образуя вязкие растворы. Например, каучук растворяется в бензине. Это свойство используют для изготовления резинового клея и клея «Момент».

Полимеры, которые растворяются или сильно набухают в воде, называются гидрофильными. В качестве примера учитель может продемонстрировать многочисленные изделия из гидрофильных полимеров, имеющиеся в продаже: увеличивающиеся в размерах (в несколько раз!) при выдерживании в воде детские фигурки; шарики аквагрунта, позволяющие постепенно отдавать влагу в почву или срезанным растениям; обойный клей (искусственный полимер, производное целлюлозы) и др.

Большинство полимеров – отличные электроизоляторы. В этом нетрудно убедиться на примере изоляции любых электрических проводов. В этом качестве полимеры также находят широкое применение.

Хорошие электроизоляционные свойства полимеров являются причиной одной не слишком приятной особенностью этих материалов: они способны накапливать электростатические заряды. Все мы сталкиваемся с этим обстоятельством в повседневной жизни, когда наблюдаем, как пластмассовые изделия гораздо сильнее притягивают пыль, чем деревянные или металлические. Одежда из синтетических и искусственных материалов легко электризуется. В этом плане особенно неприятен acetатный шелк. Юбки из него «взлетают» очень часто в самых неподходящих условиях. Накопление статических зарядов можно предотвратить, обработав одежду проводящим составом с помощью специальных аэрозолей. Однако статическое электричество, накапливаемое на поверхности полимеров, может принести и пользу. Например, на этом принципе работает копировальный аппарат ксерокс.

Полимеры являются основной составной частью важнейших современных материалов – эластомеров, пластмасс и волокон.

Мягкие и упругие полимеры, способные изменять обратимо свою форму и размеры, называют эластомерами. К эластомерам относятся каучуки и резины.

Полимеры, способные изменять свою форму и затем ее сохранять, называют пластическими массами (пластмассами или пластиками). Как правило, пластмасса содержит несколько компонентов, которые придают материалу определенные качества, а полимер – самый важный из них, – выполняет роль связующего.

В настоящее время все большее значение приобретают так называемые

полимерные композиционные материалы (ПКМ). Роль связующего в них также выполняют полимеры, а связывают они воедино самые разнообразные наполнители: порошки, нити, углеродные волокна, кристаллы, металлы, слоистые вещества. Сочетание разнородных веществ приводит к созданию нового материала, свойства которого существенно отличаются от свойств каждого из его составляющих. Варьируя состав связующего и наполнителей, можно получить материал с заданными физико-механическими свойствами. Полимерные композиционные материалы отличаются уникально высокой прочностью, легкостью, упругостью при сравнительно небольшой массе и стоимости. По праву ПКМ называют основной современной техникой.

Характеристика полимерных волокон начинается с их классификации: природные, искусственные, синтетические. Рекомендуется продемонстрировать учащимся волокна различной природы или ткани из данных волокон. Необходимый для усвоения учащимися объем материала по волокнам имеется в учебнике.

Резюмировать эту часть занятия преподаватель может завершить замечательными пророческими словами Джулио Натта, написанными им в 1957 г.

Химик, собирающийся построить гигантскую молекулу, находится в таком же положении, как и архитектор, проектирующий здание. В его распоряжении имеется ряд строительных блоков определенных форм и размеров, и он должен соединить их вместе в структуру, которая будет служить определенной цели. Химия полимеров в настоящее время становится все более привлекательной областью исследований; в последние несколько лет открыты новые пути соединения блоков вместе - открытия, которые сулят получение большого количества материалов, прежде никогда не существовавших на Земле.

Заключительная часть урока посвящается неорганическим полимерам. Эта информация важна для понимания единства органической и неорганической химии на уровне понятий. Учителю важно показать, что понятие «полимеры» универсально. В неорганической химии полимеры не менее многообразны и не менее значимы. Так, к неорганическим полимерам относятся все вещества, имеющие атомную кристаллическую решетку. Простые вещества полимерного строения - это все аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерен и углеродные нанотрубки), селен и теллур цепочечного строения, кремний кристаллический. Полимерное строение имеют оксиды алюминия (наждак, корунд, рубин, сапфир и т.д.) и кремния(IV) (кварц, кремнезем, горный хрусталь и др.), а также их природные композиции (минералы и горные породы). Последние образуют литосферу или земную кору.

Учителю будет актуально показать, что такая группа полимеров, как волокна, наличествует и в неорганической химии. Так, к минеральным волокнам относятся асбест, издавна известный на Руси под названием горный лен.

Для демонстрации диалектического единства между двумя химиями учитель показывает нечастый случай неорганических полимеров молекулярного строения - получение пластической серы.

Мелкими кусочками кристаллической серы заполняют пробирку на 1/3 ее объема и нагревают. При температуре 119°C сера плавится, а при дальнейшем нагревании темнеет и начинает загустевать. При температуре около 200°C расплав становится настолько вязким, что не выливается из пробирки при ее кратковременном опрокидывании отверстием вниз. Затем содержимое пробирки вновь разжижается и при температуре 445°C закипает. Кипящую серу тонкой струйкой выливают в стакан с холодной водой. Образовавшуюся пластическую серу вынимают стеклянной палочкой и демонстрируют ее эластичность.

В заключение урока рекомендуется коснуться экологических аспектов применения полимерных материалов. Учитель отмечает, что большинство синтетических полимеров химически инертны, устойчивы к воздействию окружающей среды. В связи с этим отходы полимерных материалов накапливаются в угрожающей прогрессии, прежде всего - это упаковочная тара (банки, коробки, пакеты, бутылки и т.п.). Полимерный мусор кроме суши попадает и в акватории портов и побережий, водоемов курортных зон и даже открытых морей, куда его уносят течения. Описаны случаи гибели тюленей вследствие удушения полиэтиленовыми пакетами, плавающими в воде, которые животные принимали, по видимому, за медуз - свой излюбленный корм.

Преподаватель побуждает учащихся к обсуждению сложившейся неблагоприятной ситуации. Что делать? Каковы возможные пути решения проблем, связанных с полимерным мусором?

Краткое резюме обсуждения может быть таким.

Химия – неотъемлемая составная часть процесса развития цивилизации. Без современной химической науки и химического производства человек не может полноценно существовать на Земле. И проблемы, возникающие в связи с новыми для природы материалами, тоже должен решать человек, используя свои знания, в частности, по химии. Полимерные материалы по химическому составу содержат в основном биогенные элементы, и потому есть надежда, что рано или поздно микроорганизмы-редуценты адаптируются к ним и станут их разрушать. Но и человек не должен оставаться в стороне от проблемы. В настоящее время ученые создают такие полимеры, которые разрушаются микробиологическим путем. На некоторых полимерных упаковках в ряде стран ставят клеймо «Поддается биохимическому разложению». При совместной полимеризации оксида углерода(II) CO с этиленом и хлорвинилом получают полимеры-«временки»: они характеризуются прочностью, эластичностью, термостойкостью и в то же время быстро рассыпаются в порошок под действием ультрафиолетового облучения. Однако такие полимеры значительно дороже обычного полиэтилена.

Для переработки полимеров необходимо сортировать бытовые отходы, в частности, отделять мусор полимерной природы. В США и странах ЕС введены специальные символы, помогающие сортировке полимерных упаковочных материалов. Некоторые шаги в этом направлении делаются и в нашей стране. В частности, в Москве и некоторых других городах России стали устанавливать специальные контейнеры для сортировки мусора.

Очевидно, одним из предложений по утилизации полимерного мусора может быть его сжигание. Но этого делать нельзя! Дело в том, что сами продукты

сгорания могут быть очень опасными загрязнителями окружающей среды. Они способны вызывать токсические или аллергические реакции; снижать иммунитет, нарушать обмен веществ и естественный ход природных процессов в экосистемах, вплоть до уровня биосферы в целом.

§9. Дисперсные системы

Цели урока. Дать понятие о дисперсных системах, привести их классификации. Показать роль дисперсных систем в природе и их значение для человека.

Учитель начинает объяснение нового материала с констатации того, что при изучении на последних уроках типов химических связей в качестве примеров рассматривались индивидуальные вещества, т.е. вещества, не содержащие посторонних примесей. Однако в природе и быту человек чаще встречается не с индивидуальными веществами, а с их смесями — гомогенными и гетерогенными.

Учащимся предлагается «расшифровать» термины «гомогенная» и «гетерогенная смесь». Для качественного различия можно использовать синонимические понятия – однородная и неоднородная смесь. Но для более глубокого понимания следует иметь в виду, что критерием различия является наличие поверхности раздела между частицами одного вещества, распределенного в массе другого. Если такой границы раздела не существует, смесь считается гомогенной.

Целесообразно несколько слов сказать о гомогенных смесях, которые часто называют растворами. Раствор представляет собой гомогенную систему, которая характеризуется наличием частиц растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. В растворах одно из веществ распределено в массе другого в виде молекул, атомов или ионов (размер частиц менее 1 нм; $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$). Возможно, для ребят будет удивительно услышать, что растворы бывают не только жидкими, но и твердыми. Например, при кристаллизации жидкого сплава серебра и золота можно получить твердые растворы разного состава.

А вот газообразные растворы и в технике, и в науке все-таки чаще называют газовыми смесями. Дело в том, что газообразных гетерогенных систем не бывает: любые газы смешиваются друг с другом в любых соотношениях.

Изучение гетерогенных (дисперсных) систем предлагаем провести по следующему плану.

1. Введение понятий «дисперсная система», «дисперсная фаза», «дисперсионная среда».

2. Классификация дисперсных систем:

- по размеру частиц дисперсной фазы – на грубодисперсные (размер частиц более 100 нм) и тонкодисперсные (размер частиц от 1 до 100 нм);
- по агрегатному состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы (таблица 1 учебника).
- классификация дисперсных систем с жидкой дисперсионной средой по типу агрегатного состояния дисперсной фазы (схема 3).

Классификация дисперсных систем



3. Характеристика грубодисперсных систем (суспензий и эмульсий).

Примерами наиболее известных природных эмульсий являются молоко и нефть. Молоко представляет собой мельчайшие частицы дисперсной фазы – молочного жира и белка (казеина), содержащиеся в дисперсионной среде, представляющей собой водный раствор многих органических веществ, в т.ч. молочного сахара (лактозы). Со временем молочная эмульсия расслаивается: жир всплывает на поверхность в виде сливок, а казеин выделяется при прокисании молока.

На этом этапе урока следует продемонстрировать учащимся и типичные суспензии: акварельные краски в воде, известковое молоко, меловую побелку. Особую группу составляют грубодисперсные системы, в которых концентрация дисперсной фазы относительно высока по сравнению с небольшой ее концентрацией в суспензиях. Такие дисперсные системы называют пастами. Приведите учащимся в качестве примера обыкновенную зубную пасту. Дисперсной фазой и одновременно чистящим компонентом в них являются частица карбоната кальция (мел) или оксида кремния(IV).

4. Характеристика тонкодисперсных (коллоидных) систем. Учитель подчеркивает, что коллоидные системы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами. Необходимо обратить внимание и на то, что такие биологические жидкости, как кровь, лимфа, спинномозговая жидкость представляют собой коллоидные системы, в которых активные вещества: белки, холестерин, гликоген и многие другие находятся в коллоидном состоянии. Почему же именно коллоидному состоянию природа отдает такое предпочтение?

Это связано в первую очередь с тем, что вещество в коллоидном состоянии имеет большую площадь поверхности раздела между дисперсной фазой и дисперсионной средой, а это способствует лучшему протеканию важнейших жизненных процессов - обмену веществ.

Характеризуя коллоидный раствор (золь), преподаватель показывает отличие его от истинного раствора - демонстрирует эффект Тиндаля. Для этого свет лазерной указки пропускают через стакан с истинным раствором (сахар в воде) и коллоидным раствором (белок куриного яйца в воде). В случае коллоидного раствора отчетливо виден проходящий через него светящийся луч. Также можно продемонстрировать модификацию этого эффекта для аэрозолей (дисперсионная среда - газ, дисперсная фаза - жидкость). Если на луч лазерной указки выпустить немного спрея из баллончика, то отчетливо наблюдается эффект Тиндаля.

Также рекомендуется продемонстрировать получение золя гидроксида железа(III) за счет реакции гидролиза хлорида железа(III). К 100-мл кипящей воды небольшими порциями приливают 5-10 мл 2%-го раствора FeCl_3 . Получается коллоидный опалесцирующий раствор красивого красно-коричневого цвета.

Если золи - это коллоидные системы с изолированными друг от друга частицами фазы, то гели - это коллоидные системы с соприкасающимися частицами. Эти частицы образуют пространственную трехмерную сетку, в ячейках которой находится дисперсионная среда. Гели - студенистые тела, механические свойства которых в большей или меньшей степени подобны механическим свойствам твердых тел. За счет того, что жидкая фаза заключена в ячейки геля, система, подобно твердым телам, полностью лишена текучести. Типичные гели (пищевые, косметические, медицинские) хорошо известны учащимся из повседневной жизни.

Для гелей характерно явление синерезиса - самопроизвольного выделения жидкости. Синерезис сопровождается уплотнением пространственной сетки и уменьшением объема геля. Именно явление синерезиса определяет срок годности пищевых, косметических и медицинских гелей. Очевидно, учащиеся наблюдали явление синерезиса при длительном хранении зефира, торта «Птичье молоко» и др. Учитель, опираясь на межпредметные связи с биологией, может показать и положительное значение биологического синерезиса, хорошо известного учащимся под названием «свертывание крови», суть которого состоит в превращении растворимого белка фибриногена в нерастворимый фибрин:



Глава II. Химические реакции

§10. Классификация химических реакций

Цели урока. Сформировать обобщенное представление учащихся о типологии химических реакций в неорганической и органической химии; найти черты сходства и различия в классификации химических реакций в двух областях химии.

В начале урока в ходе фронтальной беседы с классом учитель актуализирует изученные ранее классификации химических реакций в неорганической и органической химии. Сначала обобщаются представления о признаках классификации:

- по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции;
- по тепловому эффекту;
- по необходимости использования катализатора;
- по изменению степеней окисления атомов химических элементов;
- по агрегатному состоянию реагентов.

Основное внимание на уроке уделяется первому признаку классификации – по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции.

Рассмотрение и обобщение данного вопроса начинается с нового для учащихся материала, который предваряется проблемным вопросом. Химическая реакция – это превращение одних веществ в другие. В этом упрощенном определении использовано множественное число. А возможно ли превращение одного исходного вещества в один-единственный продукт? Существуют ли такие химические реакции?

Возможно, кто-то из учащихся сможет самостоятельно ответить на этот вопрос положительно, поскольку подобные превращения в курсе химии изучались. В любом случае учитель рассматривает реакции, идущие без изменения состава вещества, как первый тип по выбранному критерию классификации.

К реакциям, протекающим без изменения состава вещества, в неорганической химии относятся, в частности, реакции аллотропных взаимопревращений, в органической – реакции изомеризации.

В качестве примера реакции аллотропного взаимопревращения в учебнике приведен обратимый переход кислорода в озон:



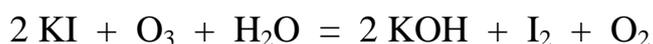
Возможна демонстрация опыта на уроке. Для этого потребуется электрофорная машина, которую можно позаимствовать в кабинете физики (рис. 2). Для опыта также понадобится иодкрахмальная индикаторная бумага. Если готового индикатора нет, его легко приготовить самостоятельно непосредственно перед экспериментом. Полоска фильтровальной бумаги смачивается последовательно 10% раствором иодида калия и крахмальным клейстером. Используется во

влажном состоянии. Учитель или ученик, вращая рукоятку электрофорной машины, добивается проскока электрического разряда между шарами электродов. В момент возникновения искры небольшое количество кислорода воздуха превращается в озон. Если поместить между шарами влажную иодкрахмальную бумагу, она после нескольких «пробоев» приобретает синий цвет.



Рис. 2. Электрофорная машина

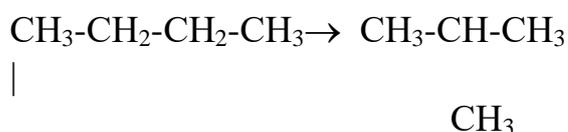
Химизм этого эффекта учащимся можно и не объяснять, но для учителя напомним. Озон является более сильным окислителем, чем кислород. Иодид калия при обычных условиях кислородом воздуха не окисляется, а озон приводит к окислению соли с образованием свободного иода:



Иод вызывает посинение крахмала.

Эффектен также демонстрационный эксперимент по превращению красного фосфора в белый. В пробирку помещают немного красного фосфора, опускают стеклянную палочку, отверстие пробирки закрывают кусочком ваты. Сильно нагревают содержимое пробирки, закрепленной в штативе под углом 45°. В пробирке наблюдается образование белого дыма (возможно кратковременное появление пламени), представляющего собой оксид фосфора(V). Он образуется за счет частичного окисления красного фосфора кислородом, находящимся в пробирке. Через некоторое время в верхней части пробирки и стеклянной палочке станет заметным появление желто-оранжевых капелек или налет – конденсированных паров белого фосфора (его окраска обусловлена примесью красного фосфора). Если вынуть палочку из пробирки, образовавшийся на ней белый фосфор сразу же самовозгорается. В темноте будет отчетливо видно свечение белого фосфора.

В органической химии к реакциям, протекающим без изменения состава вещества, относятся реакции изомеризации (перегруппировки). Учитель совместно с учащимися выясняет, какие вещества называют изомерами, что собой представляют реакции изомеризации. Помимо уравнения, приведенного в учебнике, можно записать на доске более простое уравнение реакции изомеризации н-бутана в изобутан:



Затем рассматривается типология реакций, протекающих с изменением состава веществ. Методически будет логично в плане развития мыслительных опе-

раций учащихся провести эту часть урока в форме сравнения типов химических реакций в неорганической и органической химии. По итогам рассмотрения заполняется табл. 2.

Таблица 2

Типы химических реакций в органической и неорганической химии

Неорганическая химия	Органическая химия
<i>Реакции соединения</i>	<i>Реакции присоединения</i>
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
<i>Реакции разложения</i>	<i>Реакции отщепления</i>
$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
<i>Реакции замещения</i>	<i>Реакции замещения</i>
$2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$	$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<i>Реакции обмена</i>	<i>Реакции обмена</i>
$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$

Учитель совместно с учащимися находит черты сходства и различия в представленной классификации химических реакций. Следует обратить внимание ребят на следующие особенности.

Черты сходства:

- по сути, классификация реакций по рассматриваемому признаку в неорганической и органической химии идентична;
- реакции замещения и обмена присутствуют как в неорганической, так и в органической химии.

Черты различия:

- названия реакций соединения и разложения в органической химии специфична (реакции присоединения и отщепления);
- в реакциях отщепления исходным может быть как единственное вещество, так и несколько;
- в органической химии в реакциях замещения одним из реагентов не обязательно является простое вещество.

Все указанные особенности в органической химии обусловлены несколько иным подходом в классификации реакций. Ее ведут по признаку структурных изменений в органическом веществе - субстрате, которое условно считают «главным». Если в молекуле субстрата «что-то добавилось» - это реакция присоединения, «убавилось» - отщепления, «поменялось одно на другое» - реакция замещения (или обмена).

Демонстрационный эксперимент по данному этапу урока уже проводился. Вероятно, он просто не влезет во временные рамки урока.

Классификация по другим признакам подчеркивает единство неорганической и органической химии, поскольку не зависит от природы реагирующих веществ. И в том, и в другом разделах химии протекают реакции с выделением и поглощением теплоты, с использованием катализатора и без него, с изменением и с сохранением степени окисления атомов, гетерогенные и гомогенные. По-

сколько этот материал уже хорошо известен учащимся, он воспроизводится и обобщается с их участием.

Вопрос об обратимости химических реакций можно затронуть, но более детальное его рассмотрение оставить до изучения соответствующего параграфа.

§11. Скорость химических реакций

Цели урока. Углубить представления о скорости химической реакции; рассмотреть количественные закономерности химической кинетики; повторить факторы, влияющие на скорость химической реакции в неорганической и органической химии.

К началу урока учитель готовит для демонстрационного эксперимента аппарат Кирюшкина (или аппарат Киппа) для получения водорода. Предварительно в сухую пробирку методом вытеснения воздуха набирается небольшое количество водорода так, чтобы в пробирке остался воздух. Пробирка закрывается пробкой.

Урок начинается с проблемного вопроса. Реагируют ли между собой два газообразных простых вещества – водород и кислород? Очевидно, учащиеся ответят на этот вопрос утвердительно.

Учитель демонстрирует пробирку, в которой одновременно находятся водород и кислород (в составе воздуха). Наблюдаются ли какие-нибудь признаки реакции? Нет. В действительности реакция при комнатной температуре все-таки протекает, но неуловимо медленно. Значительно быстрее реакция протекала бы при той же температуре, если бы мы имели возможность бросить в пробирку кусочек металлической платины в качестве катализатора. Реакцию можно ускорить и другим путем. Учитель включает аппарат для получения водорода, выжидает некоторое время (чтобы водород пошел чистым) и поджигает его. Газ горит спокойно бледно-голубым пламенем. Пламя – это признак протекания химической реакции. Как обнаружить продукт взаимодействия – воду? Учитель подносит к пламени небольшое стеклышко: оно запотевает, покрываясь мельчайшими капельками воды. Учащиеся констатируют, что реакция идет с высокой скоростью. Что если снова изменить условия реакции? Учитель зажигает спиртовку, открывает пробирку со смесью водорода с воздухом и быстро подносит ее к пламени. Раздается лающий звук, сигнализирующий в данном случае о протекании химической реакции. Мгновенно весь водород, содержащийся в пробирке, прореагировал с кислородом, скорость реакции настолько велика, что не поддается измерению. Вывод: реакции могут протекать с различными скоростями. На скорость реакции влияют условия ее проведения.

На усмотрение учителя вводится понятие химической кинетики – раздела химической науки, изучающего скорость протекания химических реакций и способы управления ею.

Следующим элементом нового материала является переход от качественной оценки скорости (быстро-медленно) к количественной. Вводится понятие средней скорости химической реакции, как отношения изменения концентрации

одного из участников процесса ко времени, за которое это изменение произошло.

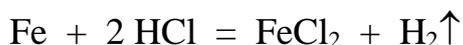
В этой связи важными являются два момента.

1. Поскольку в выражение средней скорости химической реакции входит молярная концентрация вещества, приходится вводить и это понятие. Молярная концентрация показывает число молей вещества в единице объема, причем неважно, объем газа имеется в виду или объем жидкости. Исходя из определения, размерность молярной концентрации должны определить сами ребята: моль/л.

2. Математическое выражение скорости реакции, приведенное в учебнике, можно записать как относительно изменения концентрации исходных веществ, так и продуктов реакции. С учетом стехиометрических коэффициентов (которые, кстати, для упрощения не показаны в формуле учебника) значение скорости от этого не зависит. А вот знак «плюс» или «минус» перед формулой обязателен и зависит от того, через концентрацию какого вещества выражается скорость реакции. Ребятам можно привести такую аналогию. Скорость лепки пельменей можно количественно выразить через массу готовой продукции в единицу времени. Через час работы масса пельменей увеличилась. Разделив Δm на Δt , получим скорость процесса (с знаком «+»). Ту же скорость можно выразить через изменение массы теста или мясной начинки (исходные «вещества»). Только Δm в этом случае будет иметь отрицательное значение (масса уменьшается). Разделив изменение массы на Δt , получим отрицательную скорость лепки пельменей. Чтобы этого избежать, перед дробью следует поставить знак «-».

Затем рассматриваются факторы, влияющие на скорость химической реакции. По возможности каждый из факторов иллюстрируется демонстрационным экспериментом.

Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ можно традиционно показать на примере взаимодействия различных металлов с кислотой. Интенсивность выделения пузырьков водорода при реакции, например, цинка с соляной кислотой значительно выше, чем при использовании железной пластинки или гвоздя. Учитель еще раз подчеркивает, что в результате второй реакции образуется хлорид двухвалентного (а не трехвалентного) железа:



Однако скорость реакции данной реакции можно увеличить. Учащиеся сами подсказывают способ – нужно нагреть реакцию смесь.

В отличие от первоначального знакомство с темой «Скорость химических реакций» в начале 9 класса, на новом витке концентра изучается закон (правило) Вант-Гоффа. Без решения задач на использование математического уравнения, связывающего скорость реакции с температурой, формула не воспринимается и уж тем более не запомнится. Одна из задач разобрана в учебнике. Рекомендуется решить в классе как минимум одну прямую (расчет изменения скорости при заданном изменении температуры) и одну обратную (расчет изменения температуры при заданном изменении скорости реакции) задачу.

Пример 1. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 30°C?

Дано:
 $\gamma = 3,$
 $t_2 - t_1 = 30^\circ\text{C}.$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = ?$$

Решение:

1. Пользуясь законом Вант-Гоффа, рассчитаем отношение скоростей реакции при различных температурах:

$$\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{30}{10}} = 3^3 = 27.$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 27 раза.

Пример 2. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз?

Дано:
 $\gamma = 2,$
 $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 8.$

$$t_2 - t_1 = ?$$

Решение:

1. Подставив известные значения в формулу Вант-Гоффа, получим:

$$\frac{v_{t_1}}{v_{t_2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad 8 = 2^3 = 2^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

2. Из полученного выражения следует, что:

$$\frac{t_2 - t_1}{10} = 3,$$

таким образом, $t_2 - t_1 = 3 \cdot 10 = 30$.

Ответ: на 30°C .

Кроме того, возможно решение задачи на нахождение температурного коэффициента реакции или время ее протекания. Последний тип задач достаточно сложен для базового уровня изучения химии, его рекомендуется рассмотреть только в классах физико-математического профиля.

Пример 3. При 30°C реакция протекает за 3 мин 45 с. За какое время будет протекать эта реакция при повышении температуры до 50°C , если температурный коэффициент равен 3?

Дано:
 $\gamma = 3,$
 $\tau_{30^\circ\text{C}} = 3 \text{ мин } 45 \text{ с},$
 $t_2 = 50^\circ\text{C}.$

$$\tau_{50^\circ\text{C}} = ?$$

Решение:

1. Учитывая, что скорость реакции обратно пропорциональна времени ее протекания, запишем уравнение Вант-Гоффа:

$$\frac{\tau_{30^\circ\text{C}}}{\tau_{50^\circ\text{C}}} = \frac{v_{50^\circ\text{C}}}{v_{30^\circ\text{C}}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

2. Преобразуем полученное уравнение для того, чтобы найти $\tau_{50^\circ\text{C}}$:

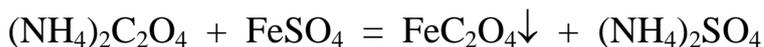
$$\tau_{50^\circ\text{C}} = \frac{\tau_{30^\circ\text{C}}}{\gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}}.$$

3. Используя величины, указанные в условии задачи, найдем $\tau_{50^\circ\text{C}}$:

$$\tau_{50^{\circ}C} = \frac{\tau_{30^{\circ}C}}{\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}} = \frac{225c}{3^{\frac{50-30}{10}}} = \frac{225c}{3^2} = 25c .$$

Ответ: 25 секунд.

Зависимость скорости реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ демонстрируют с помощью эффектного опыта по самовоспламенению пирофорного железа. Пирофорное железо готовят непосредственно перед уроком следующим образом. Смешивают растворы эквимольных количеств оксалата аммония и сульфата железа(II) (или соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$):



Выпавший осадок оксалата железа(II) отделяют фильтрованием, тщательно промывают на фильтре от соли аммония. Вещество переносят в пробирку, закрепленную горизонтально с небольшим наклоном горлышка вниз и интенсивно нагревают на сильном пламени. При разложении соли щавелевой кислоты выделяется углекислый газ и образуется порошок железа с очень большой площадью поверхности. Поскольку осадок оксалата железа представляет собой кристаллогидрат, при разложении образуются пары воды, которые конденсируются на холодных стенках пробирки. Поскольку горлышко пробирки наклонено вниз, капельки воды стекают, их необходимо полностью удалить фильтровальной бумагой, а затем прогреванием этой части пробирки. Сразу после выключения пламени пробирку закрывают пробкой и охлаждают. До демонстрации обеспечьте безопасность хранения вещества. Лучше всего пробирку с пирофорным железом положить в металлическую емкость с крышкой, чтобы в случае самовоспламенения рядом не оказалось горючих веществ. В классе учитель высыпает частички пирофорного железа на керамическую плитку или кусочек асбеста. Вещество вспыхивает красивыми искрами. Лучше проводить опыт при затемнении.

Учитель дает объяснение увиденному. Железо практически не реагирует с кислородом воздуха при комнатной температуре. Железной окалиной гвоздь покрывается только при нагревании до температуры красного каления. Однако если сильно измельчить металл, скорость реакции существенно возрастает. Мелкие железные опилки вспыхивают в пламени в виде красивых искр, которые многие ребята наблюдали при сварке, резке, заточке металла. Но процесс может идти самопроизвольно даже в отсутствие пламени! Порошок железа должен быть не просто мелким, а с очень большой площадью внутренних пор, подобно активированному углю. В этом случае теплота реакции не рассеивается в окружающую среду, а идет на нагревание железа. Увеличение температуры, в свою очередь, увеличивает скорость реакции.

Если площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ рассматривается как фактор увеличения скорости гетерогенной реакции, то аналогичным фактором для гомогенных процессов является увеличение концентрации реагирующих веществ. Здесь также приводится количественная закономерность (закон действующих масс), которая закрепляется путем решения несложных расчетных задач.

Пример 4. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ при повышении давления в системе в 3 раза?

Дано:

$$\frac{p_2}{p_1} = 3$$

$$\frac{v_2}{v_1} = ?$$

Решение:

1. Согласно закону Бойля-Мариотта, $pV = \text{const}$, поэтому увеличение давления в 3 раза равнозначно уменьшению объема в 3 раза:

$$V_2 = \frac{V_1}{3}.$$

2. Так как молярная концентрация вещества представляет собой отношение количества вещества к его объему $C = \frac{V}{V}$, уменьшение объема в 3 раза, равнозначно увеличению концентрации в 3 раза, то есть

$$C_2(\text{SO}_2) = 3C_1(\text{SO}_2), \quad C_2(\text{O}_2) = 3C_1(\text{O}_2)$$

3. Запишем уравнения закона действующих масс до и после повышения давления:

$$v_1 = kC_1^2(\text{SO}_2)C_1(\text{O}_2), \quad v_2 = k\left(3C_1(\text{SO}_2)\right)^2 3C_1(\text{O}_2) = 27 \cdot kC_1^2(\text{SO}_2)C_1(\text{O}_2)$$

4. Найдем отношение скоростей реакций:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27kC_1^2(\text{SO}_2)C_1(\text{O}_2)}{kC_1^2(\text{SO}_2)C_1(\text{O}_2)} = 27$$

Ответ: скорость увеличивается в 27 раз.

Для учащихся гуманитарного профиля рассмотрение заключительного фактора, влияющего на скорость химической реакции (наличие катализатора), учитель может начать с суфийской притчи о дележе наследства (см., например, <http://www.skazki-priskazki.ru>).

Умирал один старый араб. Перед смертью он позвал к себе трех своих сыновей и сказал: «Дети мои, я оставляю вам в наследство всех своих верблюдов. Разделите их так, чтобы старшему досталась половина стада, среднему – одна треть, а младшему – одна девятая часть». Произнес это старик и умер.

Братья пошли в загон делить верблюдов. Их оказалось семнадцать. Как ни старались братья разделить их в соответствии с завещанием отца, ничего не получалось. Ведь 17 не делится ни пополам, ни на шесть, ни на девять. Ругались братья, ссорились.

Тут на шум подошел к ним старец с неказистым белым верблюжонком. «Помоги нам, мудрый человек, разделить наше богатство,» - просят его братья. «Хорошо, - отвечает старец. – Я вам помогу. Возьмите еще и моего верблюда и делите наследство, как завещал отец».

Верблюдов стало 18, и братья легко поделили их между собой. Старший взял себе половину – 9 верблюдов, младший – одну треть, то есть шесть, а младшему досталась одна девятая часть – два верблюда.

Улыбнулся мудрец, взял своего оставшегося белого верблюжонка и пошел своим путем.

- Вот так и катализатор, – продолжает учитель. – Подобно белому верблюжонку, он делает возможным, казалось бы, абсолютно невозможный процесс, а по его окончании остается без изменения.

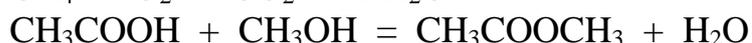
Из достаточно обширного перечня каталитических реакций, которые можно продемонстрировать в ходе этого урока, можно предложить провести известный опыт по горению сахара.

Кусочек сахара берут тигельными щипцами и вносят в пламя спиртовки. Сахар темнеет, плавится, но не горит. Его вынимают из пламени, дают остыть, наносят на поверхность немного хлорита лития (или другой соли этого металла) и слегка втирают. При повторном внесении кусочка сахара в пламя он загорается. Аналогичным образом действует сигаретный пепел, однако учитель сам должен решить, использовать ли этот необычный катализатор для демонстрации опыта.

§12. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и способы его смещения

Цели урока. Обобщить знания учащихся об обратимых химических реакциях в неорганической и органической химии; сформировать представление о состоянии химического равновесия и способах его смещения; научить прогнозировать направление смещения равновесия с использованием принципа Ле Шателье.

В начале урока учащиеся с помощью учителя вспоминают, какие процессы в химии называются обратимыми. В качестве одного из вариантов решения этой задачи предлагаем следующий. Учитель записывает на доске по две пары процессов: электролитической диссоциации и уравнения химических реакций с участием неорганических и органических веществ. Первый процесс в паре протекает необратимо, второй обратимо, например:



Методом «мозгового штурма» учащиеся пытаются сформулировать принципиальное отличие второго процесса в паре от первого. После того, как в явной форме прозвучал термин «обратимый» и констатация того, что обратимый процесс протекает в двух противоположных направлениях, знак равенства в трех уравнениях заменяется на стрелки обратимости.

Следующий этап урока – введение понятия «химическое равновесие». Учитель начинает объяснение нового материала с пояснения того факта, что в начальный момент времени скорость прямого процесса всегда больше скорости обратного за счет большей концентрации исходных веществ. С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, а обратной увеличивается. Учащиеся сами должны найти ответ на вопрос, почему это происходит. Принципиальным условием равновесного состояния является равенство скоростей прямого и обратного процессов.

Аналогий равновесному состоянию, при котором с равной скоростью протекают оба взаимно противоположных процесса, а состояние системы в целом не изменяется, в повседневной жизни найти несложно:

- в бассейн по одной трубе вода поступает, по второй трубе вытекает; в случае равновесия объем воды в бассейне не изменяется;
- рыба плавает в направлении, противоположном течению реки, с той же скоростью; положение рыбы относительно дна не изменяется;
- человек получает на банковскую карту зарплату точно в таком же размере, сколько денег тратит за тот же период; по итогам месяца объем средств на карте не изменился.

Все подобные аналогии облегчают понимание состояния равновесия, особенно для детей с правополушарным мышлением. Главное подчеркнуть, что в состоянии равновесия не прекращается ни прямой, ни обратный процесс, просто они протекают с равными скоростями.

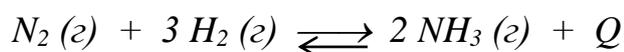
Третий этап урока – изучение принципа Ле Шателье и способов смещения химического равновесия.

Каждый учитель из своей практики знает, насколько непросто добиться понимания учащимися данной темы. Применить сам принцип Ле Шателье к решению конкретной задачи практически невозможно из-за его громоздкости и обтекаемости. Учитель вынужден формулировать частные правила для изменения температуры, давления и концентрации веществ.

В отечественной педагогической практике используется множество методических находок, позволяющих определить направление смещения химического равновесия при изменении внешних условий.

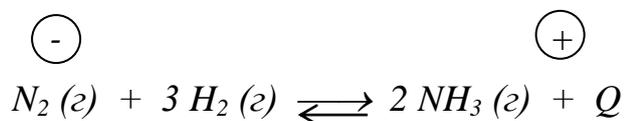
Для «левополушарных» учащихся учитель может предложить «механистический» способ решения задач на химическое равновесие. Практика показывает, что для части одиннадцатиклассников он оказывается наиболее приемлемым для поиска верного ответа на вопрос, хотя и страдает отсутствием химического понимания сути явления. Приводим описание этого способа.

Рассмотрим модельную обратимую экзотермическую реакцию синтеза аммиака:

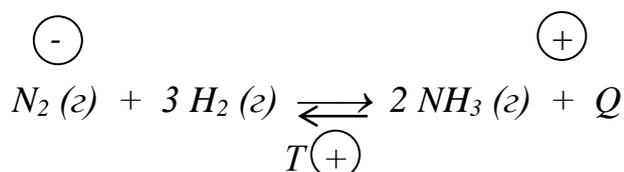


Необходимо определить, как влияет изменение температуры на положение химического равновесия. Для ответа на этот вопрос определим, какая из реакции (прямая или обратная) является экзотермической, а ка-

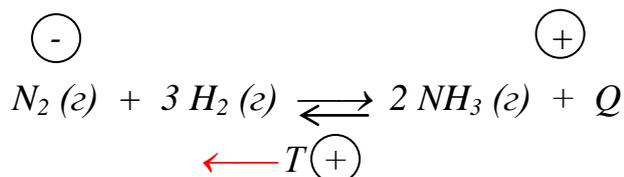
кая – эндотермической. Сделать это не сложно, поскольку в термохимических уравнениях указано выделение (+Q) или поглощение (-Q) теплоты. Продублируем знаки «+» и «-» над соответствующими частями химического уравнения:



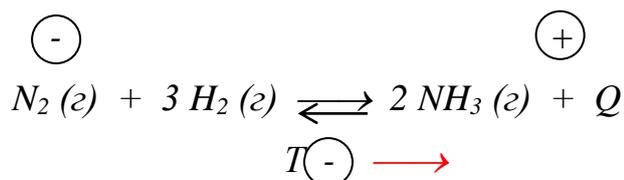
В каком направлении сместится равновесие при повышении температуры? С каким знаком – плюс или минус – ассоциируется повышение температуры? Конечно с плюсом. Запишем это под стрелками обратимости:



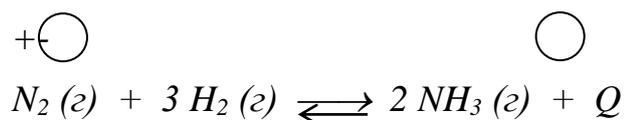
Остался один шаг – вспомнить физику. Одноименные заряды отталкиваются, разноименные – притягиваются. Следовательно, при повышении температуры равновесие смещается влево:



Как нужно изменить температуру, чтобы сместить равновесие вправо? Нужно понизить температуру:

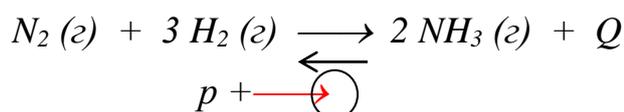


Аналогично можно решить вопрос о влиянии давления на направление смещения равновесия. Предварительно нужно расставить метки «плюс» и «минус» в левой и правой частях уравнения. Конечно, «плюс» ставим там, где суммарный объем газообразных веществ (по сумме стехиометрических коэффициентов) больше:

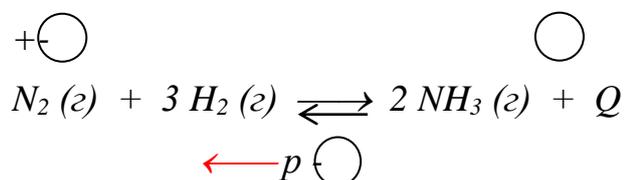


Куда сместится равновесие при увеличении давления? В сторону продукта реакции:

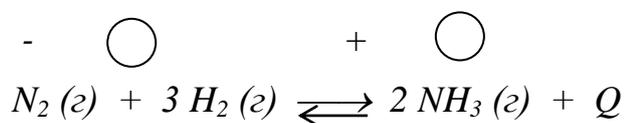




Что произойдет при уменьшении давления? Равновесие сместится влево:



Как нужно изменить концентрацию аммиака, чтобы сместить равновесие обратимого процесса вправо? Прежде, чем ответить на этот вопрос, поставим «метки»-помощницы. Естественно, «плюс» над формулой аммиака, а «минус» в той части уравнения, где аммиака нет:



По условию задания равновесие необходимо сместить вправо:

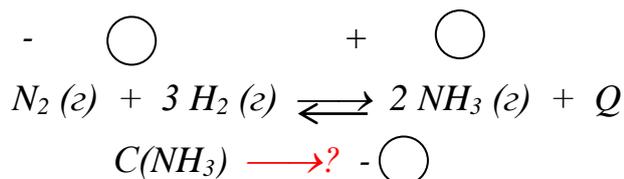


Схема показывает, что концентрацию аммиака нужно уменьшить.

В завершение объяснения нового материала не забудьте отметить, что использование катализатора не смещает положения равновесия, поскольку он изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции. Зачем же тогда в промышленности катализаторы используют и для проведения обратимых химических реакций, таких, как синтез аммиака или окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI)? При использовании катализатора значительно удастся сократить время установления равновесия, т.е. в конечном счете быстрее провести процесс.

В конце урока учитель анонсирует материал следующего занятия. Как в органической, так и в неорганической химии огромное значение имеет еще один процесс, который часто бывает обратимым. Он называется гидролизом. Именно о гидролизе и пойдет речь на следующем уроке.

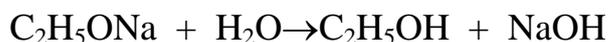
§13. Гидролиз

Цели урока. Обобщить представления о необратимом и обратимом гидролизе неорганических и органических веществ; научить определять кислотность среды раствора соли по ее составу; показать биологическую роль гидролиза в процессах ассимиляции и диссимиляции.

Первое знакомство с необратимым и обратимым гидролизом солей состоялось у учащихся в начале 9 класса. Вопрос гидролиза органических веществ вскользь упоминался в курсе органической химии. На данном уроке предстоит собрать воедино эти отрывочные сведения, чтобы сформировать по возможности целостное представление о гидролизе.

Один из вариантов начала урока – создание проблемной ситуации. Какой наиболее доступный справочный источник позволяет определить, растворяется ли вещество в воде? Это таблица растворимости, она размещена на форзаце учебника и вывешена на видном месте в кабинете химии. Без сомнения, разместить в ней все известные вещества невозможно, однако оценить растворимость важнейших кислот, оснований и солей вполне реально. Но что это за прочерки в таблице? Неужели ученые до сих пор не провели эксперимент по растворимости данных соединений в воде? Конечно, нет. Просто такой эксперимент невозможен. Большинство из солей, для которых в таблице растворимости стоит прочерк, разлагаются при соприкосновении с водой. Как называется такой процесс? Если ответ от класса не получен, учитель называет его сам – это необратимый гидролиз. Приводятся уравнения 2-3 реакций необратимого гидролиза неорганических солей (бескислородных и кислородсодержащих кислот).

Специфичен ли данный процесс для веществ неорганической природы? Нет, необратимому гидролизу подвергаются и некоторые органические вещества. Обращаем ваше внимание, что в учебнике приведено уравнение реакции гидролиза карбида кальция, как пример получения органического вещества (ацетилена) реакцией гидролиза. Однако карбид кальция считается неорганическим веществом. Поэтому в качестве примера можно привести реакцию необратимого гидролиза этилата натрия:



Затем учитель переходит к объяснению центральной части материала – обратимому гидролизу неорганических солей. Перед этим рекомендуется вспомнить, какие кислоты и основания относятся к сильным, а какие – к слабым (написать на двух противоположных крыльях доски формулы веществ в качестве подсказки). Также рекомендуется предварительно вспомнить типы реакции среды (кислотная, нейтральная, щелочная) и окраску индикаторов (лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, по желанию универсальный) в данных средах.

Некоторые учителя для облегчения запоминания цвета индикаторов используют таблицу, которую в случае необходимости учащиеся воспроизводят по мнемоническим правилам. По горизонтали отмечают кислотность среды (по алфавиту), по вертикали – индикаторы, тоже по алфавиту. Буквы в строках (первые буквы цвета индикатора) образуют некую бессмыслицу, которая, однако же, легко запоминается ребятам (табл. 3).

Таблица 3

Окраска индикаторов в различных средах

	Кисл.	Нейтр.	Щел.	
Лакмус	К	Ф	С	KFC (сеть предприятий быстрого питания) Рожь (маска)
Метилоранж	Р	О	Ж	

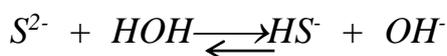
В классах базового уровня изучение обратимого гидролиза солей можно обыграть следующим образом.

Обратимый гидролиз солей описывается двумя не химическими, а общечеловеческими принципами: «Защити слабого» и «Побеждает сильнейший». Если ты помнишь эти истины, ты знаешь тему «Гидролиз». Как же «работают» эти утверждения применительно к обменным реакциям солей с водой?

Например, соль сульфид калия K_2S образована сильным основанием - гидроксидом калия KOH и слабой сероводородной кислотой H_2S . Эта соль растворима в воде, в растворе диссоциирует в соответствии с уравнением:



Почему сероводородную кислоту считают слабой? Потому что сульфид-ион S^{2-} так прочно удерживает катионы водорода, что степень диссоциации сероводорода в растворе очень мала. Сульфид-ион S^{2-} «очень не любит» оставаться без защиты своих катионов водорода. И вот он попадает в раствор за счет диссоциации сульфида калия. Он «нуждается в помощи», т.е. стремится присоединить недостающие катионы водорода. Но где их взять? Защити слабого, позволь ему оторвать катион водорода от молекулы воды из гидратной оболочки, которой в водном растворе окружен каждый ион:



Молекула воды после отрыва катиона водорода превращается в гидроксид-ион, уходящий в раствор (ведь он отталкивается от гидросульфид-иона HS^-).

Значит, принцип «Защити слабого» применительно к гидролизу означает, что гидролиз протекает по иону, соответствующему иону слабого электролита в составе соли.

Полученное уравнение есть ни что иное, как ионное уравнение гидролиза. Поскольку в растворе в результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы, среда раствора щелочная. Защищать ближнего – наша святая обязанность, но в жизни, как и в спорте, все равно побеждает сильнейший. Это означает, что реакцию среды в растворе гидролизующейся соли определяет ион сильного электролита, входящий в состав соли. Катион K^+ соответствует сильному основанию, щелочи, значит, и среда раствора сульфида калия щелочная.

Превратить ионное уравнение гидролиза в молекулярное не составляет труда. «Запустим» в обе части уравнения обратимого процесса по два иона калия, которые не участвовали в гидролизе. Они формально (!) соединяются со своими противоионами, превращая ионное уравнение в молекулярное.



Итог: гидролиз сульфида калия протекает по аниону (иону, соответствующему слабому электролиту в составе соли), реакция среды щелочная (соответствует сильному электролиту «делегирующему» свой ион в состав соли). Окраска индикаторов в растворе сульфида калия: лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый, метиловый оранжевый – желтый, универсальный – зеленый.

В одночасовом варианте изучения химии вторую ступень гидролиза рассматривать не стоит.

Учитель ставит перед учащимися проблемный вопрос.

У вас имеется водный раствор натриевой соли неизвестной вам хлорноватистой кислоты $HClO$ – гипохлорита натрия $NaClO$. Сможете ли вы с помощью индикатора и раствора гипохлорита натрия сделать предположение о силе тиосерной кислоты как электролита?

Учащиеся проводят лабораторный опыт. Среда в растворе соли щелочная. Гидроксид натрия – сильное основание. Если бы хлорноватистая кислота была сильной, реакция среды в растворе гипохлорита натрия была бы нейтральной, гидролиз не протекает. Однако среда раствора щелочная, что указывает на гидролиз соли по аниону, следовательно, хлорноватистая кислота – слабый электролит.

В заключение урока учитель характеризует роль гидролиза природных органических веществ, а также биополимеров, в процессах обмена веществ и энергии в клетках живых организмов. Учитель подчеркивает тесную взаимосвязь двух наук – химии и биологии, как составных частей естествознания.

§14. Окислительно-восстановительные реакции

Цели урока. Повторить основные понятия теории окислительно-восстановительных реакций; обобщить знания об окислительно-восстановительных процессах в неорганической и органической химии; закрепить умение расставлять степени окисления атомов и подбирать коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.

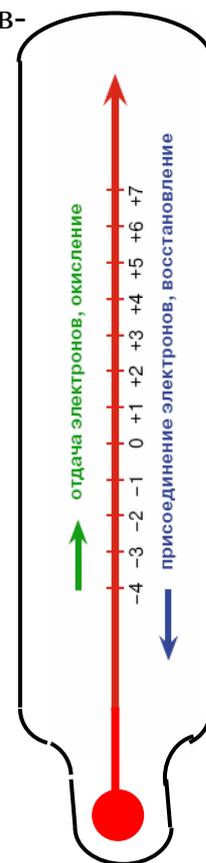
На уроке, посвященном окислительно-восстановительным реакциям, отрабатываются три элемента содержания:

- основные понятия теории ОВР (классификация реакций по признаку изменения степеней окисления атомов химических элементов, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель);
- степень окисления атома и способы ее определения;
- составление уравнений ОВР методом электронного баланса.

При отработке темы, особенно с учащимися базового уровня, учителя широко используют схематическое изображение числового луча с возможными степенями окисления. Такая визуализация основных понятий позволяет легко определить процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель в реакции, рассчитать число отданных или принятых электронов. Можно предложить адаптировать данную схему для «правополушарных» учащихся, превратив ее в своеобразный «термометр» (рис. 3). При этом понятия «повышение степени окисления» и «понижение степени окисления» становятся еще более наглядными.

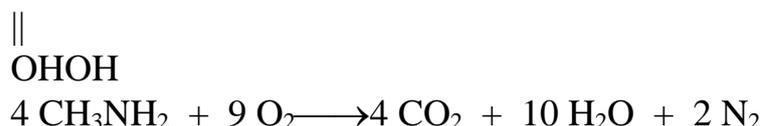
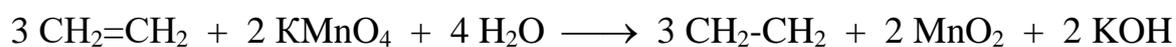
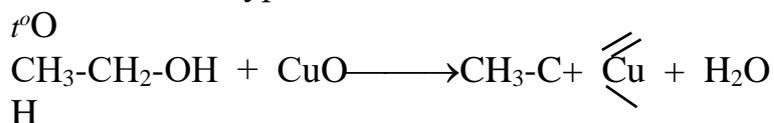


Рис. 3. «Трансформация» числового луча степеней окисления в «термометр»



Учителями используется еще одна заслуживающая внимание аналогия с лифтом. Число этажей, которые проходит лифт, поднимаясь, скажем, с -2-го подземного этажа до 4-ого, равно шести. Столько же электронов теряет атом, окисляясь со степени окисления -2 до степени окисления +4.

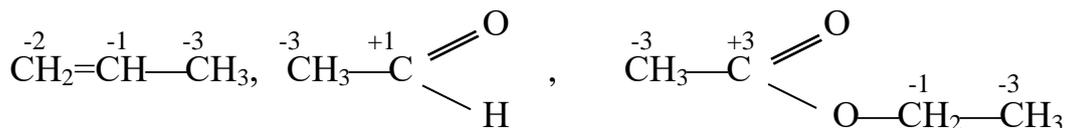
Следуя логике обобщения основных понятий, законов и теорий в неорганической и органической химии, следует привести несколько окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ и подобрать коэффициенты методом электронного баланса. Приведем в качестве примера несколько подобных уравнений:



В этой связи может оказаться актуальной расстановка степеней окисления атомов углерода в органических веществах. Это легко и просто сделать, используя правило: степень окисления (атома) = число связей с более электроотрицательными атомами минус число связей с менее электроотрицательными атомами.

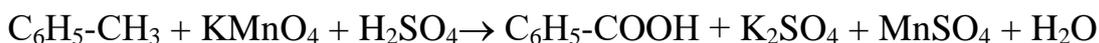
Число связей между атомами одного и того же элемента при этом не учитывается.

Например, для атомов углерода:



Подбирать коэффициенты в реакциях с участием органических веществ удобно так называемым методом подстрочного баланса – упрощенным способом баланса электронного. Алгоритм действий таков.

1. Составляется схема ОВР. Например, для окисления толуола до бензойной кислоты подкисленным раствором перманганата калия схема реакции такова:



2. Указываются степень окисления атомов. Степени окисления атомов углерода определяется по приведенному выше способу.



3. Число электронов, отданных атомом углерода (6), записывается как коэффициент перед формулой окислителя (перманганата калия):



4. Число электронов, принятых атомом марганца (5), записывается как коэффициент перед формулой восстановителя (толуола):

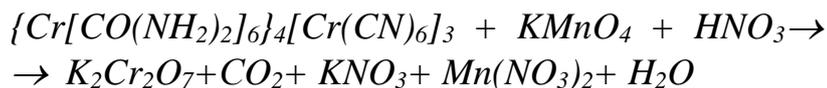


5. Важнейшие коэффициенты на месте. Дальнейший подбор не составляет труда:

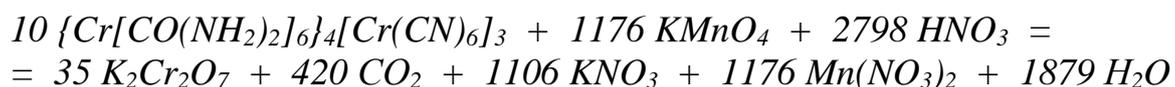


Коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций могут быть довольно большими, однако принципы их подбора от этого существенно не меняются. Любознательным учащимся можно сообщить занимательную информацию.

Читателям одного американского журнала, посвященного вопросам преподавания химии, однажды предложили подобрать коэффициенты в таком уравнении:



Для подбора коэффициентов в этой схеме нужно, прежде всего, выяснить, что в комплексном соединении четыре атома хрома (те, что связаны с мочевиной) имеют степень окисления +3, тогда как другие три атома хрома в комплексном цианидном анионе имеют степень окисления +2; после этого остается лишь не запутаться в арифметических выкладках. Записав уравнения электронного баланса, получаем в итоге уравнение с гигантскими коэффициентами:



В качестве демонстрации рекомендуем показать учащимся два опыта: восстановление подкисленного раствора дихромата калия сульфитом натрия и этиловым спиртом. В пробирку с 5 мл раствора дихромата калия, подкисленного несколькими каплями серной кислоты, добавляют небольшими порциями раствор сульфита натрия и встряхивают содержимое. Постепенно оранжевая окраска раствора изменяется на изумрудно-зеленую, характерную для ионов трехвалентного хрома:



Аналогичный результат получается при добавлении к раствору окислителя этилового спирта:



Эксперимент демонстрирует сходное поведение как неорганических, так и органических веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

§15. Электролиз расплавов и растворов. Практическое применение электролиза

Цели урока. Сформировать представление об электролизе как окислительно-восстановительном процессе; рассмотреть примеры электролиза расплавов и растворов электролитов; показать значение электролиза в современном производстве.

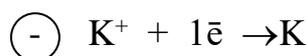
Тема «Электролиз» достаточно сложна для изучения в классах базового уровня. Рекомендуем при составлении уравнений электролиза солей придерживаться строгого алгоритма, облегчающего выполнение задания.

В случае электролиза расплавов солей этот алгоритм относительно прост и состоит из 6 шагов, которые мы проиллюстрируем на примере электролиза хлорида калия.

1. Составить уравнение электролитической диссоциации соли в расплаве.



2. Записать уравнение катодного процесса, т.е. процесса восстановления (принятия электронов) катиона на электроде, подключенном к отрицательному полюсу источника постоянного тока:

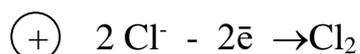


Кстати, запомнить знак заряда на катоде и аноде можно, расшифровав сами термины:

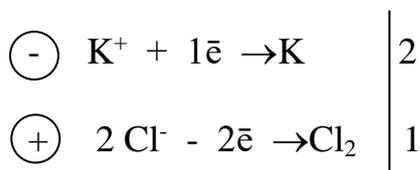
кат + од – это **катионный электрод**, т.е. электрод, к которому движутся положительно заряженные катионы, следовательно, этот электрод заряжен отрицательно;

ан + од – это **анионный электрод**, т.е. электрод, к которому движутся отрицательно заряженные анионы, следовательно, этот электрод заряжен положительно.

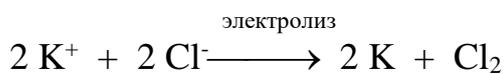
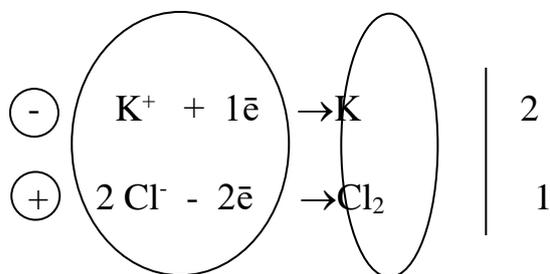
3. Записать уравнение анодного процесса, т.е. процесса окисления (отдачи электронов) аниона на электроде, подключенным к отрицательному полюсу источника тока:



4. Найти коэффициенты, с помощью которых уравнивается число отданных и принятых электронов (по аналогии с ОВР через наименьшее общее кратное или простым перенесением крест-накрест числа отданных и принятых электронов):

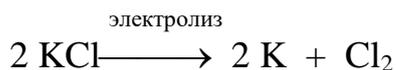


5. Суммировать левые и правые части уравнений электродных процессов с учетом найденных коэффициентов:



Получили ионное уравнение электролиза.

6. Записать молекулярное уравнение электролиза, сгруппировав катионы и анионы в формульные единицы.

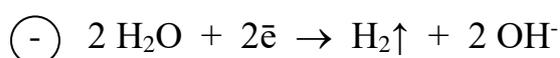


В случае электролиза водных растворов электролитов задача осложняется возможным участием в электродном процессе воды. Последовательность действий в целом остается неизменным, добавляется лишь необходимость выяснить, какие именно частицы (катион или вода) будут восстанавливаться на катоде, анион или вода будут окисляться на аноде.

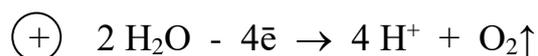
В учебнике с целью упрощения используется распространенный в школьной практике подход, при котором при записи катодного или анодного процесса рассматривается «конкуренция» ионов соли и ионов H^+ и OH^- , образующихся при незначительной диссоциации воды. В данном пособии мы приводим более точное с научной точки зрения рассмотрение электролиза водных растворов солей.

Предлагаем следующий алгоритм.

1. Составить уравнение электролитической диссоциации соли в растворе.
2. Записать уравнение катодного процесса с учетом того, что катионы щелочных и щелочноземельных металлов, а также катион аммония при электролизе водных растворов солей на катоде не восстанавливаются, происходит восстановление молекул воды по уравнению:



3. Записать уравнение анодного процесса с учетом того, что анионы кислородсодержащих кислот, а также фторид-анион при электролизе водных растворов солей на аноде не окисляются, происходит окисления молекул воды:



4. Найти коэффициенты, с помощью которых уравнивается число отданных и принятых электронов.

5. Суммировать левые и правые части уравнений электродных процессов с учетом найденных коэффициентов, получить ионное уравнение электролиза.

6. Записать молекулярное уравнение электролиза, для этого добавить в левую и правую части уравнения те ионы, которые не участвовали в электродных процессах, и сгруппировать катионы и анионы в формульные единицы.

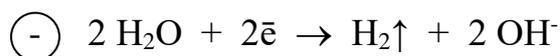
Приведенный алгоритм иллюстрируется следующими примерами.

Пример 1. Составить уравнение электролитической диссоциации водного раствора хлорида калия, записать электродные процессы.

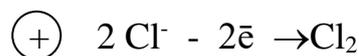
1. Составим уравнение электролитической диссоциации хлорида калия в растворе.



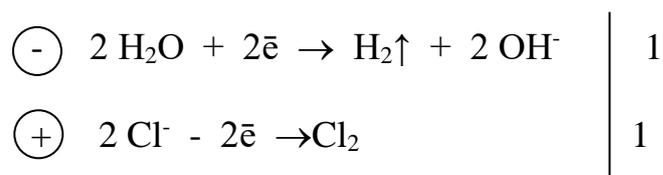
2. Запишем уравнение катодного процесса. Катионы калия K^+ , как катионы щелочного металла, при электролизе водных растворов не восстанавливаются, идет восстановление воды:



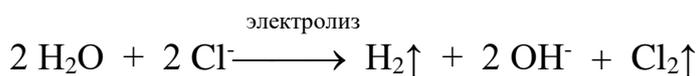
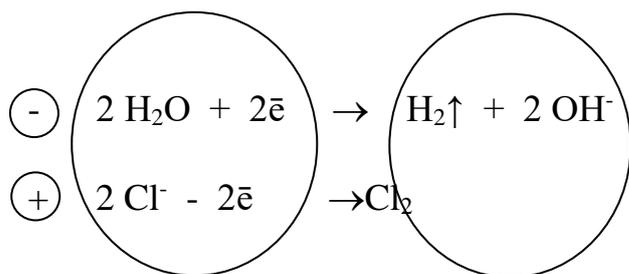
3. Запишем уравнение анодного процесса. Хлорид-анионы в водном растворе на аноде способны окисляться:



4. Найдем коэффициенты в уравнении электролиза:

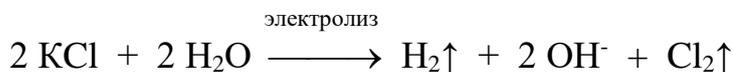


5. Суммируем левые и правые части уравнений электродных процессов с учетом найденных коэффициентов:



Получили ионное уравнение электролиза.

6. Добавим по два катиона калия в левую и правую части ионного уравнения электролиза, сгруппируем катионы и анионы в формульные единицы, получим молекулярное уравнение электролиза:

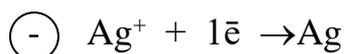


Пример 2. Составить уравнение электролитической диссоциации водного раствора нитрата серебра, записать электродные процессы.

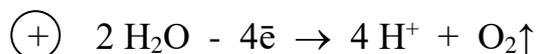
1. Составим уравнение электролитической диссоциации нитрата серебра в растворе.



2. Запишем уравнение катодного процесса. Катионы калия Ag^+ представляют собой катионы малоактивного металла, при электролизе водных растворов восстанавливаются на катоде:

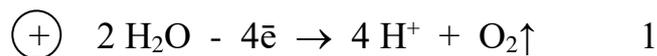


3. Запишем уравнение анодного процесса. Нитрат-ионы в водном растворе на аноде не окисляются, вместо них окисляются молекулы воды:

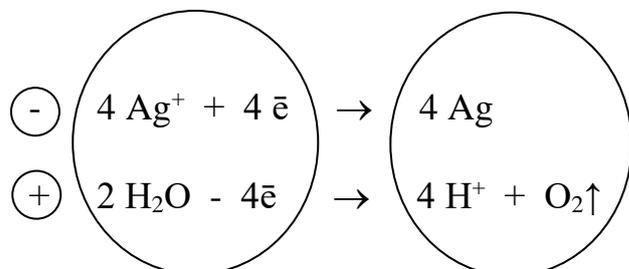


4. Найдем коэффициенты в уравнении электролиза:

|

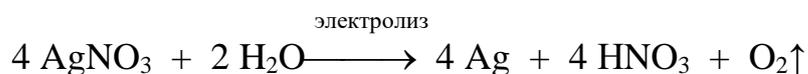


5. Суммируем левые и правые части уравнений электродных процессов с учетом найденных коэффициентов:



Получили ионное уравнение электролиза.

6. Добавим по четыре нитрат-аниона в левую и правую части ионного уравнения электролиза, сгруппируем катионы и анионы в формульные единицы, получим молекулярное уравнение электролиза:



Рассмотрение процессов электролиза солей активных металлов с анионами кислородсодержащих кислот, параллельного восстановления на катоде ионов металла и воды в случае электролиза солей металлов от алюминия до свинца, электролиза растворов солей карбоновых кислот в рамках одночасового курса химии не проводится.

Глава III. Вещества и их свойства

§16. Металлы

Цели урока. Повторить положение металлов в периодической системе Д.И. Менделеева и особенности строения их атомов; на основе общности типа химической связи охарактеризовать общие физические свойства металлов; рассмотреть химические свойства металлов при взаимодействии с неорганическими и органическими веществами.

В ходе вводной беседы с учащимися формулируются важные положения:

- все f-элементы (лантаноиды и актиноиды), d-элементы (элементы побочных подгрупп) и s-элементы (кроме водорода и гелия) являются металлами;
- среди p-элементов металлы располагаются ниже условной диагонали В – At;
- атомы металлов характеризуются небольшим числом электронов на внешнем энергетическом уровне (обычно от 1 до 3) или большим радиусом атома;
- металлы – простые вещества имеют металлический тип связи и металлическую кристаллическую решетку.

На последнем обстоятельстве учитель акцентирует внимание, поскольку именно общность строения обуславливает общие физические свойства металлов. И учитель перечисляет эти свойства (электропроводность, теплопроводность, пластичность, блеск), по возможности сопровождая объяснение демонстрацией.

Необходимо отметить также способность многих металлов растворяться друг в друге (в расплавленном состоянии) с образованием после кристаллизации металлических сплавов. Учитель называет важнейшие сплавы (сталь, чугун, бронза, латунь, мельхиор, дуралюмин), одновременно проводя классификацию на черные и цветные.

Единственный жидкий при обычных условиях металл – ртуть – также способен растворять другие металлы. Такие растворы называют амальгамами. Поскольку ртуть очень летучий металл, при нагревании амальгамы можно вновь выделить растворенный в ртути металл. Таким способом ранее извлекали золото из золотоносных руд (амальгамный метод). Однако ввиду чрезвычайной токсичности ртути данный способ уже не используется.

Химические свойства металлов в школьном курсе химии представлены исключительно окислительно-восстановительными реакциями. Обобщение знаний учащихся о свойствах металлов удачно сочетается с закреплением темы «Окислительно-восстановительные реакции».

В химических реакциях металлы проявляют восстановительные свойства. Учитель рассматривает следующие химические свойства металлов:

- взаимодействие с неметаллами;
- взаимодействие с водой (на примере щелочных и щелочноземельных металлов);
- взаимодействие с оксидами металлов (на примере алюминотермии);
- взаимодействие с кислотами;
- взаимодействие с солями.

На усмотрение учителя можно дополнить этот перечень реакциями металлов с оксидами неметаллов (например, магния с оксидом углерода(II)) и щелочами (на примере взаимодействия алюминия или цинка с гидроксидами натрия или калия).

В соответствии с главной идеей курса о единстве фундаментальных основ неорганической и органической химии, при рассмотрении химических свойств металлов должны профигурировать органические вещества. Логичнее всего привести примеры реакций металлов с органическими кислотами.

Относительная химическая активность металлов связывается учителем с электрохимическим рядом напряжений. Учитель демонстрирует примеры использования ряда для выяснения вопроса о возможности протекания реакций замещения.

§17. Неметаллы

Цели урока. Систематизировать и развить представления учащихся об элементах-неметаллах; охарактеризовать физические свойства важнейших неметаллов; рассмотреть общие химические свойства неметаллов.

Начало урока можно построить аналогично рассмотрению металлов на предыдущем уроке, т.е. в ходе фронтальной беседы с классом зафиксировать важные выводы:

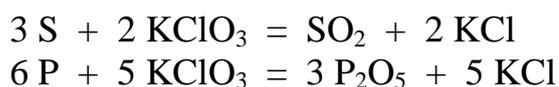
- к неметаллам относятся р-элементы, расположенные справа сверху условной диагонали В – At, а также два s-элемента – водород и гелий;
- благородные газы, как правило, относят к неметаллам либо выделяют в отдельную группу химических элементов;
- атомы неметаллов характеризуются большим числом электронов на внешнем энергетическом уровне или небольшим радиусом атома;
- преобладающий тип химической связи в неметаллах ковалентный неполярный, в твердом состоянии они образуют молекулярные или атомные кристаллические решетки, чем объясняется большее разнообразие физических свойств простых веществ неметаллов.

Химия неметаллов несколько более разнообразна. Целесообразно рассмотреть сначала окислительные свойства неметаллов по отношению к металлам, неметаллам с более низкими значениями электроотрицательности, (в первую очередь, к водороду), некоторым сложным веществам (например, взаимодействии с кислородом некоторых сложных веществ – метана, сульфидов металлов, оксидов элементов в промежуточных степенях окисления).

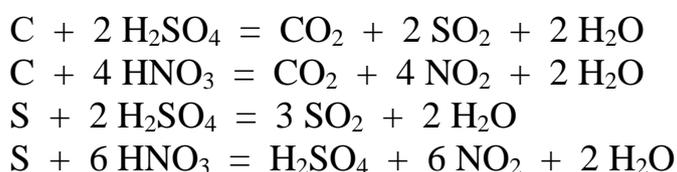
Иллюстрацией относительной окислительной способности неметаллов (ряда электроотрицательности) может служить «ряд активности галогенов», рассмотрение которого сопровождается демонстрационным экспериментом, выполненным капельным методом.

На лист фильтровальной бумаги, помещенную на стеклянную пластинку, капают по одной капле растворов иодида и бромидка калия. Затем на первую каплю добавляют каплю бромной воды, на вторую – каплю хлорной воды. Через некоторое время на каждое из пятен капают по одной капле раствора крахмального клейстера. Посинение пятна в первом случае и образование бурого окрашивания во втором свидетельствует о выделении иода и брома за счет их выделения более активным галогеном.

Получается так, что восстановительные свойства неметаллов – «вторая сторона» уже рассмотренных ранее окислительных свойств при взаимодействии неметаллов друг с другом. Поэтому следует сделать акцент на взаимодействии неметаллов со сложными веществами-окислителями. Рекомендуется рассмотреть практически важные реакции серы и фосфора с хлоратом калия протекающие при зажигании спичек:



Если класс достаточно сильный, рекомендуется вспомнить уравнения реакций серы и углерода с концентрированными кислотами-окислителями – азотной и серной. На этих уравнения можно потренироваться в расстановке коэффициентов методом электронного баланса:



Обязательно следует рассмотреть одну-две реакции неметаллов с органическими веществами. Достаточно будет тех процессов, которые описаны в учебнике – хлорирование метана и бромирование бензола.

Если позволяет время, учитель отдельно останавливается на краткой характеристике благородных газов. Поскольку в учебнике данной информации нет, приведем некоторый материал по данному вопросу.

В Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева благородные газы стоят особняком. Они настолько химически безразличны по отношению к другим веществам, что их первоначально абсолютно обоснованно называли инертными газами. Уникальность благородных газов состоит также и в том, что даже в форме простого вещества при обычных условиях они существуют в виде отдельных атомов, не связанных друг с другом в молекулы или кристаллы.

История открытия инертных газов столь же необычна, как и их характерные особенности.

В 1894 г. знаменитые английские ученые Джон Рэлей и Уильям Рамзай

обнаружили в азоте, полученном ими из воздуха, около 1% неизвестного газа. Этот газ оказался химически еще более инертным, чем азот, и поэтому получил название *аргон* - от греч. *недеятельный*. Через год Рамзай получил еще один инертный газ – гелий. Своим названием (*солнечный* от греч. *гелиос* - *солнце*) этот газ обязан тому, что еще раньше его обнаружили по спектральным линиям на Солнце.

В течение последующих трех лет из воздуха были выделены еще три инертных газа – *криптон*, *неон* и *ксенон*. Названия их происходят от греческих слов, означающих, соответственно, *скрытый*, *новый*, *чуждый*. Решающая роль в открытии этих газов также принадлежит У. Рамзаю, который считал себя учеником великого русского химика Д.И. Менделеева. Работы У. Рамзая по предсказанию, получению и изучению этих инертных газов еще более укрепили позиции периодического закона. Наконец, в 1899 г. Эрнест Резерфорд и Роберт Оуэнс, изучая явление радиоактивности, доказали существование последнего инертного газа – *радона*. Свое название он получил от элемента радия, продуктом радиоактивного распада которого является.

Инертные газы широко используются в науке и технике. Изучение свойств жидкого гелия позволило физикам открыть удивительные явления – сверхтекучесть и сверхпроводимость. После крушения дирижабля Гинденбург в 1937 г. гелий заменил водород в качестве поднимающего газа в дирижаблях и воздушных шарах благодаря лёгкости и невоспламеняемости.

В атмосфере аргона проводят специальную электрическую сварку. Купание в радоновых ваннах излечивает некоторые заболевания. Инертными газами заполняют светильники, трубки реклам.

Как выяснили химики, инертные газы далеко не инертны. Сегодня получено уже около 200 химических соединений ксенона, криптона и радона. Поэтому само понятие «инертные» утратило свой прежний смысл. Эти газы сейчас называют благородными, поскольку они, как благородные металлы, например золото, очень неохотно вступают в химические реакции.

§18. Неорганические и органические кислоты

Цели урока. Углубить представления учащихся о природе кислот с позиций теории электролитической диссоциации и протонной теории; обобщить знания о химических свойствах неорганических и органических кислот.

В начале урока учитель напоминает учащимся, как развивались их представления о кислотах как классе веществ. В свете атомно-молекулярного учения представление о кислотах формировалось на основе состава вещества. К кислотам относили соединения, содержащие в своем составе атомы водорода, способные замещаться или обмениваться на металл, и кислотный остаток. С позиций теории электролитической диссоциации учащиеся познакомились с аррениусовским представлением о кислотах, как электролитах, диссоциирующих с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка. Однако со времен Сванте Аррениуса (вторая половина XIX в.) наука не могла не продвинуться в

совершенствовании представлений о кислотах. В начале XX в. появилась новая трактовка кислот в соответствии с протонной теорией. Кислотами стали считать частицы, способные быть донорами протонов. Казалось бы, ничего нового по сравнению с теорией Аррениуса не появилось. Однако это не так. С новых позиций к кислотам можно отнести и заряженные ионы, например, катион аммония, способный к отщеплению протона в растворе:



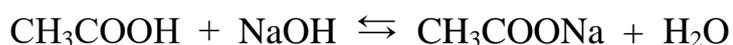
Слабые кислотные свойства проявляют алифатические спирты, которые способны быть донорами протона, но не диссоциируют в водном растворе с образованием катионов водорода.

Именно в русле протонной теории, общих подходов к классификации веществ в неорганической и органической химии, а также в плане общего, особенного и единичного рассматриваются химические свойства кислот.

В учебнике химические свойства кислот представлены в виде молекулярных и сокращенных (кратких) ионных уравнений. В случае затруднений учащихся рекомендуется запись также полных ионных уравнений, играющих роль своеобразного логического, смыслового перехода от уравнений первого типа к уравнениям второго.

Рассматривая реакции обмена с участием кислот в водном растворе (взаимодействие с основаниями, солями), учитель совместно с учащимися повторяет правило Бертолле. При этом нужно иметь в виду следующие два обстоятельства.

1. Неверно утверждать, что при выполнении какого-либо одного из трех условий реакции ионного обмена идут до конца. Правило позволяет определить возможность протекания процесса, а не его глубину. Например, взаимодействие слабой кислоты со щелочью – обратимый процесс, сопровождающийся протеканием обратной реакции (гидролиз соли):



2. Выпадение одного из продуктов реакции ионного обмена в осадок еще не является достаточным условием для того, чтобы реакция на практике оказалась возможной. В этом случае требуется, чтобы исходные вещества были растворимы. Игнорирование этого обстоятельства приведет к появлению ошибок, связанных с превращением одного малорастворимого соединения в другое:



Помимо чисто химической информации учащимся социально-экономического, гуманитарного профиля учитель предлагает для рассмотрения материал, связанный, например, с экологическими проблемами.

Что такое кислотные дожди, почему они опасны для окружающей

среды? Кислотными дождями называют все виды метеорологических осадков (дождь, снег, град, туман, дождь со снегом), показатель рН которых меньше, чем среднее значение рН дождевой воды, равное 5,6. Впервые термин кислотный дождь был введен в 1872 г. английским исследователем Ангусом Смитом при изучении смога в Манчестере.

Вода нормального дождя тоже представляет собой слабокислый раствор. Это происходит вследствие того, что в дождевой воде незначительно растворяется углекислый газ, часть из которого при взаимодействии с водой образует угольную кислоту. Теоретическое значение рН дождевой воды равняется 5,6 - 5,7. В реальной жизни показатель ее кислотности в разных местах может сильно различаться, что, прежде всего, зависит от состава газов, содержащихся в атмосфере той или иной местности (оксид серы, оксиды азота).

Кислотный дождь образуется в результате химического взаимодействия оксидов серы (SO_2 и SO_3) и азота (NO_2 , N_2O_3) с водой в атмосфере. Эти вещества выбрасываются автомобильным транспортом, образуются в результате деятельности металлургических и химических предприятий, а также при сжигании ископаемого топлива на электростанциях. Вступая в реакцию с водой, оксиды превращаются в растворы кислот - серной, сернистой, азотистой и азотной. Затем вместе со снегом или дождем они выпадают на землю.

В настоящее время последствия выпадения кислотных дождей наблюдаются практически во всех странах Земного шара. Он оказывает отрицательное воздействие на водоемы - озера, реки, заливы, пруды, повышая их кислотность до такого уровня, что в них погибает флора и фауна. Водяные растения лучше всего растут в воде со значениями рН = 7 - 9,2. С увеличением кислотности водяные растения гибнут, лишая других животных водоема пищи. При рН = 6 погибают пресноводные креветки, а при понижении рН до 5,5 - донные бактерии, которые разлагают органические вещества и листья, и органический мусор начинает скапливаться на дне. Затем гибнет планктон, он составляет основу пищевой цепи водоемов и питается веществами, образующимися при разложении бактериями органических веществ. Когда рН достигает 4,5, погибает вся рыба, большинство лягушек и насекомых.

По мере повышения кислотности воды становится возможным растворение из донных отложений и почв токсичных тяжелых и легких металлов: кадмия, ртути, свинца, алюминия и др. Люди, пьющие воду с высоким содержанием свинца или принимающие в пищу рыбу, перенасыщенную ртутью, могут приобрести серьезные заболевания. Возрастание в подкисленной воде содержания алюминия всего лишь до 0,2 мг/л летально для рыб. Резко сокращается развитие фитопланктона, так как фосфат-ионы, активизирующие этот процесс, в виде фосфата алюминия переходят в осадок и становятся недоступными для усвоения.

Кислотный дождь наносит вред не только водной флоре и фауне, но также уничтожает растительность на суше. Хотя до сегодняшнего дня

механизм этого процесса до конца не изучен, ученые считают, что сложная смесь загрязняющих веществ, включающая кислотные осадки, озон, и тяжелые металлы, в совокупности приводят к деградации лесов. Особенно чувствительны к кислотным дождям хвойные леса - с них опадает хвоя. Воздействие кислотных дождей также снижает устойчивость лесов к засухам, болезням, природным загрязнениям, что приводит к еще более выраженному их ухудшению как природных экосистем.

Кислотные дожди разрушают здания и памятники культуры, трубопроводы, ускоряют коррозию автомобилей, снижают плодородие почв и т.п.

Единственный способ изменить ситуацию к лучшему - это снизить количество кислотообразующих выбросов в атмосферу. В теплоэнергетике это может быть достигнуто за счет перехода с угля на газовое топливо, поскольку содержание серы в газе существенно меньше, чем в углях. Для устранения образования оксидов азота следует понизить температуру горения газа или мазута до 500 - 600^oC, этого можно достичь, применяя так называемые каталитические генераторы тепла, в которых сжигание топлива происходит не в факеле (форсунке), а в слое катализатора путем окисления.

Для снижения выбросов оксидов азота и оксида углерода (II) – угарного газа – автомобильного транспорта следует применять каталитические дожигатели, которые монтируются на выхлопную трубу автомобиля. Проходя через слой катализатора в дожигателе (это платиновые металлы, нанесенные на инертный носитель), выхлопные газы очищаются: CO превращается в CO₂ - углекислый газ, а оксиды азота - в азот.

(По материалам сайта <http://libsib.ru>).

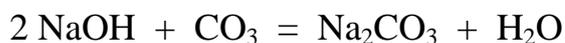
§19. Неорганические и органические основания

Цели урока. Углубить представления учащихся о природе оснований с позиций теории электролитической диссоциации и протонной теории; обобщить знания о химических свойствах неорганических и органических оснований.

В продолжение и закрепление трех подходов к классификации соединений, предложенной на предыдущем уроке, учитель совместно с учащимися дает определение оснований в соответствии с атомно-молекулярным учением (вещества, состоящие из ионов металла и гидроксид-ионов) и в свете теории электролитической диссоциации (электролиты, диссоциирующие на катион металла и анион гидроксогруппы). В данные определения не вписываются органические соединения – амины, которые проявляют свойства оснований, но не содержат в своем составе гидроксогрупп. Кроме того, аналогично аммиаку амины реагируют с галогеноводородами в газовой фазе, образуя соли. Это типично основное свойство вещества, но не связанное с диссоциацией в растворе. Направляется более общее, более глубокое понимание оснований, и на помощь приходит про-

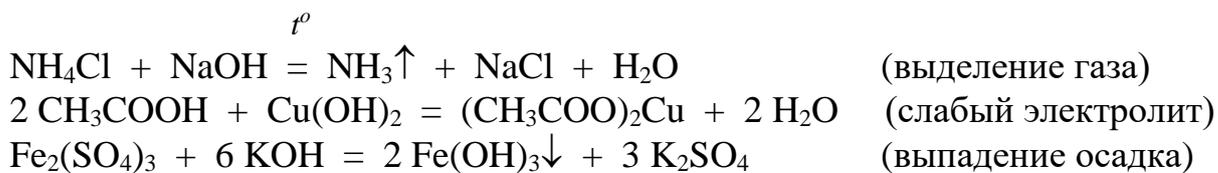
тонная теория. К основаниям в соответствии с этими воззрениями относятся вещества, способные выступать в качестве акцепторов протонов. В это определение вписываются и типичные неорганические основания (щелочи и нерастворимые в воде), и аммиак, и амины. Учитель иллюстрирует сказанное уравнениями химических реакций оснований указанных типов с кислотами в молекулярной и ионной форме.

Объяснение материала сопровождается демонстрационным экспериментом. При рассмотрении реакции щелочей с кислотными оксидами полезно продемонстрировать следующий опыт. Полуторалитровую пластиковую бутылку из-под минеральной воды заполняют углекислым газом из аппарата Киппа или аппарата Кирюшкина (методом вытеснения воздуха). Затем осторожно, по стенке наливают в бутылку 10-15 мл 5%-ного раствора щелочи и быстро закручивают пробку. Несколько раз встряхивают бутылку, при этом она с треском начинает сжиматься. Углекислый газ, содержащийся в сосуде, поглощается раствором щелочи, давление внутри понижается, бутылка сплющивается за счет внешнего давления:

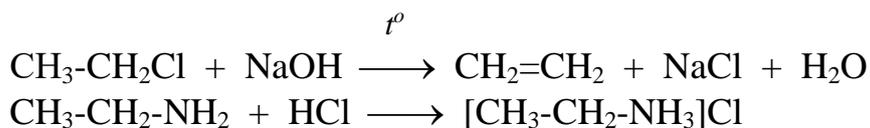


Перед тем, как выполнить демонстрационный эксперимент, можно предложить учащимся сжать плотно закрытую бутылку с углекислым газом руками. Сделать это практически невозможно, даже прилагая большие усилия. А вот за счет протекания химической реакции может совершаться работа сжатия или расширения, т.е. химическую энергию можно превратить в механическую. Этот факт очень важен для понимания принципа действия многих механических устройств, в том числе двигателя внутреннего сгорания, дизельного двигателя, электромотора, работающего от химического источника тока.

При рассмотрении реакций ионного обмена (взаимодействие оснований с кислотами, с солями) необходимо еще раз вспомнить правило Бертолле:



С целью обобщения представлений учащихся об основаниях среди изучаемых химических свойств рекомендуется рассмотреть реакцию щелочей с органическими веществами, а также взаимодействие органического основания с неорганической кислотой, например:



Практикоориентированный акцент в обобщении материала по кислотам и основаниям можно сделать на том, что вещества этих классов довольно широко представлены в быту. Учитель предлагает учащимся домашний эксперимент или небольшую исследовательскую работу по изучению на предмет использования в качестве «природных индикаторов» комнатных или садовых цветов, соков ово-

щей, ягод. В качестве жидкости с кислотной средой можно использовать растворы уксусной (нежелательна из-за резкого запаха) или лимонной кислот, щелочную среду имеет нашатырный спирт.

Изменение окраски цветов изучают погружением лепестков фиалки, герани, пеларгонии, розы, лилии в растворы с кислотным и щелочным характером среды. Следует иметь в виду, что окраска изменяется не сразу, а в течение довольно длительного времени – от нескольких часов до суток. Соки овощей, фруктов и ягод (смородина, вишня, свекла и др.) изменяют окраску быстрее. Интересно понаблюдать изменение окраски черного чая при добавлении кислого и щелочного растворов.

§20. Неорганические и органические амфотерные соединения

Цели урока. Обобщить знания учащихся об амфотерных неорганических и органических соединениях; рассмотреть химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов, а также аминокислот.

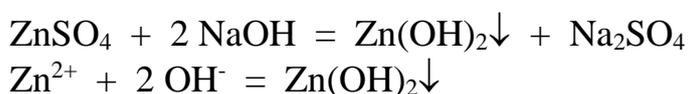
Мотивационный вопрос в параграфе (могут ли вещества одновременно проявлять свойства и кислоты, и основания?) предваряет рассмотрение материала об амфотерных соединениях, как иллюстрации философского положения о единстве и борьбе противоположностей.

Учитель дает определение амфотерности как способности вещества проявлять либо кислотные, либо основные свойства в зависимости от природы реагента. В полной мере это определение справедливо для неорганических веществ – амфотерных оксидов и гидроксидов.

Учитель просит учащихся предложить способ получения гидроксида цинка. Часто встречающийся, но неверный ответ – взаимодействие оксида цинка с водой. К сожалению, для ребят базового уровня изучения предмета этот неправильный ответ наиболее логичен. В случае затруднения дайте подсказку – использовать реакцию обмена. Наконец, появляется верный ответ: обменная реакция растворимой соли цинка со щелочью.

Далее учитель создает проблемную ситуацию. В какой последовательности добавлять реагенты друг к другу? Имеет ли это значение? Изменяется ли «сумма» при перестановке места «химических слагаемых»? Вне зависимости от правильности и обоснованности ответа учащихся проводится эксперимент. К 3-4 мл 10%-ного раствора щелочи добавляют 3-4 капли 2%-ного раствора сульфата цинка. Содержимое пробирки встряхивают. Никаких видимых изменений не наблюдается. Порядок смешения реагентов изменяют. К 3-4 мл 2%-ного раствора сульфата цинка добавляют 3-4 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия. Сразу заметно образование студневидного белого осадка гидроксида цинка.

Для второго опыта записывают молекулярное и ионное уравнение реакций:



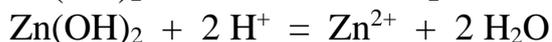
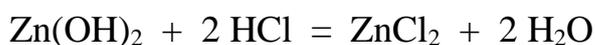
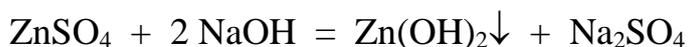
Объяснение увиденному рекомендуется дать позже, после демонстрационного опыта по взаимодействию гидроксида цинка с избытком щелочи.

Содержимое пробирки с гидроксидом цинка встряхивают и делят на две части для дальнейшего эксперимента.

Последующее объяснение материала сопровождается известным демонстрационным экспериментом по доказательству амфотерного характера гидроксида цинка или гидроксида алюминия. В связи с этим советуем учителю придерживаться следующих рекомендаций.

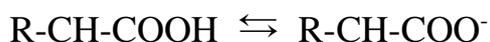
1. Не следует записывать формулу амфотерного гидроксида в «кислотной» и «основной» формах, например, $Zn(OH)_2$ и H_2ZnO_2 . Для учащихся базового уровня изучение химии это порождает иллюзию, что перед ними два разных вещества, или то, что гидроксид цинка в зависимости от условий меняет свою структуру. В уравнениях реакций как с кислотами, так и со щелочами рекомендуем использовать классическую формулу амфотерного гидроксида.

2. Несмотря на одночасовой режим изучения курса, не следует искажать строение продукта реакции амфотерного гидроксида со щелочью в растворе. Цинкаты или алюминаты состава, например, Na_2ZnO_2 или $KAlO_2$ в данных условиях не образуются. Придется использовать формулы комплексных соединений. Вместе с тем, не стоит загромождать координационную сферу и молекулами воды в качестве лигандов. Таким образом, демонстрационный эксперимент по доказательству амфотерного характера гидроксида цинка сопровождается записью шести уравнений трех реакций:



3. После опыта по растворению гидроксида цинка в щелочи следует вернуться к объяснению причин не выпадения осадка при добавлении раствора сульфата цинка к гидроксиду натрия. На самом деле осадок на мгновение образуется, но сразу же растворяется в избытке щелочи, поскольку гидроксид цинка амфотерен.

Органические амфотерные соединения, в качестве которых рассматриваются аминокислоты, в отличие от неорганических «собратьев», проявляют свою амфотерность не только в химических реакциях, но и в водных растворах, образуя биполярные ионы за счет внутримолекулярной поляризации – образования биполярного иона:



Аналогично тому, как термическое разложение амфотерных гидроксидов, приведенное в параграфе, не имеет прямого отношения к их амфотерности, для аминокислот рассматривается одно из важнейших химических свойств – образование пептидов. Следует помнить, что, строго говоря, пептидами называют продукты конденсации α -аминокислот, хотя иногда можно встретить применение этого термина к продуктам взаимодействия друг с другом аминокислот с иным взаимным расположением аминогруппы и карбоксила.

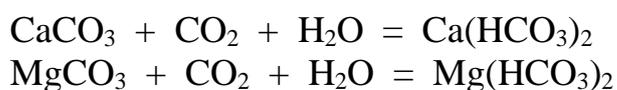
§21. Соли

Цели урока. Повторить определение солей, как класса неорганических и органических соединений; актуализировать знания о причинах жесткости воды и способах ее устранения; обобщить представления о химических свойствах солей.

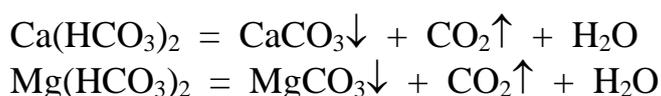
Урок начинается с определения солей как класса соединений, исходя из атомно-молекулярного учения и теории электролитической диссоциации. Учитель подчеркивает, что определения справедливы как для солей неорганической, так и органической природы.

Методически удобной для рассмотрения точкой соприкосновения неорганических и органических солей является тема жесткости воды. Жесткость воды обуславливают соли неорганические. Одно из негативных проявлений жесткости состоит в том, что катионы кальция и магния переводят в осадок анионы органических кислотных остатков, являющихся составными частями мыла – стеаратов натрия и калия. Кроме того, тема жесткости воды является практикоориентированной, рассматривалась в 9 классе и уже успела забыться учащимися. Поэтому мы рекомендуем рассмотреть данный вопрос в первой части рассмотрения нового материала.

Учитель напоминает, что в природных водах содержится значительное количество солей кальция и магния, попадающих в них за счет разрушения известковых пород под действием углекислого газа воздуха:

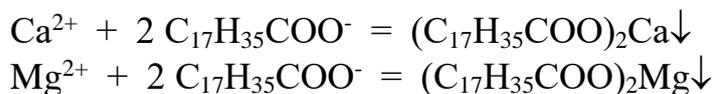


Растворимые гидрокарбонаты кальция и магния, наряду с другими солями этих металлов, и обуславливают жесткость воды. Учитель напоминает, что жесткая вода вредна для использования в технических целях, поскольку при ее нагревании гидрокарбонаты разлагаются, а выпадающие в осадок нерастворимые карбонаты забивают трубопроводы, затрудняют теплообмен в котлах, выводят из строя приборы и оборудование:



В быту жесткую воду не рекомендуют использовать для приготовления пищи и даже в гигиенических целях: она изменяет вкус продуктов, не позволяет им быстро развариваться, вызывает сухость кожи и нарушение питания волос.

В жесткой воде мыло не мылится, а «сворачивается» в серые хлопья, оседающие на тканях. Учитель ставит проблемный вопрос о причине этого явления. Дело в том, что кальциевые и магниевые соли высших карбоновых кислот, образующиеся в результате реакции обмена с компонентами мыла (условно стеараты щелочных металлов), не растворимы в воде:



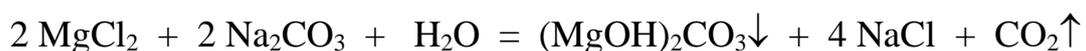
Кстати, стеараты (и соли других высших карбоновых кислот) щелочноземельных (и некоторых других) металлов тоже называют мылами, только металлическими. И это очень полезные вещества. Стеарат магния применяют в качестве компонента смесей (лубриканта) при прессовании таблеток, он является пищевой добавкой E572, используется при производстве косметических препаратов. Металлические мыла применяют в качестве пластификаторов в производстве пластмасс и композиционных материалов, смазок, стабилизаторов полимеров.

Затем учитель рассматривает основные способы умягчения воды. Конечно, с точки зрения химии следует остановиться на устранении временной жесткости методом кипячения, а постоянной – с помощью добавок химических реагентов, в частности, гидроксида кальция (известкового молока) или карбоната натрия (сода). Однако в промышленности и для водоподготовки бытовой воды используют более эффективные и менее отходные методы – ионообменную очистку, обратный осмос.

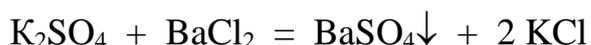
При пропускании жесткой воды через ионообменные смолы катионы щелочноземельных металлов замещаются в растворе на катионы водорода, а анионы кислотных остатков – на гидроксид-ионы. В результате удаётся удалить из воды значительное количество солей.

Однако очищать с помощью ионообменных смол воду, содержащую большое количество растворенных солей (например, морскую), не целесообразно. Для этого используют процесс обратного осмоса. Это процесс, при котором по действием высокого давления вода проходит через полупроницаемую мембрану, а растворенные соли мембраной задерживаются. Таким образом, движение воды происходит из раствора с большей концентрацией солей в раствор с меньшей концентрацией, т.е. в направлении, обратном осмосу. С 70-х годов прошлого века обратный осмос используют для умягчения природной воды, опреснения воды морской, получения особо чистой воды для медицины, промышленности и других нужд.

Далее рассматривается классификация солей. В отличие от кислых и тем более средних солей, основные соли в школьном курсе обходят стороной. Упоминается самая известная основная соль – гидроксокарбонат меди(II), как основа знакомого многим красивого поделочного камня малахит. Тем не менее, даже учителя порой не подозревают, что при попытке получить карбонаты некоторых металлов по реакции обмена в осадок выпадает не целевая соль, а гидроксокарбонат:



При рассмотрении химии солей важную роль играют реакции обмена: с кислотами, щелочами, другими солями. В этой связи обратите внимание на переходы одной соли в другую типа $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl}$. Самой распространенной ошибкой при написании уравнений подобных реакций ионного обмена – невыполнение правила Бертолле. Например, получить хлорид калия из сульфата калия в одну стадию можно только в том случае, если вновь образующийся сульфат нерастворим в воде. Лучше всего использовать в качестве реагента хлорид бария:



Трудно себе представить урок, посвященный солям, на котором не зашел бы разговор о самом «известном и важном представителе» этого класса соединений – соли поваренной. Тема настолько неисчерпаема, что мы сочли возможным привести еще несколько фактов «из жизни» этого замечательного вещества.

Человек склонен к самым разным пристрастиям и зависимостям, будь то предпочтения в пище, образе жизни, одежде, времяпрепровождении. Соляная зависимость одна из самых сильных и самых древних. Однако человек не всегда испытывал такую почти наркотическую зависимость от соли. К ней привела глобальная смена пищевого рациона и традиции хранения и консервации пищи. Человеческому организму требуется около одного - двух граммов соли в день, хотя люди употребляют это вещество в гораздо больших количествах. В чрезвычайных ситуациях люди традиционно скупают про запас соль, спички и свечи. Если с прилавков магазинов исчезает соль, это воспринимается как катастрофа.

В водной среде организма хлорид натрия диссоциирует на ионы натрия и ионы хлора. Потребности организма в доступных формах натрия и хлора огромны. Поступление ионов натрия необходимо для поддержания их концентрации в плазме крови. При большой потере крови в кровеносную систему вводят физиологический раствор, который представляет собой 0,9% раствор хлорида натрия (с незначительным добавлением других веществ). Хлорид-ионы необходимы для секреции желудочного сока и для нормального пищеварения.

В последнее время соль начала утрачивать свое значение как консервант. Сейчас большая часть продуктов замораживается, а не засаливается. Однако как вкусовая приправа соль продолжает использоваться в количествах, превышающих физиологическую потребность. Существуют разные традиции добавления соли. Можно соль класть в процессе приготовления блюда, а можно солью приправлять готовое кушанье. Для нас характерна первая традиция, а скажем, для кочевников, которые едят намного меньше соли, чем мы, более типично сварить бульон с мясом, не посолив, а уже потом во время приема пищи приправить щепоткой соли.

По способу добычи различают соль каменную, самосадочную, выварочную и морскую. По характеру обработки соль бывает мелкокри-

сталлическая, дробленая, крупная и молотая (мелкая порошкообразная). Чаще всего на стол попадает молотая соль. Для солений и маринадов такую соль использовать не рекомендуется. Для заготовки продуктов впрок лучше использовать или дробленую соль или соль крупную. Дело в том, часто что соль мелкого помола иодируют. И хотя добавки соединений иода (иодата или иодида калия) очень мала, такая соль для заготовки продуктов впрок непригодна из-за ухудшения вкуса продуктов при длительном хранении.

Для проверки количества примесей в соли можно провести кристаллизацию соли из насыщенного раствора. Если в соли большое количество примесей вам не удастся получить крупные и прозрачные кристаллы. Если же соль достаточно чистая, то на дне посуды при испарении воды при комнатной температуре вырастут большие прозрачные кристаллы. Этот способ хорош, но требует значительного затрата времени. Часто хозяйки обрабатывают соль путем прокаливания ее на чистой сухой сковороде. Соль пригодна для консервирования, если при прокаливании происходит слипание размолотых кристаллов. После прокаливания соль должна быть крупнее.

(По материалам сайтов www.krasotana5.ru и www.websib.ru).

В теме «Соли» можно вернуться к вопросу о химических ошибках в литературных произведениях, а заодно и вспомнить решение задач на расчет по химическому уравнению. В научно-фантастическом романе Александра Богданова читаем:

Это была "кислородная" комната. В ней хранились запасы кислорода в виде 25 тонн бертолетовой соли, из которой можно было выделить по мере надобности 10 тысяч кубических метров кислорода: это количество достаточно для нескольких путешествий, подобных нашему.

На самом деле из 2,5 т бертолетовой соли можно получить 6,86 тысяч кубических метров кислорода.

Глава IV. Химия и современное общество

§22. Химическая технология. Производство аммиака и метанола

Цели урока. Дать представление о некоторых технологических принципах химического производства на примере синтеза аммиака и метанола; познакомить учащихся с некоторыми типовыми аппаратами химических производств; обозначить биотехнологию и нанотехнологию как альтернативные способы производства веществ и материалов.

Основная задача урока – сформировать у учащихся представление о химии как основе химического производства веществ и материалов, необходимых функционирования промышленности, сельского хозяйства для обеспечения жизни современного человека и общества.

Начать урок можно с констатации того факта, что многие химические реакции, с которыми учащиеся познакомились в школьном курсе химии, осуществляют в промышленных масштабах при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции. Пластмассы, синтетические волокна, фармацевтические препараты, удобрения, мыла и моющие средства, красители, пестициды, косметика и парфюмерные изделия и даже компоненты пищи — все это только некоторые виды продукции, выпуск которой полностью или частично зависит от химической промышленности. Одиннадцать первых мест по объему производства принадлежат следующим химическим соединениям: H_2SO_4 , NH_3 , N_2 , CaO , O_2 , C_2H_4 , NaOH , Cl_2 , HCl , H_3PO_4 , HNO_3 . Эти вещества, а также природное сырье, в первую очередь углеводороды, используют в больших количествах далее для получения столь необходимых видов продукции, названных выше.

Химическая промышленность — это отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья.

Основой химической промышленности является химическая технология — наука о наиболее эффективных методах и средствах массовой химической переработки природных материалов (сырья) в продукты потребления и промежуточные продукты, применяемые в различных отраслях народного хозяйства. Главная задача химии и химической технологии — производство разнообразных веществ и материалов с определенным комплексом механических, физических, химических, биологических свойств и иных свойств.

Затем учитель приводит общие и частные научные принципы производства (табл. 4), которые затем закрепляются при рассмотрении синтеза аммиака и метилового спирта.

Таблица 4

Научные принципы организации химических производств

Общие принципы	Частные принципы
----------------	------------------

1. Создание оптимальных условий проведения химических реакций	Противоток веществ, прямоток веществ, увеличение площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, использование катализатора, повышение давления, повышение концентраций реагирующих веществ
2. Полное и комплексное использование сырья	Циркуляция, создание смежных производств (по переработке отходов)
3. Использование теплоты химических реакций	Теплообмен, утилизация теплоты реакций
4. Принцип непрерывности	Механизация и автоматизация производства
5. Защита окружающей среды и человека	Автоматизация вредных производств, герметизация аппаратов, утилизация отходов, нейтрализация выбросов в атмосферу

На вопросах защиты окружающей среды следует остановиться особо. Для учащихся не секрет, что с позиций экологов у химической промышленности плохая репутация. С чем это связано?

Любое промышленное предприятие (и химическое, в том числе) образует отходы. Газы выбрасывают в атмосферу, жидкие отходы сливают в канализацию, твердые и некоторые жидкие сжигают в печах или захоранивают в специально оборудованных местах. Несмотря на то, что любые отходы перед сбросом обезвреживают, они в большей или меньшей степени загрязняют окружающую среду, неблагоприятно влияют на здоровье людей. Поэтому химические предприятия потенциально опасны, поэтому их стараются размещать на окраинах городов, в промышленных зонах.

В любом государстве установлены безопасные для здоровья людей предельно допустимые концентрации (ПДК) вредных веществ в воздухе производственных помещений и на территории предприятий, а также в атмосфере населенных пунктов. Ни одно производство не вправе превышать эти нормы даже в случае чрезвычайной ситуации. На любом предприятии предусмотрены строгие меры для предотвращения пожаров и быстрой ликвидации возможных возгораний; на большинстве производств работники имеют индивидуальные средства защиты от вредных веществ. Выполнение правил охраны труда контролируют органы государственной инспекции, а также внутризаводские службы.

Наилучшим способом решения проблемы снижения вредности производства для людей и охраны окружающей среды служит применение безотходных или малоотходных технологий. Пример — рассматриваемый ниже синтез аммиака, в котором отходы (непрореагировавшие газы) многократно возвращают в производство.

В других случаях остро стоит вопрос об очистке отходов. К современным ее методам относят фильтрацию, пыле-, газоулавливание, обезвреживание (нейтрализация, поглощение газов жидкими и твердыми поглотителями), биологическую очистку (при помощи микроорганизмов), осаждение в специальных

отстойниках, химические методы (перевод веществ в малорастворимые и нерастворимые соединения) и другие способы.

В заключительной стадии урока учитель рассматривает основы технологий получения аммиака и метилового спирта. В процессе сравнения обоих синтезов рекомендуется заполнять таблицу 5, которая обобщает информацию об основных технологических принципах производств, их аппаратном оформлении, химизме реакций.

Таблица 5

Производство аммиака и метанола

Основные стадии производства, аппараты	Научные принципы организации производства	
	аммиака	метанола
I. Подготовка сырья. Подвод реагирующих веществ в зону реакции с помощью турбокомпрессора и циркуляционного компрессора	1) Оба производства используют в качестве сырья природный газ метан	
	Реагирующие вещества: азот N ₂ и водород H ₂ . Источник азота – воздух, источник водорода – природный газ (метан CH ₄). Исходную смесь газов берут в соотношении 1 объем N ₂ к 3 объемам H ₂	Реагирующие вещества: оксид углерода(II) CO и водород H ₂ (их смесь называется синтез-газом). Синтез-газ получают конверсией метана водяным паром при высокой температуре: CH ₄ + H ₂ O = CO + 3 H ₂ Для синтеза метанола исходную смесь берут в соотношении 1 объем CO к 5 объемам H ₂
	2) реагирующие газы тщательно очищают, затем подают в турбокомпрессор, где сжимают до:	
	25-60 МПа	25-30 МПа
	а затем смешивают с циркуляционным газом (о нем смотрите далее) и направляют в колонну синтеза	
II. Химический процесс проходит в основном аппарате производства – колонне синтеза	Колонны синтеза совмещает в одном корпусе катализаторную коробку и теплообменник. Внутреннее устройство колонны синтеза можно увидеть на схеме установки в учебнике (рис. 73). В таких колоннах можно осуществлять и синтез аммиака, и синтез метанола. Реакции, лежащие в основе получения целевых продуктов:	
	N ₂ + 3H ₂ = 2NH ₃ + 92 кДж аммиак	CO + 2H ₂ = CH ₃ OH + 111 кДж метанол Возможно получение побочных продуктов: CO + 3H ₂ = CH ₄ + H ₂ O + 209 кДж метан CO + H ₂ = HCHO + 8,4 кДж формальдегид 2CH ₃ OH = CH ₃ OCH ₃ + H ₂ O диметиловый эфир
	Подбор оптимальных условий проведения синтезов осуществляют, исходя из характеристики химических реакций: 1) реакции обратимые, гомогенные (исходные вещества и продукты –	

	газы), идут с уменьшением объема, следовательно, смещению равновесия в сторону продуктов способствует повышенное давление	
		2) смещению равновесия вправо способствует также увеличение концентрации водорода в исходной смеси по сравнению со стехиометрическим
	3) реакции экзотермические, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону исходных веществ, а понижение температуры – в сторону продуктов реакции, но при этом скорость синтеза будет очень мала. Поэтому реакции проводят при оптимальных для данных процессов температурах:	
	450 – 500°C	370 – 400°C Уменьшение давления и увеличение температуры способствуют увеличению доли побочных продуктов
	Исходную смесь газов сначала нагревают в теплообменнике за счет движущихся противотоком выходящих газов, а затем в зоне экзотермической реакции. Противоток – движение различных веществ навстречу друг другу с целью создания наилучших условий для обмена энергией 4) для ускорения синтеза, быстрого установления равновесия используют катализатор:	
	восстановленное железо Fe (с примесью оксидов калия и алюминия)	«цинк-хромовый» $8ZnO \quad Cr_2O_3$ CrO_3 , имеющий селективное действие (лат. <i>selectio</i> – <i>выбор</i>): он ускоряет целевую реакцию, уменьшая долю побочных продуктов.
	В обоих процессах реагенты и продукты реакции находятся в газовой фазе и образуют гомогенную систему. Реакции протекают на поверхности твердых катализаторов. Такие реакции составляют особый класс – гетерогенно-каталитических реакций. Важное значение имеет площадь поверхности катализатора. Катализатор изготавливают в виде губчатых гранул или таблеток. Так как активность катализатора сильно снижается от присутствия примесей, то реагирующие газы подвергают тщательной очистке (от воды, соединений серы и др.) 5) при всех указанных условиях проведения реакций равновесный выход продукта составляет не более 20%. Поэтому синтез продукта осуществляют по способу многократной циркуляции, то есть непрореагировавшую смесь газов многократно возвращают в производство после отделения от нее полученного продукта.	
III. Отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции производят через холодильник с последующим разделением в	Газовая смесь, состоящая из непрореагировавших веществ и продукта	
	N_2, H_2 и NH_3	CO, H_2 и CH_3OH
	После контакта с катализатором предварительно охлаждается в теплообменнике, отдавая теплоту входящим газам, а затем поступает в холодильник. Охлаждение производят водой, которая движется противотоком. Глубокое охлаждение приводит к конденсации продукта реакции,	

сепараторе	а в сепараторе он отделяется от непрореагировавших газов (циркуляционных), которые циркуляционный компрессор возвращает в колонну синтеза. Многократная циркуляция газов позволяет повысить выход продукта до 85-90% от теоретического.
------------	---

В результате сравнения двух химических производств учитель делает вывод, что синтез аммиака и синтез метанола похожи по условиям их проведения и источникам сырья. Их осуществляют на аналогичных установках, которые часто монтируют на одном предприятии. Все аппараты этих производств максимально герметичны, используется в основном энергия экзотермических реакций. Благодаря циклической (замкнутой) схеме синтеза эти производства служат примерами малоотходных, почти не имеющих выбросов в окружающую среду. Затраты на производство существенно снижены за счет осуществления непрерывного процесса: исходные вещества постоянно поступают в реактор, а продукты постоянно из него выводятся. Непрерывность процесса позволяет его полностью автоматизировать.

Производства аммиака и метанола считаются наиболее передовыми с точки зрения химической технологии.

Аммиак в дальнейшем используют для получения азотной кислоты, которая идет на производство удобрений, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон, взрывчатых веществ. Большие количества аммиака расходуются на получение мочевины, являющейся прекрасным азотным удобрением, да и сам жидкий аммиак и его водный раствор — это жидкие удобрения. На легком сжижении и последующем испарении с поглощением теплоты основано его применение в холодильных установках.

Метанол используют для получения большого количества разных органических веществ, в частности формальдегида НСНО и метилметакрилата

$\text{СН}_2=\text{С}(\text{СН}_3)\text{-СООСН}_3$, которые используют в производстве фенолформальдегидных смол и полиметилметакрилата (органического стекла) соответственно. Помимо этого, метанол используют как растворитель, экстрагент, а в ряде стран — в качестве моторного топлива, так как добавка его к бензину повышает октановое число топлива и снижает количество вредных веществ в выхлопных газах.

§23. Химическая грамотность как компонент общей культуры человека

Цели урока. Продемонстрировать значимость химических знаний для общего культурного уровня человека; привести примеры использования знаний по химии в повседневной жизни.

Учитель начинает урок с констатации важного постулата: весомой составляющей интеллектуального уровня человека является естественнонаучная, в частности, химическая грамотность. Она включает в себя понимание и коррект-

ное использование распространенных химических терминов, грамотное обращение с веществами в быту и на производстве, способность адекватно и критически оценивать информацию, связанную с химическими производствами и их воздействии на окружающую среду, представление о современных материалах и технологиях их получения, в том числе нанотехнологиях, биотехнологиях и многое другое.

Самый известный шведский ученый-естествоиспытатель Карл Линней сказал: «Если не знаешь названий, теряется и познание вещей». Применительно к целям и задачам урока, высказывание Линнея можно перефразировать так: «Если ты не владеешь основными общеупотребительными терминами химии, ты не можешь считать себя культурным человеком».

Для «затравки» можно продемонстрировать химические «ляпы», окружающие нас, к сожалению, повсюду: в рекламе, на этикетках товаров, в средствах массовой информации, в высказываниях известных людей (рис. 3). Специалистам в любой области знания, да и вообще каждому человеку, в какой бы профессиональной сфере он не трудился, необходимо корректно использовать химическую терминологию, чтобы не демонстрировать свою безграмотность и некомпетентность. Это такое же естественное требование, как соблюдение норм и правил правописания в любом тексте независимо от того, художественное это произведение, резюме, бизнес-план или приказ по организации.

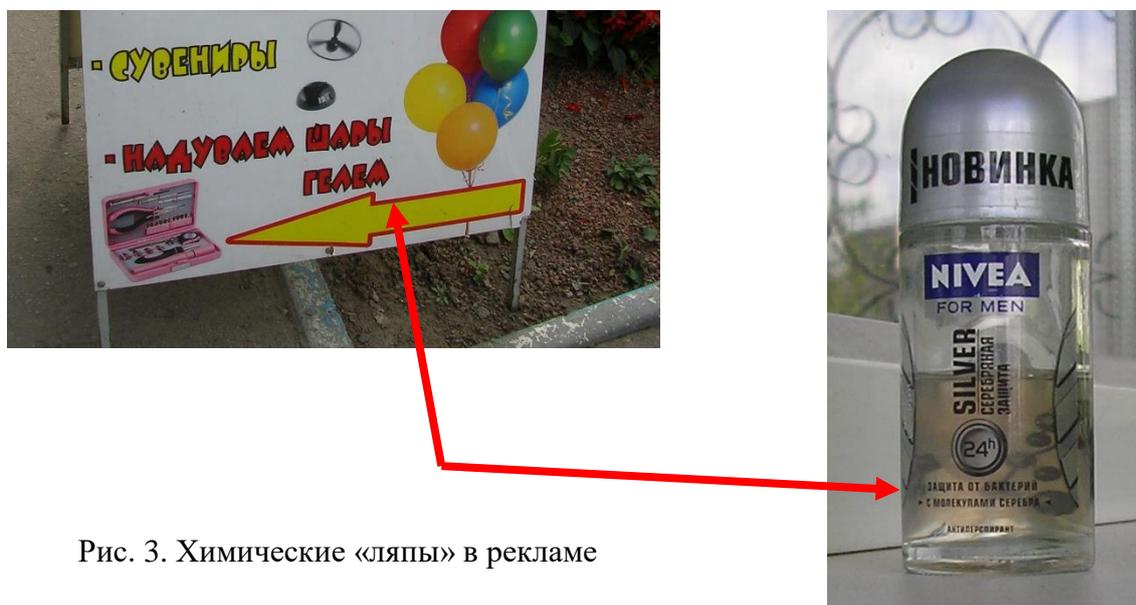


Рис. 3. Химические «ляпы» в рекламе

При рассмотрении маркировки упаковочных товаров в учебнике упомянут петля Мёбиуса. Знают ли учащиеся, что это такое? Попросите учащихся отрезать от стандартного листа бумаги узкую полоску шириной 1 см. Полоску складывают в кольцо, концы полоски накладывают друг на друга и склеивают. У получившегося кольца две поверхности – внешняя и внутренняя. Если провести карандашную линию по одной из таких поверхностей, например, внешней, линия замкнется, вторая поверхность останется чистой. Вторую полоску бумаги также склеивают в кольцо, только один конец перед склейкой поворачивают на

180°, прикладывают другой стороной. Снова получилось кольцо, казалось бы, ничем не примечательное. Однако это кольцо, называемое петлей или лентой Мёбиуса, не простое, а «волшебное» (рис. 4). У него не две поверхности, а только одна. В этом легко убедиться, рисуя на ленте линию карандашом. Когда линия замкнется, вы обнаружите, что чистой поверхности на ленте не осталось!

Однако на этом чудеса не заканчиваются. Если разрезать ленту вдоль ровно посередине, вместо двух лент Мёбиуса получится одна закрученная на полный оборот лента. Это свойство петли Мёбиуса используется в старинном фокусе под названием «афганские ленты». Если получившуюся ленту снова разрезать вдоль посередине, получаются две такие ленты, намотанные друг на друга.

Понравилось? Продолжим чудесные превращения. Если разрезать ленту Мёбиуса, отступая от края приблизительно на треть её ширины, то получатся два кольца-ленты, продетые одно в другое. Одно более короткое – лента Мёбиуса, другое — длинная лента с двумя полуоборотами.

Этот нехитрый эксперимент показывает, что чудес на свете много, однако чудесные превращения одних веществ в другие – это предмет изучения самой увлекательной науки на свете – химии.

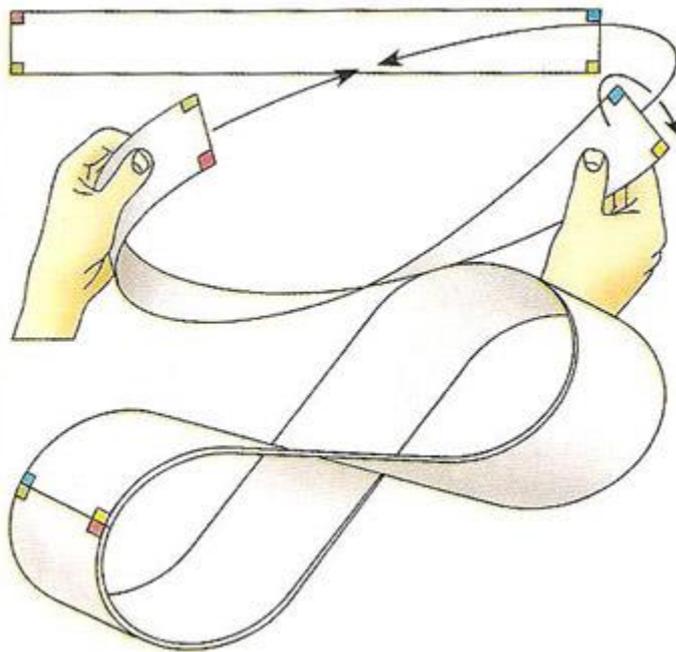


Рис. 4. Петля Мёбиуса