

ХИМИЯ

ISSN 2077-1959

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ГАЗЕТА ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ ХИМИИ И ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ

16–31 января 2011

Основана в 1992 г.

him.1september.ru

№ 2

H_2O

ВОДА

на поверхности Земли

всего	1 390 000
ледники	24 000
реки, озера, болота	200
атмосфера	13

$\cdot 10^{12}$ т

1 Н $1s^1$

1,0079

ВОДОРОД

атмосфера	10^{-4} % (ат.)
гидросфера	} 1 % (мас.)
литосфера	

8 О $2s^2 2p^4$

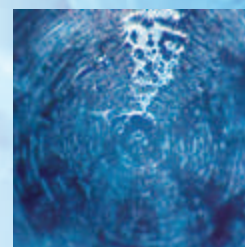
15,999

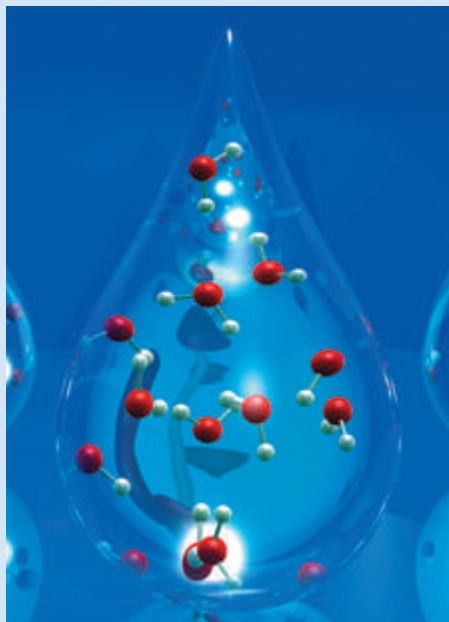
КИСЛОРОД

атмосфера	23
гидросфера	86
литосфера	47

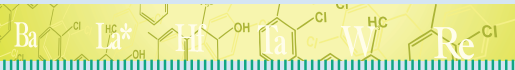
} % (мас.)

Разные кристаллы одного
и того же вещества – H_2O





№ 02 (816) | ХИМИЯ | 2011



Читайте в номере

На обложке фотографии кристаллов с сайтов:
<http://content.foto.mail.ru/mail/klekin/181/i-183.jpg>
<http://moiecomir.info/poslanyevody.files/image028.jpg>
http://year-2012.narod.ru/water_spasibo.gif

ХИМИЯ

Методическая газета
для учителей химии
и естествознания

РЕДАКЦИЯ:

Гл. редактор: О. Блохина
Редакторы: Т. Богатова,
О. Валединская,
А. Зачернюк

Дизайн: И. Лукьянов
Верстка: С. Сухарев
Графика: Д. Кардановская
Корректор: Е. Полячек
Набор: М. Королева
Фото: фотобанк Shutterstock,
если не указано иное

Газета распространяется по подписке

Цена свободная Тираж 5400 экз.

Тел. редакции: (499) 249-0468

Тел./факс: (499) 249-3138

E-mail: him@1september.ru

<http://him.1september.ru>

© Химия, 2010. При перепечатке ссылка
на газету «Химия» обязательна.

Редакция не несет ответственности за содержание
и оформление рекламных объявлений

ПОДПИСНЫЕ ИНДЕКСЫ: Роспечать: инд.-32034; орг.-32597 Почта России: инд.-79151; орг.-79605

ПРОБЛЕМЫ ЭКОЛОГИИ

Е.Э.Боровский

ХИМИЧЕСКОЕ ЗАГРЯЗНЕНИЕ
АТМОСФЕРЫ: РАЗРУШЕНИЕ
ОЗОНОВОГО СЛОЯ 3

ЛЕКЦИИ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ

В.В.Еремин, А.А.Дроздов
О ПРЕПОДАВАНИИ ХИМИИ
В ОСНОВНОЙ ШКОЛЕ.
8–9 классы. Генетическая
связь различных классов
неорганических веществ ... 10

ТЕСТЫ

Т.А.Журавлева
ГОТОВИМСЯ К ЕГЭ
ЗАБЛАГОВРЕМЕННО.
Тесты по химии для основной
и средней школы 18

ПОДГОТОВКА К ЕГЭ ПО ХИМИИ

Л.К.Пилипенко
К ВОПРОСУ О СВОЙСТВАХ
СОЛЕЙ 22

КОНКУРС «Я ИДУ НА УРОК»

О.Б.Чеснокова
ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ОБ
ОСНОВНЫХ СВОЙСТВАХ
СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА.
Естественно-научный
профиль. 10 класс 28

ШКОЛА:ВРЕМЯ РЕФОРМ

В.Н.Венгельникова
ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ОПЫТЫ.
Программа элективного
курса по химии и биологии.
8–9 классы 33

А.М.Дубровка, Л.В.Бурдыко
ТВОРЧЕСКАЯ
ЛАБОРАТОРИЯ.
Педагогические технологии
как средство формирования
информационно-
коммуникативных
компетенций учащихся
в процессе изучения
предметов естественно-
научного цикла 38

В ПОМОЩЬ МОЛОДОМУ УЧИТЕЛЮ

О.А.Чернышова
В МИРЕ ДРАГОЦЕННЫХ
КАМНЕЙ.
Интегрированное
мероприятие. 8 класс 40

КРОССВОРДЫ

В.Г.Федоринов
КРОССВОРД «Химия» 46
ОТВЕТЫ НА КРОССВОРД
«ХИМИЧЕСКИЙ» 27

ГАЛЕРЕЯ ИЗВЕСТНЫХ ХИМИКОВ

АНДРЕЙ НИКОЛАЕВИЧ
НЕСМЕЯНОВ 47

Основана в 1992 г. Выходит два раза в месяц

ИЗДАТЕЛЬСКИЙ ДОМ «ПЕРВОЕ СЕНТЯБРЯ»

Главный редактор:
Артем Соловейчик
(генеральный директор)
Коммерческая деятельность:
Константин Шмарковский
(финансовый директор)
Развитие, IT
и координация проектов:
Сергей Островский
(исполнительный директор)
Реклама и продвижение:
Марк Сартан
Мультимедиа, конференции
и техническое обеспечение:
Павел Кузнецов
Производство:
Станислав Савельев
Административно-
хозяйственное обеспечение:
Андрей Ушков
Дизайн:
Иван Лукьянов, Андрей Балдин
Педагогический университет:
Валерия Арсланян (ректор)

ГАЗЕТЫ ИЗДАТЕЛЬСКОГО ДОМА:

Первое сентября – гл. ред. Е. Бирюкова,
Английский язык – гл. ред. А. Громушкина,
Библиотека в школе – гл. ред. О. Громова,
Биология – гл. ред. Н. Иванова,
География – гл. ред. О. Коротова,
Дошкольное
образование – гл. ред. М. Аромштам,
Здоровье детей – гл. ред. Н. Семина,
Информатика – гл. ред. С. Островский,
Искусство – гл. ред. М. Сартан,
История – гл. ред. А. Савельев,
Классное руководство и воспитание
школьников – гл. ред. О. Леонтьева,
Литература – гл. ред. С. Волков,
Математика – гл. ред. Л. Рослова,
Начальная школа – гл. ред. М. Соловейчик,
Немецкий язык – гл. ред. М. Бузоева,
Русский язык – гл. ред. Л. Гончар,
Спорт в школе – гл. ред. О. Леонтьева,
Управление школой – гл. ред. Я. Сартан,
Физика – гл. ред. Н. Козлова,
Французский язык – гл. ред.
Г. Чесновицкая,
Химия – гл. ред. О. Блохина,
Школьный психолог – гл. ред. И. Вачков

УЧРЕДИТЕЛЬ: ООО «ЧИСТЫЕ ПРУДЫ»


Зарегистрировано
ПИН № 77-7234 от 12.04.01
в Министерстве РФ
по делам печати
Подписано в печать:
по графику 16.12.10,
фактически 15.12.10
Заказ №
Отпечатано в ОАО «Чеховский
полиграфический комбинат»
ул. Полиграфистов, д. 1,
Московская область,
г. Чехов, 142300

АДРЕС РЕДАКЦИИ И ИЗДАТЕЛЯ:

ул. Киевская, д. 24,
Москва, 121165
Тел./Факс: (499) 249-3138
Отдел рекламы:
(499) 249-9870
Сайт: 1september.ru

ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ПОДПИСКА:

Телефон: (499) 249-4758
E-mail: podpiska@1september.ru

 Документооборот Издательского
дома «Первое сентября» защищен
антивирусной программой Dr.Web

ХИМИЧЕСКОЕ ЗАГРЯЗНЕНИЕ АТМОСФЕРЫ

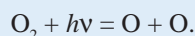
Разрушение озонового слоя

Е.Э.БОРОВСКИЙ

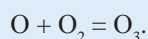
Количество озона в атмосфере очень невелико — $3 \cdot 10^{12}$ кг при общей массе атмосферы Земли $5 \cdot 10^{18}$ кг.

Естественные процессы образования и разрушения озона в стратосфере

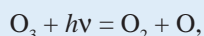
Как подтверждают лабораторные и натурные исследования, образование озона в стратосфере Земли связано с *фотодиссоциацией* молекулярного кислорода, происходящей под действием жесткого коротковолнового солнечного излучения с длиной волны менее 242 нм ($h\nu$ – квант света):



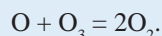
Взаимодействие возбужденного атомарного и молекулярного кислорода приводит к образованию молекулы озона:



Одновременно с образованием озона идет его непрерывное разрушение в стратосфере под действием внешнего солнечного излучения:



а также в результате реакции:



Динамика одновременных естественных процессов образования и разрушения озона такова, что его содержание (как показали модельные реконструкции газового состава атмосферы прошлых эпох по результатам анализов антарктических ледовых кернов) до последней четверти прошлого века изменялось очень незначительно.

Озоновый слой

Если все молекулы озона при температуре 15°C и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па равномерно распределить над поверхностью Земли, то толщина слоя составит всего около 3 мм, при этом все другие газы, входящие в состав воздуха земной атмосферы, образуют слой толщиной в 8 км.

Область максимальной концентрации озона – всего 8 м.д. (8 частей на 1 млн частей воздуха) – полу-

чила название *озонового слоя* (озонового экрана, или щита). Озоновый слой расположен в стратосфере на высоте от 20 км (приполярные области) до 30 км (тропики).

Измерения содержания озона в стратосфере

Систематические измерения содержания озона в атмосфере начались еще в 1930-х гг. В настоящее время в мире существует озонметрическая сеть, насчитывающая 120 станций наблюдения, около трети из них – на территории России.

Измерения проводятся, главным образом, с помощью *спектрофотометра Добсона* (разработан английским ученым Г.М.Добсоном), обеспечивающего высокую точность (погрешность составляет 1–2 %). Приборы доставляют в атмосферу аэростатами (зондами) или искусственными спутниками Земли (американскими – серии «Нимбус» и российскими – серии «Метеор»).

С 1990-х гг. для проведения всестороннего мониторинга атмосферы Земли и, в частности, стратосферного озона стали использоваться уникальные высотные военные самолеты М-17 «Экологический интернационал» и М-55 «Геофизика», переоборудованные под научные лаборатории.

Советский стратосферный самолет М-17 (рис. 1), созданный под руководством генерального конструктора В.М.Мясищева, и его модификация М-55, разработанная Экспериментальным машиностроительным заводом (ЭМЗ) им. В.М.Мясищева, – выдающиеся образцы мировой авиационной техники.

Интересна история создания этих самолетов.

В мае 1960 г. в районе Свердловска был сбит высотный самолет-шпион И-2 «Черная леди», пилотируемый Ф.Г.Пауэрсом. После этого на вооружении армии и ЦРУ США появилось новое средство доставки шпионской аппаратуры в воздушное пространство нашей страны – автоматические, управляемые по радио дрейфующие аэростаты (АДА) диаметром 100 м, способные изменять высоту полета от 0 до 50 км и нести не только разведывательную аппаратуру, но и широкий спектр взрывчатых веществ.

Именно для борьбы с этими американскими аэростатами и были разработаны указанные стратосферные



Рис. 1. Российский стратосферный самолет для исследования озонового слоя Земли

самолеты, уникальные по своим аэродинамическим характеристикам, способные барражировать на больших высотах (до 20 км), имеющие небольшую скорость, необходимую для того, чтобы засечь и поразить аэростат. Естественно, что эти самолеты были сверхсекретными.

Изменение ситуации в мире привело к тому, что гриф секретности с таких самолетов был снят. Более того, эти самолеты получили мирные профессии: для борьбы с градом, разведки природных ресурсов, народно-хозяйственного картографирования.

Уже в 1990 г. самолетом М-17 «Экологический интернационал» были проведены первые исследования атмосферы с целью определения содержания в ней озона. Эта работа проводилась в рамках проекта «Глобальный резерв озона», организаторами которого были объединение «Ноосфера», ЭМЗ им. В.М.Мясищева и Московская патриархия.

Спектрофотометр Добсона измеряет общее количество озона в столбе атмосферы единичного сечения, которое выражается в *единицах Добсона* (ДЕ), при этом $1 \text{ ДЕ} = 2,7 \cdot 10^{20}$ молекул/м².

Обычно количество озона в атмосфере Земли, включая Антарктиду, близко к 300 ДЕ, что соответствует тому трехмиллиметровому слою озона, о котором говорилось выше.

Роль озонового слоя

Озоновый слой полностью поглощает поток коротковолновых ультрафиолетовых лучей Солнца с длиной волны 200–280 нм и около 90 % ультрафиолетового излучения с длиной волны 280–320 нм. Если излучения данного диапазона будут достигать поверхности

Земли, они неизбежно приведут к значительным изменениям в биосфере.

Озоновый слой в атмосфере Земли сформировался в ходе эволюции после перехода биосферы первичной восстановительной атмосферы в окислительную атмосферу (1,5 млрд лет назад). Когда в атмосфере содержание кислорода достигло примерно 0,5, а содержание озона – 0,7 современного уровня, живые организмы, прежде существовавшие в Мировом океане под защитой воды, смогли выйти на сушу. Первыми этот шаг сделали растения 500 млн лет назад.

Диапазон ультрафиолетового излучения с длиной волны 280–320 нм (УФИ-Б) обладает наибольшей биологической активностью. Это излучение разрушает молекулы нуклеиновых кислот, в том числе ДНК – основного хромосомного материала, передающего генетическую информацию.

УФИ-Б нарушает процессы фотосинтеза наземных растений, снижает их сопротивляемость болезням и вредителям, поражает фито- и зоопланктон Мирового океана – основу пищевых цепей в океане, что приводит к уменьшению популяции рыб.

УФИ-Б оказывает вредное воздействие и на здоровье человека: ослабляется иммунная система, возрастает опасность инфекционных заболеваний, повреждается сетчатка глаза, развивается катаракта, возможно появление злокачественных новообразований на открытых участках кожи. Как показали исследования американских ученых, каждое уменьшение слоя озона на 1 % приводит к 2%-му усилению ультрафиолетовой радиации и 2,5%-му учащению случаев заболевания раком кожи.

Открытие озоновых дыр в стратосфере

Ученые английской антарктической станции, осуществлявшие мониторинг озона в стратосфере, начиная с 1982 г. стали фиксировать уменьшение содержания озона над Антарктидой. Весной 1984 г. приборы их станции показали рекордное по сравнению с прежними годами снижение содержания озона на 40 % (рис. 2).

Наблюдения, сделанные из космоса, в последующие годы показали существование над Антарктидой огромных по площади областей пониженного содержания озона, которые впоследствии получили образное название *озоновых дыр*.

Площадь озоновых дыр сравнима с площадью антарктического континента (14 млн км²), а нередко и превышает ее (рис. 3), частично накрывая Австралию и Южную Америку.

Озоновые дыры разной интенсивности образуются регулярно, практически каждую антарктическую весну (сентябрь–ноябрь для Южного полушария), а затем затягиваются. Механизмы этих процессов будут обн

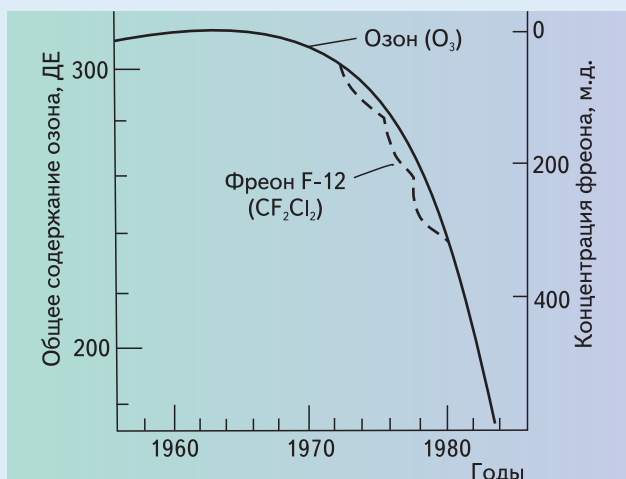


Рис. 2. Снижение содержания озона над Антарктидой в октябре 1984 г.

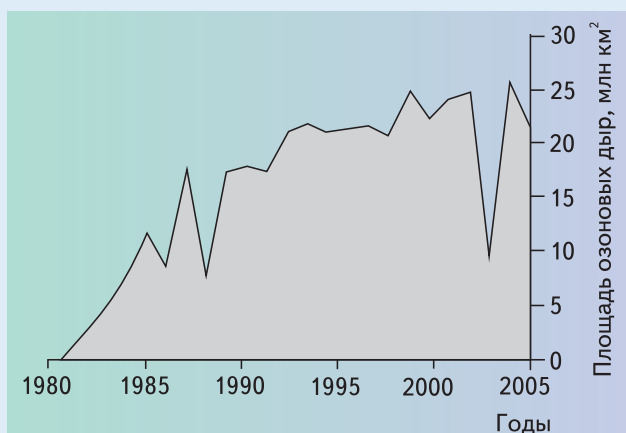


Рис. 3. Изменение площади озоновых дыр над Антарктидой

Озоновые дыры образуются и затягиваются не только над Антарктидой, но и над областями высоких широт Северного полушария. Как правило, площадь их меньше, однако в первой половине 1997 г. громадная по своим размерам озоновая дыра площадью ~30 млн км² возникла над всей Арктикой, включая север Европы и Канады, Гренландию, Балтийское море, северные области Сибири, Чукотку и прилегающие к ним моря Северного Ледовитого океана. Среднемесячное уменьшение содержания озона весной достигало здесь 30–40 %.

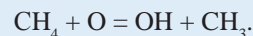
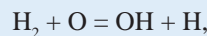
Почему разрушается озоновый слой

Причины появления озоновых дыр ученые объясняют по-разному. Возможно, это связано с естественными природными процессами, на которые прежде не обращали внимания.

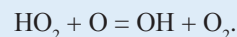
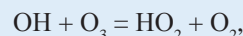
- Так, несколько лет назад сотрудник МГУ В.Л.Сыромяткин и его коллеги выдвинули гипотезу о разрушении озонового слоя вследствие мощного потока (порядка нескольких млрд т) эндогенных газов – водорода и метана, прорывающихся из недр Земли через рифтовые разломы (рифт – крупная линейная впадина в земной коре в месте ее разрыва). Особенно активны рифты Южного полушария, где

подводные хребты сливаются в единую структуру около Антарктиды.

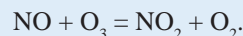
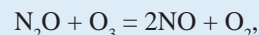
Напрямую эти газы с озоном не реагируют. Но в стратосфере, где в результате фотодиссоциации молекулярного кислорода O₂ присутствуют атомы (радикалы) кислорода O, происходят следующие реакции:



А далее осуществляется цикл:



- Немецкий ученый Пауль Крутцен еще в 1970 г. предположил, что причиной разрушения озона в стратосфере могут быть оксиды азота, и предложил следующую схему этого процесса:



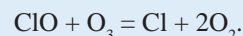
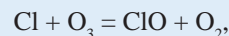
Оксиды азота в стратосфере – это выбросы реактивных двигателей сверхзвуковых самолетов типа «Конкорд» или «Ту-144» или ядерные взрывы в атмосфере. Однако из-за высокой стоимости эксплуатация таких самолетов не получила продолжения, а испытания ядерного оружия в атмосфере запрещены согласно Московскому договору с 1963 г.

Напротив, оксиды азота, попадающие в тропосферу в результате работы промышленных предприятий и автотранспорта, вступают в фотохимические реакции. Это приводит к противоположному процессу – образованию там озона, являющегося в слоях приземного воздуха очень опасным загрязнителем.

- В настоящее время большинство ученых принимают «фреоново-галлоновую теорию» разрушения озонового слоя.

За 10 лет до обнаружения озоновых дыр в стратосфере американские ученые Ш.Роулэнд и М.Молина предложили *хлорный цикл* разрушения озона.

Итоговыми реакциями этого цикла являются:



В ходе хлорного цикла, как показали расчеты, один радикал хлора за достаточно короткое «время жизни» (часы или секунды) способен разрушить до десяти тысяч (!) молекул озона.

Измерения с помощью самолетов-лабораторий, пересекающих на высоте порядка 20 км области пониженного содержания озона, показали, что там сильно увеличено количество монооксида хлора (рис. 4).

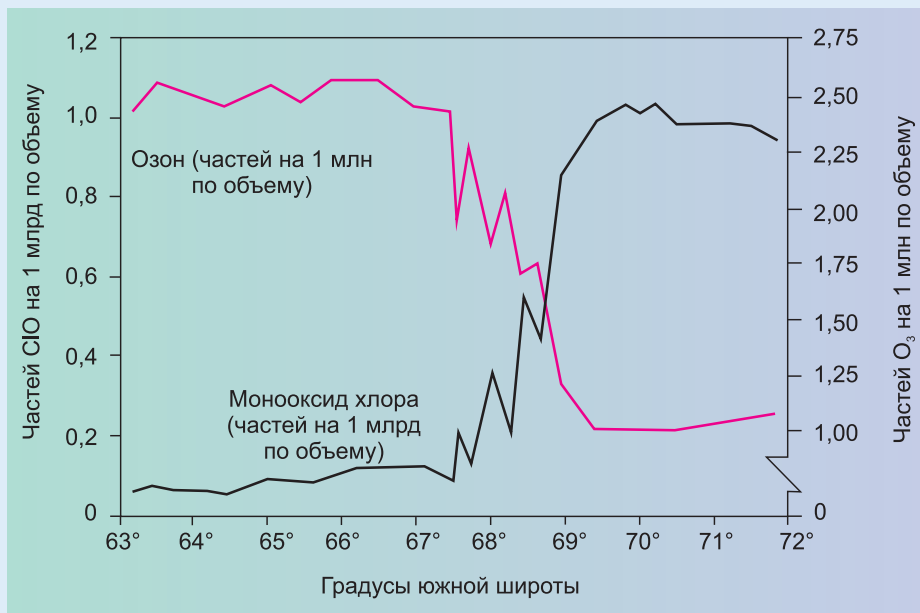


Рис. 4. Широтное изменение количества озона и монооксида хлора в озоновой дыре

По мере продвижения самолета внутрь дыры количество озона уменьшалось, а количество монооксида хлора возрастало, причем наблюдалась хорошая корреляция обеих кривых – уменьшения O_3 и увеличения СЮ вдоль всей трассы. Эти результаты на сегодняшний день являются весомым аргументом за то, что озоновые дыры связаны с загрязнением атмосферы хлорсодержащими соединениями.

Озоноразрушающие вещества (ОРВ)

Главным источником антропогенного хлора в атмосфере является химическая отрасль промышленности, выпускающая *хлорфторуглеводороды* (ХФУ), или *фреоны* (торговая марка производящей их корпорации «Дюпон»). Наложение на график изменения годового содержания озона над Антарктидой изменения концентрации фреона там же (см. рис. 2) подтверждает это.

Производство фреонов началось в 1930-е гг. как недорогих и неядовитых заменителей аммиака и диоксида серы в качестве хладагентов в холодильниках.

С 1950-х гг. фреоны стали широко применяться в качестве *пропеллентов* (носителей) в различных аэрозольных упаковках духов, освежителей воздуха, лаков и красок, инсектицидов, средств для мытья окон, нанесения смазок и т. д. Фреоны обеспечивали очень мелкое распыление и не вступали в реакцию с распыляемым веществом.

Если в начале 1950-х гг. на рынке аэрозолей главным товаром были инсектициды, а общий объем про-

дажи аэрозольных баллончиков в США не превышал 5 млн штук в год, то к 1973 г. производство аэрозолей значительно расширилось за счет увеличения числа применяемых веществ и имелось уже во многих

странах мира. При этом только в США производилось более 2 млрд всевозможных аэрозольных упаковок в год. Быстро росло использование ХФУ в системах теплоизоляции и в производстве пищевых полуфабрикатов.

Аэрозольный бум во многом определился использованием герметически закрывающегося, пластмассово-металлического клапана, изобретенного и запатентованного талантливым механиком и предпринимателем из США Р.Апланальпом.

В 1986 г. во всем мире использовалось в различных целях около 1,13 млн т ХФУ. За период с 1950 по 1980 г. про-

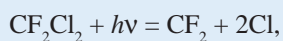
мышленный выпуск фреона-11 ($F-11$, $CFCl_3$) и фреона-12 ($F-12$, CF_2Cl_2) вырос в 50 и 20 раз соответственно, а выброс их в атмосферу увеличился примерно в 300 и более чем в 10 раз соответственно. В 1988 г. выброс фреона-11 в атмосферу составил 315 тыс. т, а фреона-12 – 393 тыс. т.

Значительные массы хлорсодержащих ОРВ поступают в озоновый слой также с выхлопными газами ракет, работающих на твердом топливе. Так при работе первой ступени ракетной системы «Шаттла» в атмосферу выбрасывается около 187 т соединений хлора. Этого количества достаточно, чтобы привести к разрушению 0,3 % общего запаса озона в атмосфере.

Фреоны не очень опасны для организма человека (их можно даже вдыхать, хотя лучше этого не делать). В тропосфере фреоны, переходящие из жидкого состояния в газообразное при комнатной температуре, практически инертны.

После освобождения из аэрозольных упаковок (в баллончиках содержится от 50 до 90 % пропеллента, остальная часть – основной ингредиент), утечек из холодильников и кондиционеров, выброшенных на свалки, при производстве строительных материалов ХФУ накапливаются в тропосфере, медленно поднимаясь вверх. Время их диффундирования в стратосферу от момента поступления в атмосферу до фотохимического разрушения составляет десятки лет.

Подвергаясь в стратосфере длительному воздействию солнечной радиации с длиной волны $\lambda = 180 - 220$ нм, ХФУ разлагаются с выделением хлора:



что и приводит в итоге к разрушению озонового слоя.

Как было установлено позднее, еще больший урон озоновому слою Земли могут нанести *хлорфторбромуглероды* – *галлоны* (торговое название), такие, как галлон-1301 (CF_3Br), галлон-1211 (CF_2ClBr) и другие, которые применяются в оборонной отрасли промышленности, главным образом, как ингибиторы (замедлители) горения, а также в пенных огнетушителях, широко используемых для тушения лесных пожаров. Исследования показали, что озоноразрушающая способность атома брома в 10 раз выше, чем атома хлора.

Механизм возникновения озоновых дыр

Общий механизм возникновения и эволюции озоновых дыр достаточно сложен и во всех деталях еще не ясен. Самое низкое содержание озона над Антарктидой наблюдается весной в конце полярной ночи – октябрь–ноябрь для Южного полушария (рис. 5).

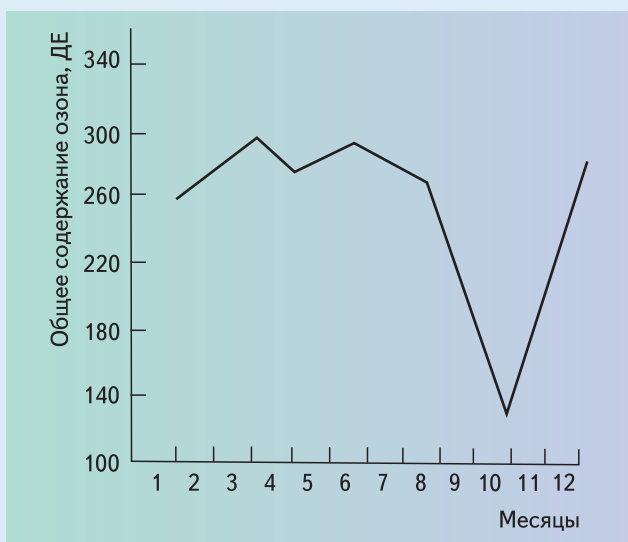


Рис. 5. Изменение среднемесячного содержания озона над Южным полюсом в 1993 г.

Значительную роль в рассматриваемых процессах играют особые физико-химические свойства атмосферы ледяного континента. Зимой в стратосфере над Антарктидой образуется устойчивый циклон – так называемый *южнополярный вихрь*. Воздух внутри вихря движется по замкнутым траекториям, не выходя за его границы. По этой причине в Антарктиде зимой практически не происходит обмена воздухом между полярной и среднеширотной стратосферой. Если внутри полярного вихря начинается даже относительно слабый процесс уничтожения озона, то при отсутствии обмена воздухом с другими широтами содержание его там может упасть очень значительно. Заметим, что основная масса озона поступает в полярные области из тропиков в результате меридианального переноса,

прерываемого зимой циклоном. Местный же фотохимический источник озона в течение полярной ночи очень мал.

За долгую зимнюю ночь оказавшийся внутри антарктического вихря воздух сильно охлаждается. Именно в конце зимы здесь наблюдаются самые низкие стратосферные температуры, достигающие -75 и даже -85 °С. При очень низких температурах в антарктической стратосфере образуются облака, подобные перламутровым и серебристым, но из-за большой разреженности не фиксируемые оптическими методами. Эти облака состоят из кристалликов льда и капелек переохлажденной жидкости (азотной, главным образом, и серной кислот). Частицы этих облаков выступают как аккумуляторы хлорсодержащих и других озоноразрушающих соединений.

В начале весны (в сентябре для Антарктиды) под действием возрастающего солнечного излучения начинается освобождение аккумулированных соединений хлора в атмосферу, концентрации Cl и ClO растут. Из-за начавшихся циклических реакций с этими соединениями озона его концентрация резко падает. Так продолжается до тех пор, пока где-то в ноябре не разрушится полярный вихрь и не начнется обмен воздухом со среднеширотной стратосферой, в результате чего количество озона восстанавливается до нормы.

Таким образом, появление антарктической озоновой дыры является результатом сочетания сложных геодинамических и фотохимических процессов.

В другой полярной области Земли – Арктике – устойчивых озоновых дыр не зафиксировано, поскольку в районе Северного полюса нет единого континента и Арктика имеет сложную орографию – открытый океан, острова, материковое побережье. Потоки воздуха от по-разному нагретых участков поверхности не дают образоваться стабильному зимнему циклону. Вследствие этого нет и сильного понижения температуры и не образуются стратосферные облака. А нет облаков – не работает механизм гетерогенной химии (реакции на поверхностях ледяных кристалликов) и не происходит непрерывного уменьшения количества озона.

Однако временные понижения количества озона в стратосфере происходят и над Арктикой. Здесь, в том числе над Северо-Восточной Сибирью и Чукоткой, над прилегающими к ним морями Северного Ледовитого океана также обнаруживаются локальные озоновые дыры. Они обычно меньше по размерам антарктических, не обладают их регулярностью, и в них понижение озона, как правило, не столь существенно (на 5–15 % по сравнению с нормой). Тем не менее, основания для беспокойства по поводу появления таких озоновых дыр в Северном полушарии имеются, поскольку, в отличие от безлюдной Антарктиды, эти области заселены человеком.

Защита озонового слоя

Внимание мировой общественности к проблеме возможности антропогенного разрушения озонового слоя было привлечено еще в то время, когда такая возможность рассматривалась лишь как гипотетическая.

Уже тогда, в конце 1970-х гг., еще до обнаружения озоновых дыр, в США и Скандинавских странах развернулось широкое экологическое движение за ограничение производства ХФУ и использования аэрозольных упаковок на основе фреонов в быту и начался поиск их заменителей.

Созданная в 1974 г. Программа ООН по окружающей среде – ЮНЕП – с 1976 г. занялась вопросом сохранения озонового слоя, признав разрушение стратосферного озона важнейшей экологической проблемой.

Тревога мировой общественности и осознание ею неотвратимости экологической катастрофы, к которой может привести разрушение озонового слоя Земли, периодические исследования содержания озона в атмосфере, проводимые под эгидой ЮНЕП, обеспечили основу для международных переговоров, поскольку проблема носит глобальный характер, и позволили принять Международную конвенцию об охране озонового слоя (Вена, весна 1985 г.) и Монреальский протокол к ней (сентябрь 1987 г.).

Венская конвенция (ВК) и Монреальский протокол (МП), а также Поправки к Протоколу, принятые в Лондоне (1990 г.), Копенгагене (1992 г.) и Вене (1995 г.), предусматривали замораживание и последующее сокращение наиболее опасных для озонового слоя веществ. Выпуск ХФУ должен был полностью прекратиться к 2000 г. Для развивающихся стран и стран с переходной экономикой был установлен срок – 2006 г.

К настоящему времени примерно 25 % населения планеты (основные развитые страны) практически завершили процесс поэтапного сокращения использования ОРВ, остальным еще предстоит пройти этот путь.

День принятия Монреальского протокола – 16 сентября – по инициативе ЮНЕП с 1995 г. объявлен Международным днем защиты озонового слоя.

В 1977 г. уже упоминавшимся Р.Апланальпом был изобретен новый клапан (торговое название «аквазоль»), работающий на смеси воды и газа бутана C_4H_{10} в качестве пропеллента. Сейчас такие углеводородные пропелленты используются в 80 % производимых в мире аэрозольных упаковок. На эту технологию перешел, например, крупнейший в России Казанский завод аэрозольных упаковок и ряд других предприятий России.

Россия к моменту принятия МП находилась среди крупнейших мировых производителей и потребителей главных ОРВ. Пик их производства пришелся на 1990 г. и составлял тогда 20 % от мирового уровня производства.

В настоящее время в России, как и во всем мире, ведутся поиски заменителей традиционных ХФУ в холодильниках и кондиционерах. Идеального во всех отношениях заменителя ХФУ в качестве хладагента пока не создано.

Современные производители холодильников и кондиционеров – США, Англия, Япония, Россия – стали применять в качестве хладагента вещества, не содержащие хлора или брома, – фторуглероды, гидрофторуглероды, углеводороды – R-134, R-134a и др. Эти вещества, оказавшись в тропосфере в результате утечек, быстро разлагаются, не достигнув озонового слоя. Хладагент R-134a используется в отечественном холодильнике «Стинол», выпускаемом ОАО «Новолипецкий металлургический комбинат» (такое «иностранное» название – сокращение слов «сталь новолипецкая»). Красноярский завод «Бирюса» выпускает холодильники, в которых хладагентом является пропан-бутановая смесь.

Озоновые дыры, несмотря на успешное выполнение МП и ВК, по-прежнему фиксируются в стратосфере Земли над Антарктидой (рис. 6) и арктическими районами.

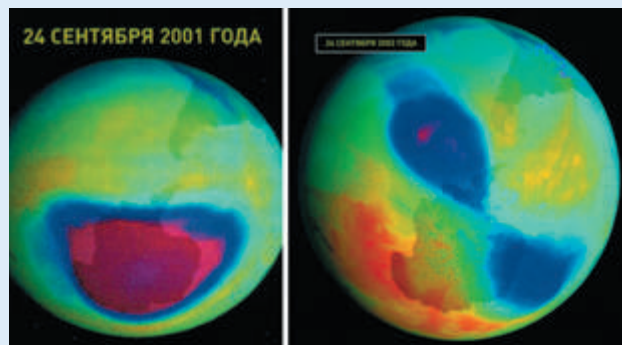


Рис. 6. Фотографии со спутника NASA озоновой дыры над Антарктидой. На фото справа редкое явление – разделение озоновой дыры на две части

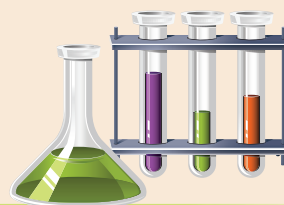
Это можно объяснить тем, что фреоны и галлоны – «долгожители» и путь многих из них в стратосферу, несмотря на резкое сокращение производства и использования, еще продолжается.

Тем не менее, ситуация с состоянием озонового слоя Земли показала эффективность сотрудничества мирового сообщества в решении глобальной экологической проблемы – сохранения озонового слоя для безопасного и устойчивого развития биосферы Земли.

ЛИТЕРАТУРА

Боровский Е.Э. Химическое загрязнение атмосферы: кислотные туманы и смоги. Химия (ИД «Первое сентября»), 2010, № 20; Голдовская Л.Ф. Химия окружающей среды. М.: Мир, 2008; Химия и жизнь, 2001, № 3.

ВИДЕОПОСОБИЕ ДЛЯ ДЕМОНСТРАЦИИ НА УРОКЕ



DVD
ДИСК

Химический эксперимент в 8-9 классах по общей и неорганической химии

Содержание

- ◆ **Химические реакции. Физические явления, сопровождающие химические реакции**
 - Выделение газа
 - Изменение окраски, выделение газа
 - Изменение цвета раствора
 - Образование осадка
- ◆ **Химические реакции соединения, разложения, замещения и обмена**
 - Реакция соединения
 - Реакция разложения
 - Реакция замещения
 - Реакция обмена
- ◆ **Сохранение массы при химических реакциях**
- ◆ **Кислород**
 - Получение кислорода из пероксида
 - Получение озона. Реакция озона с иодидом калия
 - Химические реакции кислорода с серой и сталью
- ◆ **Водород**
 - Получение водорода. Проверка его чистоты
- ◆ **Окисление и восстановление**
 - Поджигание спиртовки
 - «Фейерверк» в стакане
 - Горение порошка железа при контакте с воздухом
 - Цветные реакции при взаимодействии сульфата калия и перманганата калия при разных pH среды
- ◆ **Оксиды, кислоты, щелочи, соли. pH растворов, гидролиз солей**
 - pH растворов, гидролиз солей
 - Взаимодействие карбоната натрия и хлорида кальция в растворе



опыты проводят:

- **С.С. Бердоносков, д.х.н., доцент химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова, лауреат Государственной премии, учитель химии школы № 171 г. Москвы**
- **А.И. Жиров, к.х.н., доцент химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова**

приведены пояснения
в форме уравнений реакций
для многих опытов

- Реакция хлорида железа(III) и соды в растворе
- ◆ **Растворы**
 - Приготовление растворов с заданной молярной концентрацией
 - Изменение окраски хлорида кобальта
 - «Симпатические» чернила
- ◆ **Галогены**
 - Общая характеристика галогенов
 - Выпадение осадка иодида свинца
 - Иодокрахмальная реакция
 - Реакция алюминия с иодом
- ◆ **Сера. Серная кислота**
 - Обугливающее действие серной кислоты
 - Сахарная пудра и серная кислота
 - Образование осадка при реакции сульфат-ионов с ионами бария и кальция
- ◆ **Азот**
 - Жидкий азот
 - Фонтан в колбе с аммиаком
 - «Бегущий» огонь
- ◆ **Фосфор**
 - Фосфор белый и красный. Горение фосфора
- ◆ **Металлы**
 - Плавление палочки из сплава Вуда
- ◆ **Щелочные, щелочно-земельные металлы и магний**
 - Литий, натрий, калий, магний
 - Окрашивание пламени солями лития, натрия, кальция, стронция, бария
- ◆ **Алюминий**
 - Амфотерные свойства гидроксида алюминия
- ◆ **Железо**
 - Реакции с желтой и красной кровяными солями

Видеодиски предназначены для проигрывания на бытовых DVD-проигрывателях или на компьютере с DVD-приводом

КУПОН

ЗАПОЛНЯЕТСЯ ПЕЧАТНЫМИ БУКВАМИ!

ФАМИЛИЯ	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
ИМЯ	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
ОТЧЕСТВО	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
ИНДЕКС	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	АДРЕС	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

ЭТОТ ДИСК МОЖНО ПРИОБРЕСТИ:

- заполнив купон и отправив его в конверте с пометкой «Книга — почтой» по адресу: **ИД «Первое сентября», ул. Киевская, д. 24, г. Москва, 121165**
- заказав по телефону: **(499) 249-47-58**
- заказав по e-mail: **podpiska@1september.ru**
- заказав на сайте: **www.1september.ru**

DVD-диск «ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ В 8-9 КЛАССАХ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ» (599 руб.)

Цена за диск указана с доставкой

_____ шт.

8–9 КЛАССЫ

О преподавании химии в основной школе

В.В.ЕРЕМИН,
А.А.ДРОЗДОВ

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ
КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

План лекций

1. Учебно-методический комплект по химии, созданный в МГУ. Концепция и структура.
2. Учебно-тематическое планирование к учебнику 8 класса.
3. Основные понятия химии (развернутое поурочное планирование 1-й темы).
4. **Генетическая связь различных классов неорганических веществ.**
5. Демонстрационные опыты и практические работы в 8 классе.
6. Периодический закон — история и современность.
7. Вклад российских ученых в химическую науку.
8. Химическая связь и строение молекул.
9. Валентность и степень окисления.
10. Учебно-тематическое планирование к учебнику 9 класса.
11. Расчетные задачи. 1. Определение химических формул веществ и расчеты по этим формулам.
12. Расчетные задачи. 2. Расчеты по уравнениям химических реакций.
13. Расчетные задачи. 3. Способы выражения состава растворов.
14. Теория электролитической диссоциации. Ионные реакции в растворах.
15. Окислительно-восстановительные реакции и их практическое значение. Составление уравнений ОВР.
16. Методические аспекты преподавания химии элементов-неметаллов.
17. Методические аспекты преподавания химии элементов-металлов.
18. Демонстрационные опыты и практические работы в 9 классе.
19. Почему и как идут химические реакции — первоначальные представления о теоретической химии.
20. Организация и проведение олимпиад по химии в школе.

Генетической связи между основными классами веществ посвящена специальная глава учебника 8-го класса (Глава 5. Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений). Школьники уже познакомились с кислотными и основными оксидами, кислотами, основаниями и солями, изучили некоторые их химические свойства.

Учащиеся знают, что химия — это наука о веществах. Число сложных веществ необычайно велико, поэтому подробно описать свойства каждого, как это было сделано в первых главах при изучении кислорода и водорода, просто невозможно. Следует провести классификацию веществ, разделив их по определенным признакам на группы, а затем выявлять общее в свойствах этих групп.

Мы предлагаем обобщить имеющиеся у учащихся сведения следующим образом. Сначала повторить классификацию и свойства оксидов, затем ввести понятие о реакции нейтрализации (она трактуется нами несколько шире, чем обычно, поскольку включает взаимодействие кислотных оксидов со щелочами, а основных — с кислотами). После этого следует переходить к еще большему обобщению и рассмотреть признаки, по которым реакции обмена протекают до конца. Изучение темы заканчивается понятием о генетической связи между важнейшими классами неорганических веществ.

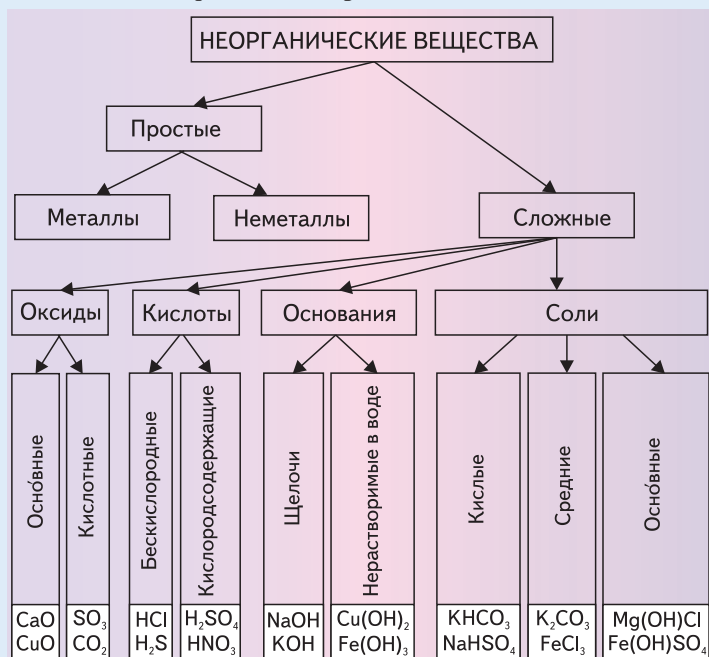
Начать изложение нового материала можно с классификации неорганических веществ (схема 1). (Классификация приведена в учебнике на с. 151.) Заметим, что она не является полной. В нашем учебнике помимо оксидов упоминаются и другие бинарные соединения (гидриды, нитриды и т.д.), не входящие в обязательный минимум содержания для основной школы. Разговор об этих классах соединений можно перенести на факультатив.

Учащимся 8-х классов предлагается определение оксидов как любых соединений элементов с кислородом. Нам кажется нецелесообразным на данном этапе обучения рассматривать другие бинарные кислородные соединения элементов — пероксиды, супероксиды, озониды, фториды кислорода. На уроке учитель напоминает, что школьники знакомы с двумя

Продолжение. См. № 13, 16, 21, 23 / 2010

Схема 1

Классификация неорганических веществ



группами оксидов – основными и кислотными. Основным оксидам соответствуют основания, кислотным – кислоты. Учащиеся уже знают и другое название кислотных оксидов – ангидриды кислот. Об амфотерности и амфотерных оксидах школьникам пока ничего не известно, но эта информация на данном этапе обучения и не требуется. Мы вводим амфотерность в главе, посвященной периодическому закону Д.И.Менделеева. Проиллюстрировав классификацию оксидов примерами, учитель может обобщить, что кислотными оксидами преимущественно являются оксиды неметаллов, а основными – оксиды типичных металлов.

Мы рекомендуем не затрагивать в 8-м классе оксиды переходных элементов. Для учителя заметим, что практически все они — в той или иной степени амфотерные. Авторы затрудняются назвать оксид переходного металла, который был бы «на 100 %» основным, т.е. ни при каких условиях не давал бы анионных форм. Условно мы считаем основными оксиды переходных металлов в низших положительных степенях окисления, например оксид хрома(II) CrO, оксид меди(I) Cu₂O. Аналогичная ситуация имеет место и с оксидами переходных металлов в высших степенях окисления. Большинство из них проявляет преимущественно кислотные свойства, однако и здесь не стоит возводить это понятие в абсолют. Так, для хрома(VI) известны и катионные формы в кислородсодержащих соединениях, например оксосульфат хрома CrO₂SO₄.

После рассмотрения классификации оксидов учитель обобщает сведения об их свойствах. Школьники уже знают о взаимодействии основных оксидов с водой (мы всегда оговариваем, что с водой

взаимодействуют только оксиды активных металлов, но на самом деле эта оговорка не нужна, т.к. иные «основные оксиды» на самом деле в какой-то степени амфотерны) и с кислотами, а кислотных — с водой и щелочами.

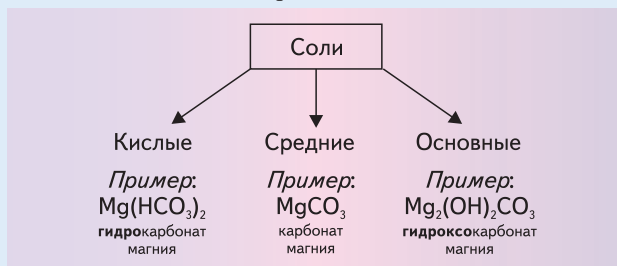
Следующий урок посвящен реакции нейтрализации. Она представляет собой взаимодействие кислоты и основания, т.е. классов соединений, противоположных друг другу по своей сути. Здесь можно использовать широкое обобщение и объяснить учащимся, что в химии существует ряд принципов, позволяющих предсказывать химические свойства веществ. Один из важнейших принципов состоит в том, что между собой хорошо реагируют вещества противоположной природы, например металл и неметалл или кислота и основание. Позже, по мере изучения химии, к этим парам можно будет добавить и другие: окислитель–восстановитель, электрофил–нуклеофил.

В результате взаимодействия кислоты и основания образуется соль – вещество, свойства которого значительно отличаются от свойств исходных веществ. Школьники должны представлять, что реакция нейтрализации протекает практически между любым основанием и любой кислотой. (Исключением может быть лишь случай двух очень слабых электролитов, например, гидроксида железа(III) и угольной кислоты. Это можно обсудить на факультативе еще до рассмотрения теории электролитической диссоциации, просто воспользовавшись таблицей растворимости. Прочерк в таблице обозначает, что данная соль не существует или не может быть выделена из водного раствора. Часто это свидетельствует об отсутствии взаимодействия между соответствующими кислотой и основанием. Реакция в данном случае протекает справа налево — как полный необратимый гидролиз.)

Классификацию солей удобно представить в виде следующей схемы (схема 2).

Схема 2

Классификация солей



Кислые и основные соли можно рассматривать как продукты неполного замещения водорода кислоты на металл или гидроксильных групп основания на кислотный остаток (схема 3, см. с.12).

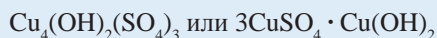
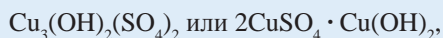
Схема 3



Кислые соли существуют только для кислот, содержащих два и более атомов водорода (исключение – плавиковая кислота, для которой известны кислые соли вида $KF \cdot HF$), а основные соли известны лишь для металлов с валентностью больше единицы.

Для учителя отметим принципиальную разницу между кислыми и основными солями. Водород в кислых солях, хотя и может выступать в качестве катиона гидроксония, например, существует кислый сульфат натрия состава $Na^+(H_3O)^+(HSO_4^-)_2$ (или $NaH_3(SO_4)_2 \cdot H_2O$; условно его проще представить в виде $NaHSO_4 \cdot H_2SO_4 \cdot H_2O$), обычно входит в состав аниона кислоты: $Na^+HSO_4^-$. Такие анионы обладают большим сродством к воде (образование водородных связей), что приводит к высокой растворимости кислых солей. Практически все они хорошо растворимы. Надо учитывать еще, что далеко не все кислые соли переходных металлов получены в твердом виде.

В основных солях, как правило, наоборот – нет ионов гидроксометалла, в них присутствуют катионы металлов, анионы кислоты и анионы гидроксила: $(Cu^{2+})_2(OH)_2(CO_3^{2-})$, соотношение которых может быть различным. Например, помимо приведенного только что основного карбоната меди – малахита (его состав отвечает формуле $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$), существует азурит $(Cu^{2+})_3(OH)_2(CO_3^{2-})_2$ или $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Число основных солей, содержащих одни и те же анионы кислоты и катионы металла, может быть значительно. Для основных сульфатов меди(II) возможно существование:



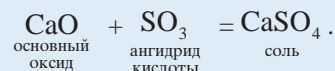
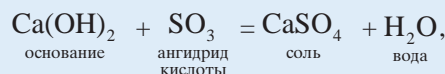
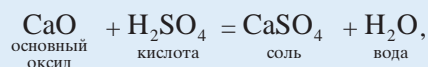
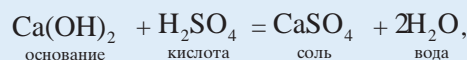
и т.д. общей формулы $xCuSO_4 \cdot yCu(OH)_2$.

Или, если быть более точным, $xCuSO_4 \cdot yCu(OH)_2 \cdot zH_2O$, поскольку соли меди склонны образовывать кристаллогидраты переменного состава.

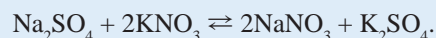
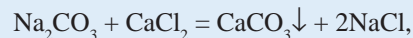
Все основные соли в воде нерастворимы. Заметим, что формулы основных солей правильнее писать, ставя индексы после катиона металла, после гидроксила и после кислотного остатка, а не объединяя первые два скобкой. Так, формулу малахита правильнее записывать в виде $(Cu)_2(OH)_2(CO_3)$, а не $(CuOH)_2(CO_3)$. (В первом

издании учебника приведена вторая форма записи.) В названии основных солей приставку гидроксо- не надо присоединять к катиону металла, а надо ставить ее отдельно (см. примеры в учебнике на с. 140).

Изучив реакцию нейтрализации, следует сопоставить ее с уже знакомыми учащимся реакциями: взаимодействием основных оксидов с кислотами и кислотных – со щелочами. Рассуждение здесь такое: вместо основания можно использовать основной оксид данного элемента, а вместо кислоты – ее ангидрид. Результат будет точно таким же – образуются соль и вода (правда, в меньшем количестве, чем при реакции нейтрализации). А если ввести в реакцию основной и кислотный оксиды, то вода вообще не образуется. Например:

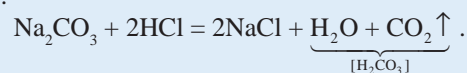


Далее мы предлагаем рассмотреть реакции обмена и условия их полного протекания. Сначала надо напомнить, какие реакции относят к этому типу, проиллюстрировав их уже знакомыми примерами. После этого мы предлагаем учителю обратиться к эксперименту. Например, провести реакции взаимодействия хлорида кальция с карбонатом натрия и сульфата натрия с нитратом калия. В первом случае наблюдается выпадение осадка, а во втором случае никаких видимых изменений в растворе не будет. Проанализировав уравнения возможных реакций обмена, учащиеся видят, что реакция протекает в том случае, если один из продуктов реакции выделяется из реакционной смеси в виде осадка:



(В том, что взаимодействие произошло и во втором случае, можно убедиться, оставив раствор испаряться на воздухе. При полном испарении воды на дне пробирки при помощи увеличительного стекла можно разглядеть кристаллы всех четырех солей – они различаются по форме. Однако реакция не проходит до конца!)

Продолжая опыты, учитель иллюстрирует случай, когда один из продуктов реакции выделяется в виде газа, например, приливая к раствору соды соляную кислоту:

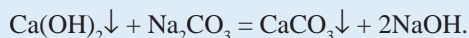


О том, что кислоты взаимодействуют с основаниями, школьники уже знают. Учителю важно сделать вывод о том, что эти реакции протекают до конца из-за образования воды.

Теперь можно сформулировать условия, необходимые для того, чтобы реакции обмена в водных растворах солей, кислот и оснований протекали до конца.

Реакция обмена в водном растворе протекает до конца, если хотя бы один из продуктов реакции – это газ, осадок или вода.

Так постепенно школьники постигают общелогический метод индукции — умозаключения от частного к общему. Заметим, что индуктивные выводы всегда имеют вероятностный характер. Так, возможно подобрать частные случаи, когда сформулированное правило не выполняется. Примером может служить реакция, протекающая при кипячении соды с известью (каустификация соды), в которой одно из исходных веществ (известь) и один из продуктов реакции (мел) малорастворимы в воде:



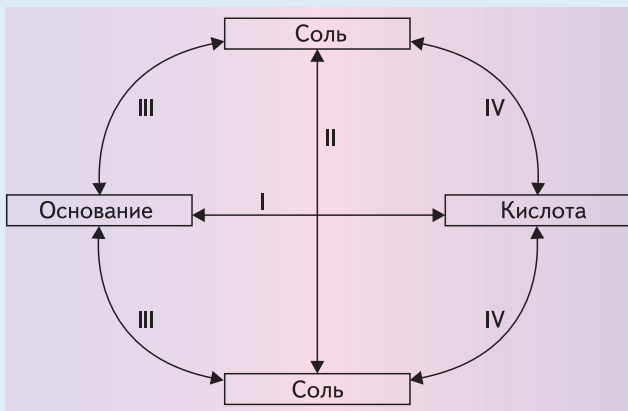
Более общий вывод о том, что реакции обмена в водных растворах всегда протекают в направлении связывания ионов, школьники смогут сделать только в 9-м классе после изучения темы «Электролитическая диссоциация».

На следующих уроках следует применить дедукцию, т.е. рассмотрение частных случаев исходя из общего правила.

Например можно воспользоваться схемой, приведенной в учебнике на с. 147 (схема 4).

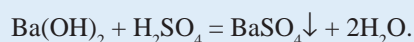
Схема 4

Реакции кислот, солей и оснований



I. Кислота + основание = соль + вода.

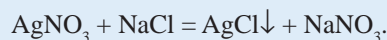
Это реакция нейтрализации, уже знакомая школьникам. В ряде случаев она может сопровождаться выпадением осадка соли:



В таком случае одновременно действуют два условия протекания реакции до конца.

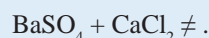
II. Соль(1) + соль(2) = соль(3) + соль (4).

Здесь следует сообщить, что взаимодействие двух солей протекает только в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде, и хотя бы один из продуктов реакции выпадает в осадок:



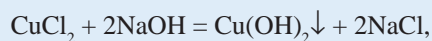
Можно попросить школьников при помощи таблицы растворимости найти реакцию, в ходе которой образуются сразу два осадка.

Важно, чтобы школьники запомнили, что соли, нерастворимые в воде, с другими солями в реакции обычно не вступают, например:

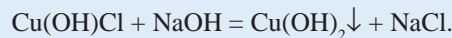


III. Основание(1) + соль(1) = соль(2) + основание(2).

Здесь нужно отметить, что в реакции с солями (соль должна быть растворима в воде!) вступают лишь щелочи. Таким способом часто из солей получают нерастворимые в воде основания, например:

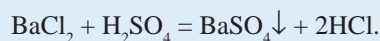


а также основные соли. При проведении на уроке опыта взаимодействия соли меди со щелочью: если щелочь прибавлять по каплям, то можно заметить, что первоначально образуется голубой осадок основной соли, который при дальнейшем приливании щелочи превращается в синий осадок гидроксида:

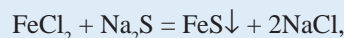


IV. Соль(1) + кислота(1) = кислота(2) + соль(2).

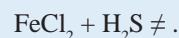
Данные реакции являются наиболее трудными для рассмотрения. Их можно разделить на два вида – образование осадка соли и выделение из раствора кислоты. Примером образования осадка соли может служить реакция:



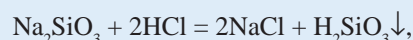
Однако следует помнить, что осадки многих солей (карбонатов, сульфитов, сульфидов) в кислой среде получить нельзя. Поэтому, если надо получить одну соль из другой, то лучше действовать на нее растворимой солью, а не кислотой:



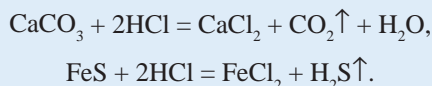
но



Выделение из раствора кислоты может происходить как в виде осадка (единственной нерастворимой в воде кислотой, известной школьникам, является кремниевая – см. таблицу растворимости):



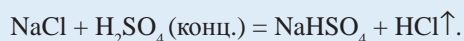
так и в виде газа (сероводород, углекислый газ, оксид серы(IV)). В этом случае реакция может протекать, даже если исходная соль нерастворима в воде:



Важно, чтобы школьники знали, что не все карбонаты, сульфиды и сульфиты растворимы в кислотах. Так, в отличие от сульфида железа(II), сульфид меди(II) с соляной кислотой не реагирует. Точного объяснения этого факта школьникам 8-го класса дать нельзя. Несколько упрощая ситуацию, можно сказать, что с кислотами реагируют те соли, которые не совсем плохо растворимы в воде. Так, растворимость сульфида железа в воде во много раз выше растворимости сульфида меди, хотя обе соли считаются в воде нерастворимыми (т.е. их растворимость меньше 0,01 г в 100 г воды).

Реакции растворения осадков с выделением газа можно рассмотреть и с такой точки зрения: на первый взгляд, они могут протекать и слева направо, и справа налево, т.к. в каждом направлении есть одно из условий протекания реакции: в левой части уравнения – осадок, а в правой – газ. Можно сказать, что реакция протекает в том направлении, где условие «сильнее», не детализируя на данном этапе обучения, в чем именно состоит «сила». Позднее, в ходе изучения теории электролитической диссоциации, можно будет объяснить, что реакция протекает в сторону большего связывания ионов. Например, карбонат-ионы CO_3^{2-} сильнее связаны в неустойчивой угольной кислоте H_2CO_3 , чем в нерастворимом карбонате кальция CaCO_3 , поэтому карбонат кальция растворим в сильных кислотах. Напротив, в нерастворимом CuS сульфид-ионы S^{2-} связаны сильнее, чем в сероводородной кислоте H_2S , поэтому растворения CuS в кислотах с выделением H_2S не происходит.

И еще один аспект. При взаимодействии твердых солей с концентрированными нелетучими кислотами – серной и фосфорной – летучие кислоты (HCl , HBr , HI , HNO_3) выделяются в виде газа. В этом легко убедиться на опыте. Обольем кусочки твердой поваренной соли концентрированной (70%-й) серной кислотой. Начнется бурная реакция, сопровождающаяся выделением белых паров хлороводорода. Если поднести к ним влажную лакмусовую бумажку, она окрасится в красный цвет. Поскольку серная кислота была взята в виде концентрированного раствора, образуется кислая соль – гидросульфат натрия:



На примере этой реакции можно сделать обобщение и рассказать школьникам, что

в отсутствие воды реакции обмена протекают в сторону образования более летучих веществ.

Полученные школьниками сведения требуют закрепления. Его удобно проводить, составляя таблицы, которые мы здесь приводим (табл. 1–8).

Таблица 1

Химические свойства основных оксидов

Свойство	Примеры
Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды	$\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием щелочей. Оксиды других металлов с водой не взаимодействуют	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2,$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$
Реагируют с кислотными оксидами с образованием солей	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$

Таблица 2

Химические свойства кислотных оксидов

Свойство	Примеры
Взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды	$\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с водой с образованием кислот	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3,$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3,$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ (исключение)
Взаимодействуют с основными оксидами	$\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3$

Таблица 3

Химические свойства кислот

Свойство	Примеры
Кислоты изменяют окраску индикаторов	Лакмус – красный; метилоранж – красный
Кислоты реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
Кислоты реагируют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации)	$3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
Кислоты реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кислоты реагируют с солями (реакция обмена)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

Таблица 4

Методы получения кислот

Бескислородные	Кислородсодержащие
Растворением в воде соответствующих водородных соединений (H ₂ S, HCl, HCN)	<ol style="list-style-type: none"> Взаимодействием кислотных оксидов с водой: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$. По реакции обмена: $Na_2SiO_3 + 2CO_2 + 2H_2O = 2NaHCO_3 + H_2SiO_3 \downarrow$, $NaNO_3$ (тв.) + H₂SO₄ (конц.) = NaHSO₄ + HNO₃ ↑

Таблица 5

Физические свойства оснований

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

Таблица 6

Химические свойства оснований

Свойство	Примеры
Щелочи изменяют окраску индикаторов	Лакмус – синий; метилоранж – желтый; фенолфталеин – малиновый
Все основания, включая нерастворимые, реагируют с сильными кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации)	$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$
Щелочи реагируют с солями (в том случае, когда реакция обмена протекает необратимо)	$2NaOH + MgSO_4 = Mg(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$, $NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$
Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются*	$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
Щелочи реагируют с кислотными оксидами	$SO_2 + 2KOH = K_2SO_3 + H_2O$
Щелочи реагируют с некоторыми металлами (Al), неметаллами (Cl ₂)**	–

* Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию. Гидроксиды щелочно-земельных металлов разлагаются, но при более высоких температурах, чем нерастворимые основания.

** Этот материал пока не изучался.

Таблица 7

Методы получения оснований

Щелочи	Нерастворимые в воде основания
<ol style="list-style-type: none"> Электролиз водных растворов солей: $2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2 + Cl_2$. Взаимодействие металлов с водой*: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$. Взаимодействие основных оксидов с водой: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. По реакции обмена: $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = 2KOH + BaSO_4 \downarrow$ 	По реакции обмена: $Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaNO_3$

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

Химические свойства солей также можно систематизировать в виде таблицы.

Таблица 8

Химические свойства солей

Свойство	Примеры
Соли взаимодействуют с кислотами	$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$
Соли взаимодействуют со щелочами	$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$
Соли взаимодействуют друг с другом	$K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2KCl$
Соли взаимодействуют с металлами	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$

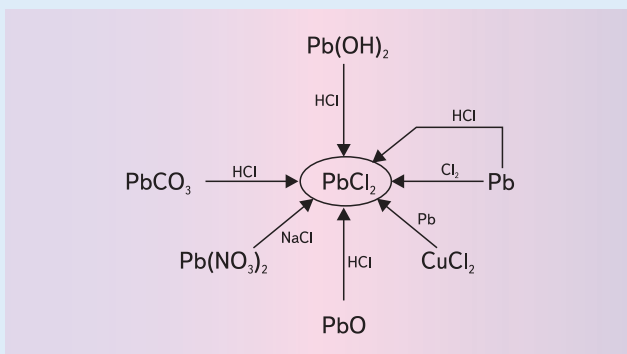
Лишь после изучения всего изложенного выше материала следует обратиться к генетической связи между классами неорганических соединений.

Задача химии – не только описывать вещества, но и изучать их превращения. А генетическая связь и показывает переходы между соединениями различных классов, т.е. ее знание позволяет предсказывать методы получения веществ. Например, стоит задача синтезировать (получить) сульфат магния. Как это можно сделать, исходя из металлического магния, из оксида магния, из нитрата магния, из карбоната магния и т.д.? Для решения подобной задачи надо знать, как взаимосвязаны между собой вещества различных классов.

На факультативе можно подробно разобрать различные подходы к синтезу той или иной соли, а некоторые из них продемонстрировать и

экспериментально. Например, для получения хлорида свинца можно предложить следующие способы, сведенные в схему (схема 5). Все они уже известны учащимся 8-го класса.

Схема 5

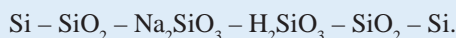


Генетическая связь между различными классами неорганических веществ в общем виде представлена в учебнике на с. 153, а в более развернутом виде – на схеме (схема 6). Школьники пока не знакомы лишь с амфотерными оксидами и гидроксидами, поэтому при перенесении схемы на доску учитель должен это учесть.

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

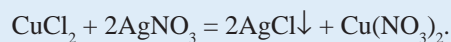


А второй ряд – цепочкой: неметалл – кислотный оксид – соль – кислота – кислотный оксид – неметалл, например:

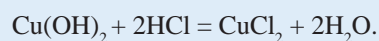
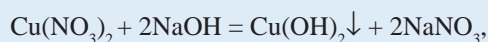


На уроке анализ генетической связи мы рекомендуем провести на примерах кальция (ряд металла) и фосфора (ряд неметалла). Именно эти реакции и разобраны в учебнике.

Основным типом заданий на генетическую связь служат цепочки химических превращений. Учителю обязательно надо разобрать на уроке несколько цепочек. Важно обсудить и возможности перехода внутри одного класса веществ. Например, поставить задачу получить из хлорида меди(II) нитрат меди(II). Школьникам надо объяснить, по какому принципу осуществляют подбор реагента: на соль надо действовать другой солью, растворимой в воде, причем один из продуктов реакции должен выпадать в осадок. Для решения поставленной задачи подходит нитрат серебра:



А как осуществить обратное превращение? Здесь другую соль подобрать не удастся – все нитраты хорошо растворимы в воде. Такой синтез проводят в две стадии: сначала осаждают гидроксид, а затем растворяют его в соляной кислоте (важно подчеркнуть, что в этой реакции используют именно кислоту, а не какой-нибудь хлорид!):

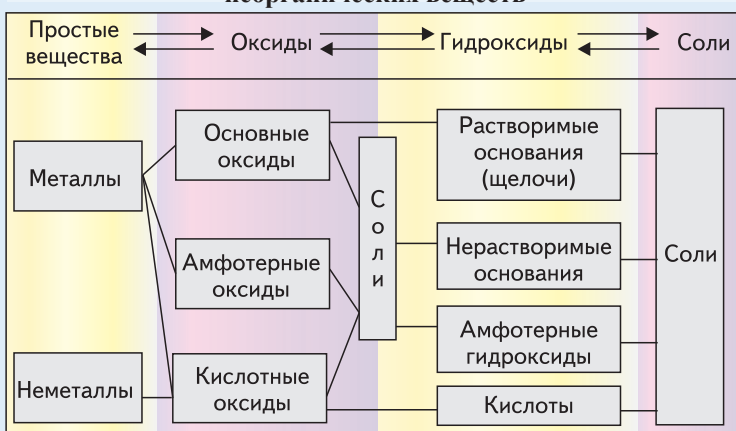


В каждом случае учащиеся должны называть условие, благодаря которому реакция обмена протекает до конца. Лучше, если учитель будет сопровождать выполнение таких заданий экспериментом.

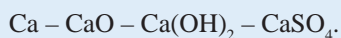
Решению задач на тему «Генетическая связь» мы предполагаем посвятить отдельный урок, на котором следует отработать запись уравнений реакций, иллюстрирующих цепочки химических превращений, задания на реакционную способность соединений различных классов, на выбор методов синтеза веществ и т.п.

Генетическая связь между классами неорганических веществ

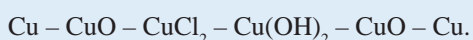
Схема 6



На схеме представлены генетические ряды металлов и неметаллов. Среди металлов можно выделить генетические ряды, в которых в качестве основания выступает щелочь: металл – основной оксид – щелочь – соль. Например:

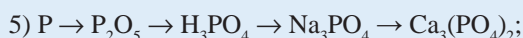
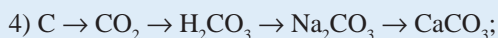


В случае, если гидроксид нерастворимый (в том числе и амфотерный), ряд можно представить следующей цепочкой превращений: металл – основной (или амфотерный) оксид – соль – нерастворимое основание – основной оксид – металл. Например:



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

1. Запишите уравнения реакций, иллюстрирующие следующие цепочки превращений:



2. Завершите уравнения реакций:

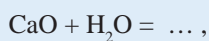
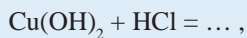
Вариант 1



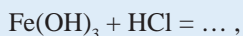
Вариант 2



Вариант 3



Вариант 4



3. Предложите метод получения хлорида магния из:
а) магния; б) оксида магния,
в) карбоната магния; г) сульфата магния;
д) нитрата магния.

Какое минимальное число реакций потребуется в каждом случае?

4. Как можно получить хлорид цинка из цинка тремя различными способами (реакции металла с простым веществом, с кислотой, с солью)?

5. Запишите уравнения реакций согласно схемам превращений:

- а) соль \rightarrow щелочь \rightarrow соль;
б) кислотный оксид \rightarrow соль \rightarrow кислотный оксид;
в) основание \rightarrow соль \rightarrow основание.

6. Запишите уравнения тех реакций, которые протекают в водном растворе. Объясните, почему остальные реакции в водном растворе не происходят.

Вариант 1

- а) Оксид магния + серная кислота.
б) Оксид серы(IV) + соляная кислота.
в) Сульфат натрия + хлорид бария.
г) Карбонат натрия + соляная кислота.

Вариант 2

- а) Гидроксид натрия + серная кислота.
б) Оксид серы(IV) + гидроксид кальция.
в) Сульфид натрия + хлорид меди(II).
г) Сульфат бария + соляная кислота.

Вариант 3

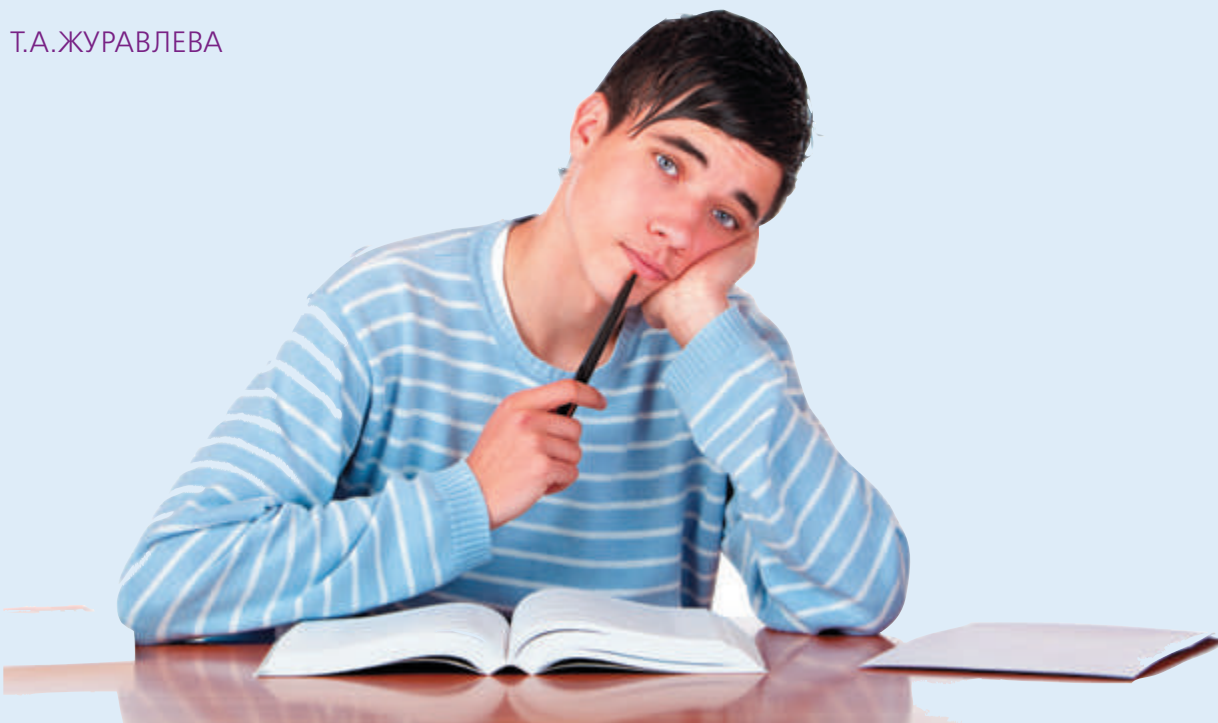
- а) Оксид железа(III) + серная кислота.
б) Карбонат кальция + азотная кислота.
в) Карбонат натрия + хлорид кальция.
г) Оксид углерода(IV) + азотная кислота.

Отдельный урок обязательно должен быть посвящен выполнению практической работы «Экспериментальное решение задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»». Цель работы – опытным путем изучить свойства веществ и генетическую связь между различными классами соединений, тем самым закрепить уже полученные теоретические знания, развить навыки практической работы обращения с веществами. Важно, чтобы учащиеся составили подробный отчет о проделанной работе, где были бы записаны не только уравнения реакций, но и наблюдения, выводы. Работа состоит из девяти отдельных опытов. По выбору учителя их число можно сократить или разделить на варианты. В этом случае 1-й вариант выполняет задания 1, 3, 5, 7 и 9(1), а 2-й вариант – 2, 4, 6, 8 и 9(2).

Тесты по химии для основной и средней школы

Готовимся к ЕГЭ заблаговременно

Т.А.ЖУРАВЛЕВА



Т Е М А XII. ПОДГРУППА УГЛЕРОДА

Итоговый тест по теме.

ВАРИАНТ 1

1. Оксиды с общей формулой RO_2 и RO образуют элементы подгруппы:

а) азота; б) фтора; в) кислорода; г) углерода.

2. Утверждение о том, что структурной единицей данного вещества является молекула, справедливо для:

а) алмаза; б) поваренной соли; в) кремния; г) азота.

3. При нагревании оксида железа(II) с оксидом углерода(II) образуются углекислый газ и:

а) Fe; б) Fe_3O_4 ; в) Fe_2O_3 ; г) FeO.

4. Карбонат калия образovan:

- а) слабой кислотой и сильным основанием;
- б) слабой кислотой и слабым основанием;
- в) сильной кислотой и сильным основанием;
- г) сильной кислотой и слабым основанием.

5. «Это вещество используют в качестве хладагента при хранении мороженого» – данное высказывание справедливо для:

а) Si; б) SiO_2 ; в) H_2SiO_3 ; г) CO_2 .

Продолжение. См. № 1–20, 22, 23/2010; 1/2011

ВАРИАНТ 2

1. Водородные соединения с общей формулой $ЭH_4$ образуют элементы подгруппы:

а) азота; б) серы; в) фтора; г) углерода.

2. Молекулярную кристаллическую решетку имеет:

а) CaF_2 ; б) CO_2 ; в) SiO_2 ; г) AlF_3 .

3. Качественной реакцией на углекислый газ является его взаимодействие с:

а) кремниевой кислотой; б) известковой водой;

в) бромной водой; г) нитратом серебра.

4. Под действием раствора силиката натрия лакмус приобретает окраску:

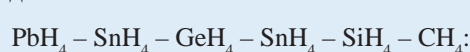
а) синюю; б) красную; в) желтую; г) фиолетовую.

5. «Это вещество растворено в газированных напитках» – данное высказывание справедливо для:

а) CO; б) Na_2SiO_3 ; в) H_2SiO_3 ; г) CO_2 .

ВАРИАНТ 3

1. Длина химической связи элемент – водород в ряду соединений



а) уменьшается;

б) возрастает;

- в) не изменяется;
г) изменяется периодически.

2. Молекулярное строение имеет

- а) графит;
б) оксид железа(III);
в) оксид углерода(IV);
г) сульфат железа(III).

3. Оксид кремния(IV) **не** взаимодействует с:

- а) гидроксидом натрия;
б) карбонатом кальция;
в) водой;
г) плавиковой кислотой.

4. Какая соль в водном растворе подвергается гидролизу по аниону?

- а) BaSO_4 ; б) AlCl_3 ; в) KNO_3 ; г) K_2CO_3 .

5. «Является веществом, ядовитым для человека» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния;
б) оксида кремния;
в) оксида углерода(II);
г) гидрокарбоната натрия.

ВАРИАНТ 4

1. Амфотерные свойства **не** проявляют соединения:

- а) кремния; б) германия; в) олова; г) свинца.

2. Атомную кристаллическую решетку имеет:

- а) Na_2O ; б) SiO_2 ; в) CaF_2 ; г) H_2O .

3. Качественной реакцией на соли угольной кислоты является их последовательное взаимодействие с:

- а) соляной кислотой и нитратом серебра;
б) соляной кислотой и известковой водой;
в) соляной кислотой и хлорной водой;
г) соляной кислотой и азотной кислотой.

4. Раствор силиката натрия имеет среду:

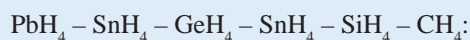
- а) щелочную;
б) кислую;
в) нейтральную;
г) слабокислую.

5. «Кристаллическое прозрачное вещество, обладающее сильной лучепреломляемостью» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния; б) оксида кремния;
в) графита; г) алмаза.

ВАРИАНТ 5

1. Прочность химической связи элемент – водород в ряду соединений



- а) уменьшается;
б) увеличивается;
в) не изменяется;
г) изменяется периодически.

2. Атомную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ:

- а) алмаз и кремний;
б) оксид кремния и оксид углерода(IV);
в) хлор и йод;
г) хлорид калия и фторид железа(III).

3. Карбонат кальция **не** взаимодействует с:

- а) соляной кислотой;
б) углекислым газом и водой;
в) хлоридом натрия;
г) азотной кислотой.

4. Щелочную среду имеет водный раствор:

- а) силиката натрия;
б) сульфата натрия;
в) сульфата бария;
г) нитрата аммония.

5. «Слоистое кристаллическое вещество, темно-серого цвета» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния;
б) кремниевой кислоты;
в) графита;
г) углекислого газа.

ВАРИАНТ 6

1. Амфотерные свойства проявляют соединения:

- а) магния; б) хлора;
в) кремния; г) олова.

2. Молекулярную кристаллическую решетку имеет каждое из двух веществ:

- а) алмаз и кремний;
б) оксид кремния и оксид углерода(IV);
в) хлор и метан;
г) хлорид калия и фторид железа(III).

3. Гидрокарбонат натрия **не** реагирует с:

- а) серной кислотой;
б) соляной кислотой;
в) гидроксидом натрия;
г) оксидом углерода(IV).

4. Щелочную среду имеет водный раствор соли:

- а) NaCl ; б) K_2CO_3 ; в) BaSO_4 ; г) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

5. «Кварц, кварцевый песок, горный хрусталь, амethyst, яшма образованы одним и тем же веществом» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния;
б) оксида кремния;
в) кремниевой кислоты;
г) углекислого газа.

ВАРИАНТ 7

1. Амфотерные свойства проявляют соединения:

- а) рубидия; б) брома;
в) кремния; г) германия.

2. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки.

Вещество	Тип кристаллической решетки
1) Серебро.	а) Молекулярная.
2) Кремний.	б) Атомная.
3) Углекислый газ.	в) Металлическая.

3. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

Исходные вещества	Продукты реакции
1) $\text{NaOH} + \text{CO}_2$ (изб.).	а) $\text{NaOH} + \text{H}_2$.
2) NaOH (изб.) + CO_2 .	б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
3) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O}$.	в) NaHCO_3 .
4) $\text{NaOH} + \text{HCl}$.	г) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

4. Лакмус становится синим в водном растворе:

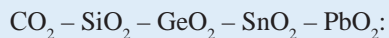
- а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) Na_2SiO_3 ; в) CrCl_3 ; г) K_2SO_4 .

5. «Водный раствор этого вещества используют для пропитки древесины и тканей в целях придания им огнестойкости и водонепроницаемости» – данное высказывание справедливо для:

- а) угольной кислоты; б) карбоната натрия;
в) кремниевой кислоты; г) силиката натрия.

ВАРИАНТ 8

1. Кислотный характер оксидов



- а) уменьшается;
б) усиливается;
в) не изменяется;
г) изменяется периодически.

2. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки:

Вещество	Тип кристаллической решетки
1) Алмаз.	а) Молекулярная.
2) Сернистый газ.	б) Ионная.
3) Оксид кремния.	в) Атомная.

3. Установите соответствие между реагентами и ионно-молекулярным уравнением реакции, записанным в краткой ионной форме.

Реагенты	Уравнения реакций
1) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$.	а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.
2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$.	б) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.

- 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$.
в) $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$.
г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
д) $\text{CO}_3^{2-} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HCO}_3^-$.

4. Гидролизу по аниону в водном растворе подвергается:

- а) BaSO_4 ; б) CuCl_2 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) K_2CO_3 .

5. «Используют в производстве стекла, мыла, бумаги» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния;
б) карбоната натрия;
в) кремниевой кислоты;
г) углекислого газа.

ВАРИАНТ 9

1. Основный характер оксидов в ряду

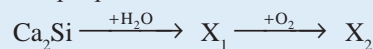


- а) ослабевает;
б) усиливается;
в) не изменяется;
г) изменяется периодически.

2. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки.

Вещество	Тип кристаллической решетки
1) Угарный газ.	а) Молекулярная.
2) Железо.	б) Атомная.
3) Метан.	в) Металлическая.

3. В схеме превращений



веществами « X_1 » и « X_2 » являются соответственно:

- а) CaSiO_3 и CaO ;
б) SiH_4 и SiO_2 ;
в) CaO и CaSiO_3 ;
г) CaSiO_3 и Si .

4. Установите соответствие между названием соли и типом ее гидролиза в водном растворе:

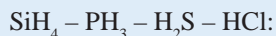
Название соли	Тип гидролиза
1) Карбонат натрия.	а) По катиону.
2) Сульфат алюминия.	б) По аниону.
3) Силикат калия.	в) По катиону и аниону.
4) Сульфит калия.	

5. «Это вещество связывается с гемоглобином, и кровь перестает транспортировать кислород к клеткам тканей организма» – данное высказывание справедливо для:

- а) кремния;
б) оксида углерода(II);
в) кремниевой кислоты;
г) углекислого газа.

ВАРИАНТ 10

1. Длина химической связи элемент – водород в ряду соединений



- а) уменьшается;
- б) возрастает;
- в) не изменяется;
- г) изменяется периодически.

2. Установите соответствие между веществом и типом его кристаллической решетки.

<i>Вещество</i>	<i>Тип кристаллической решетки</i>
-----------------	------------------------------------

- | | |
|------------------------|------------------|
| 1) Оксид углерода(II). | а) Молекулярная. |
| 2) Графит. | б) Ионная. |
| 3) Хлорид бария. | в) Атомная. |

3*. Оксид кремния при определенных условиях реагирует с:

- а) водой;
- б) фтороводородной кислотой;
- в) соляной кислотой;
- г) фосфатом кальция;
- д) карбонатом натрия;
- е) кислородом.

4. Установите соответствие между солью и окраской лакмуса в ее водном растворе.

<i>Название соли</i>	<i>Окраска лакмуса</i>
----------------------	------------------------

- | | |
|--|----------------|
| 1) LiCl. | а) Фиолетовая. |
| 2) Na ₂ CO ₃ . | б) Синяя. |
| 3) Al(NO ₃) ₃ . | в) Красная. |
| 4) K ₂ SiO ₃ . | г) Оранжевая. |

5. «Используют для травления стекла» – данное высказывание справедливо для:

- а) оксида кремния;
- б) углекислого газа;
- в) кремниевой кислоты;
- г) плавиковой кислоты.

ОТВЕТЫ

Тест 1. Общая характеристика элементов подгруппы углерода

Задание \ Вариант	1	2
1	а	б
2	в	б
3	б	а
4	в	б
5	г	в
6	б	а

* Это задание предусматривает более одного варианта ответа. – Прим. ред.

Тест 2. Углерод и его оксиды

Задание \ Вариант	1	2	3
1	а	б	а
2	в	в	б
3	б	б	в
4	в	б	в

Тест 3. Угольная кислота и ее соли

Задание \ Вариант	1	2	3	4
1	в	г	а	а
2	г	в	а	б
3	б	г	г	г
4	в	в	а	в

Тест 4. Кремний и его соединения

Задание \ Вариант	1	2	3	4
1	б	б	а	в
2	б	г	г	б
3	б	в	б	б
4	г	г	б	б

Тест 5. Вещества, образованные элементами подгруппы углерода

Задание \ Вариант	1	2
1	г	а
2	а	а
3	а	б
4	б	г

Итоговый тест

Задание \ Вариант	1	2	3	4	5
1	г	г	а	а	г
2	г	б	б	а	г
3	а	в	в	г	в
4	а	б	б	а	г
5	б	а	в	а	в
6	г	в	г	б	б
7	г	1в, 2б, 3а	1в, 2б, 3а, 4г	б	г
8	а	1в, 2а, 3в	1в, 2г, 3д, 4а	г	б
9	а	1а, 2в, 3а	б	1б, 2а, 3б, 4б	б
10	а	1а, 2в, 3б	б, д	1а, 2б, 3в, 4б	г

К вопросу о свойствах солей

Л.К.ПИЛИПЕНКО,
учитель химии
средней школы № 5,
г. Анапа,
Краснодарский край

В статье предложены подход и алгоритм действий при написании уравнений реакций, показывающих особенности свойств кислых солей и комплексных солей анионного типа.

Данный метод способствует лучшему пониманию химизма протекающих процессов, позволяет экономить время при решении подобных заданий на экзамене, улучшает итоговый результат ЕГЭ по химии.

Распространенными повсеместно сложными неорганическими веществами являются соли. Многообразен состав этих веществ: средние (или нормальные), кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные соли (катионного и анионного типа). Столь же многообразны и их свойства. При решении заданий ЕГЭ по химии в частях «В» и «С» вопросы, связанные со свойствами солей, встречаются часто. Методика изучения свойств средних солей достаточно известна. Свойства кислых и комплексных солей анионного типа (они встречаются в вопросах ЕГЭ) нередко бывают трудными для понимания. Учащихся пугают большие формулы этих соединений.

Хочу поделиться своим опытом подготовки школьников к выполнению заданий, связанных со свойствами кислых и комплексных солей анионного типа. При выполнении таких заданий предлагаю учащимся следующий логический подход – рассматривать формулу исходной соли в упрощенном варианте – в виде условной формулы, состоящей из более простых и знакомых по составу и свойствам соединений. При этом мы учитываем реакцию среды водного раствора соли вследствие гидролиза: кислую соль сильной кислоты представляем в виде средней соли, связанной донорно-акцепторной связью с соответствующей кислотой; например, гидросульфат калия KHSO_4 учащиеся представляют как сульфат калия, связанный с серной кислотой $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$; кислую соль слабой кислоты учащиеся могут рассматривать в виде гидроксида металла, связанного донорно-акцепторной связью с соответствующим кислотным оксидом; например, гидрокарбонат калия KHCO_3 можно рассматривать как $\text{KOH} \cdot \text{CO}_2$. Комплексные соли анионного типа можно представить в виде двух гидроксидов, связанных между собой донорно-акцепторной связью; например, тетрагидроксоалюминат калия $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ можно представить как гидроксид калия, связанный с гидроксидом алюминия, $\text{KOH} \cdot \text{Al}(\text{OH})_3$.

Алгоритм действий

• Записываем формулу в условном виде в соответствии с приведенным выше подходом.

• Проверяем возможность протекания реакции для каждого из этих соединений с новым веществом (в зависимости от природы этого вещества, его количества и условий проведения реакции).

• Записываем уравнения промежуточных реакций.

• Проверяем, возможно ли протекание реакций между продуктами и исходными соединениями разных промежуточных реакций.

• Объединяем уравнения промежуточных реакций с учетом коэффициентов и получаем итоговое уравнение.

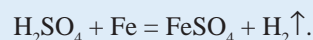
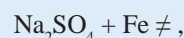
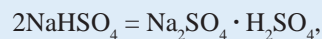
Предлагаю учащимся рассмотреть особенности свойств кислых солей, используя предложенный алгоритм действий.

СВОЙСТВА КИСЛЫХ СОЛЕЙ

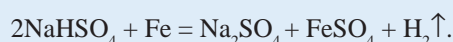
1. Взаимодействие с металлами.

При объяснении этого свойства кислых солей акцентируем внимание на том, что *кислые соли сильных кислот* проявляют свойства кислот и будут реагировать со всеми металлами до водорода.

Например, взаимодействие NaHSO_4 с железом. Гидросульфат натрия представляем как сульфат натрия, связанный с серной кислотой, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$. Уточняем, что Na_2SO_4 с железом не реагирует, а H_2SO_4 взаимодействует с образованием средней соли и выделением водорода. Записываем уравнения промежуточных реакций:



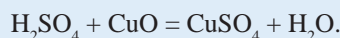
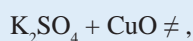
Затем объединяем эти взаимодействия с учетом коэффициентов и получаем итоговое уравнение:



2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами.

Кислые соли сильных кислот способны реагировать с основными и амфотерными оксидами с образованием средних солей.

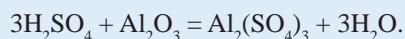
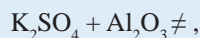
Например, гидросульфат калия KHSO_4 взаимодействует с оксидом меди(II) CuO . Рассматриваем эту соль как $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$. Уточняем, что K_2SO_4 не будет реагировать с CuO , а H_2SO_4 взаимодействует с образованием средней соли и воды. Записываем уравнения промежуточных реакций, затем объединяем эти уравнения с учетом коэффициентов и получаем итоговое уравнение:



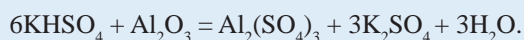
Итоговое уравнение:



Тот же подход учащиеся используют и при объяснении взаимодействия KHSO_4 с Al_2O_3 (при сплавлении):



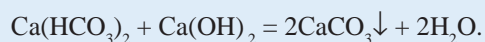
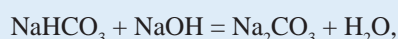
Итоговое уравнение:



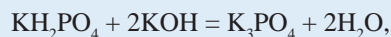
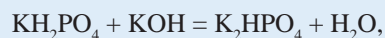
3. Взаимодействие с основаниями.

Отмечаем, что *все кислые соли* взаимодействуют со щелочами, аммиаком или его водным раствором. Обращаем внимание учащихся на природу и количество взятой щелочи.

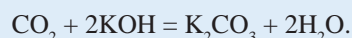
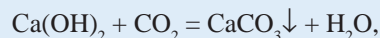
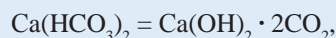
• Если в состав кислой соли двухосновной кислоты и в состав щелочи входит один и тот же металл, то образуется *только одна средняя соль* и вода:



• Если в состав кислой соли трехосновной кислоты и в состав щелочи входит один и тот же металл, то в этом случае, в зависимости от соотношения соли и щелочи, возможно образование либо *одной менее кислой соли*, либо *одной средней соли*, либо *смеси средней и менее кислой солей*:



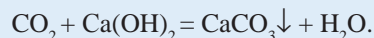
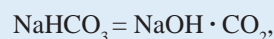
• Если в состав кислой соли и в состав щелочи входят различные металлы, то возможно *образование двух средних солей* и воды. Воспользуемся предложенным способом рассмотрения состава кислых солей:



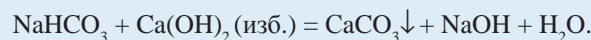
Итоговое уравнение:



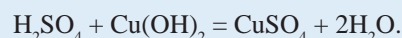
• В случае избытка щелочи возможно *образование средней соли, нового основания* и воды. Рассмотрим взаимодействие NaHCO_3 с избытком $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



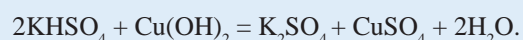
Итоговое уравнение:



• Подчеркиваем, что особенностью *кислых солей сильных кислот*, образованных щелочными металлами, является их способность взаимодействовать с нерастворимыми основаниями; например, гидросульфат калия KHSO_4 взаимодействует с гидроксидом меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Учащиеся используют предложенный способ рассмотрения состава кислых солей и оценивают реакционную способность каждого из соединений. K_2SO_4 не будет реагировать с $\text{Cu}(\text{OH})_2$, поскольку $\text{Cu}(\text{OH})_2$ нерастворим. H_2SO_4 взаимодействует с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с образованием средней соли и воды. Записываем уравнения промежуточных реакций, затем объединяем эти уравнения с учетом коэффициентов и получаем итоговое уравнение:



Итоговое уравнение:



4. Взаимодействие с кислотами.

Обращаем внимание учащихся, что *кислые соли сильных кислот не взаимодействуют с кислотами. Кислые соли слабых кислот реагируют с кислотами.* В этом случае возможно получение слабой (двухосновной) кислоты и средней соли, или более кислой соли трехосновной кислоты*:

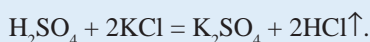
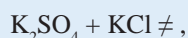


5. Взаимодействие с солями.

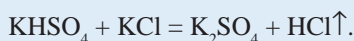
В целях подготовки к ЕГЭ особое внимание уделяем особенностям взаимодействия кислых солей с другими солями, учитывая характер кислых солей.

• Некоторые *кислые соли* сильных кислот (чаще всего гидросульфаты калия и натрия) при нагревании реагируют со *средними солями* с образованием кислот и других средних солей.

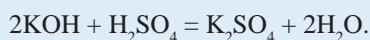
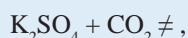
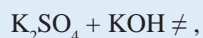
Показываем это свойство на примере взаимодействия KHSO_4 с KCl . Подход к объяснению химизма процесса прежний. Рассматриваем кислую соль сильной кислоты как $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$. K_2SO_4 не реагирует с KCl , а H_2SO_4 взаимодействует с образованием средней соли и выделением хлороводорода:



Итоговое уравнение:

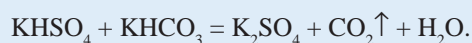


• Обращаем внимание учащихся на возможность взаимодействия *двух кислых солей*: кислая соль более сильной кислоты выступает в роли кислоты. Объясняем такое взаимодействие на примере реакции KHSO_4 с KHCO_3 . Воспользуемся предложенным методом рассмотрения состава кислых солей:

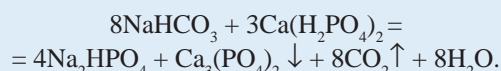
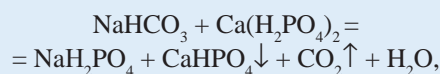


* Ортофосфорная кислота является сильной кислотой по первой ступени диссоциации, кислотой средней силы – по второй ступени и слабой кислотой по третьей ступени. – Прим. ред.

Итоговое уравнение:

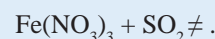
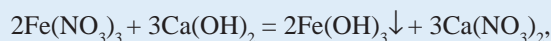
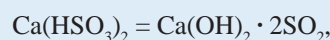


Состав продуктов реакции может изменяться в зависимости от соотношения количеств реагирующих веществ. Например, взаимодействие NaHCO_3 с $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ может протекать по-разному:

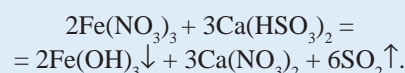


• Несомненно, для учащихся будет полезным напоминание учителя о возможности протекания взаимного гидролиза при взаимодействии кислых солей со средними солями, особенно если в реакцию вступает *кислая соль слабой кислоты и средняя соль трехзарядного иона металла* – Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} .

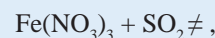
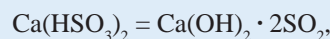
Например, рассмотрим взаимодействие нитрата железа(III) с гидросульфитом кальция. Представим $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ как $\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{SO}_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ способен реагировать с $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; SO_2 не реагирует с $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Записываем уравнения промежуточных реакций:



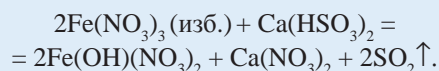
Итоговое уравнение:



При недостатке кислой соли происходит образование не основания, а основной соли:

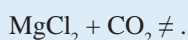
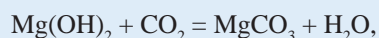
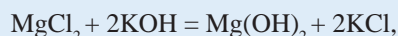
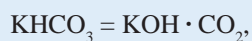


Итоговое уравнение:



Аналогично протекает взаимодействие *средних солей двухзарядных металлов*, гидролизованых по катиону, с *кислыми солями слабых кислот*.

Влияние природы металла средней соли на продукты ее взаимодействия с кислыми солями слабых кислот показываем ученикам на примере взаимодействия хлорида магния с гидрокарбонатом калия. КОН способен реагировать с $MgCl_2$ с образованием новой соли и нового основания. Образовавшийся $Mg(OH)_2$ взаимодействует с CO_2 с образованием новой соли и воды. CO_2 не реагирует с $MgCl_2$. Записываем уравнения промежуточных реакций:



Итоговое уравнение:



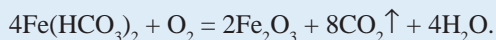
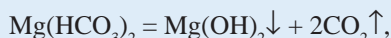
6. Термолиз кислых солей.

При нагревании многие кислые соли разлагаются.

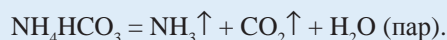
- Гидрокарбонаты щелочных металлов разлагаются на карбонаты, углекислый газ и воду:



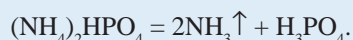
- Гидрокарбонаты щелочно-земельных металлов (обуславливают временную жесткость воды) и железа(II) существуют только в водных растворах, при кипячении которых они разлагаются:



- Гидрокарбонат аммония используют в качестве разрыхлителя в хлебопекарной промышленности, т.к. в результате разложения образуются только газообразные вещества:



- Кислые фосфаты аммония – аммофосы, используемые в качестве удобрений, при нагревании разлагаются на аммиак и фосфорную кислоту:



- Гидросульфаты при длительном нагревании разлагаются на сульфаты, оксид серы(VI) и воду:



- Гидросульфиты при нагревании превращаются в дисульфиты и воду:



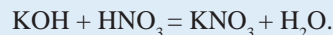
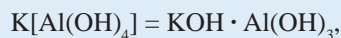
СВОЙСТВА ГИДРОКСОКОМПЛЕКСОВ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Полученные навыки написания уравнений с использованием упрощенных формул солей позволяют применять предложенный алгоритм действий при изучении особенностей свойств комплексных солей, в частности гидроксокомплексов.

1. Взаимодействие с кислотами.

В зависимости от количества кислоты возможны два варианта взаимодействия гидроксокомплексов щелочных металлов с кислотами. Предлагаем учащимся рассмотреть каждый из них.

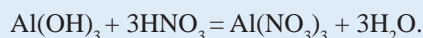
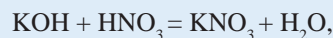
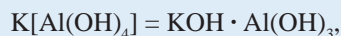
- Представляем тетрагидроксиалюминат калия $K[Al(OH)_4]$ в виде условной формулы, состоящей из формул двух гидроксидов $KOH \cdot Al(OH)_3$. При недостатке сильной кислоты в реакции с гидроксокомплексом в первую очередь будет реагировать более сильный гидроксид KOH , а слабый гидроксид $Al(OH)_3$ останется в неизменном виде. В результате реакции образуются средняя соль более активного металла, нерастворимый гидроксид и вода:



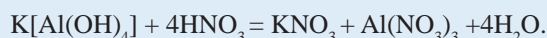
Итоговое уравнение:



- При избытке сильной кислоты в реакции участвуют оба гидроксиды. В результате реакции образуются две средние соли и вода:



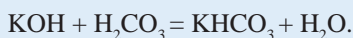
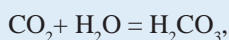
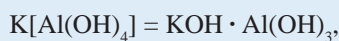
Итоговое уравнение:



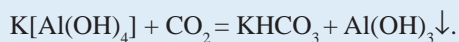
• Обращаем внимание учащихся, что взаимодействие гидроксокомплексов с кислотными оксидами в водных растворах можно рассматривать как частный случай взаимодействия с соответствующими кислотами.

При взаимодействии с кислотными оксидами, образующими слабые кислоты, в реакцию вступает только сильное основание КОН (щелочи реагируют и с сильными, и со слабыми кислотами). Амфотерный гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ останется в неизменном виде, т.к. для амфотерных гидроксидов реакция со слабыми кислотами в водных растворах невозможна. (Гипотетически образовавшаяся соль подверглась бы полному гидролизу.) В зависимости от количества кислотного оксида возможно образование различных типов солей калия.

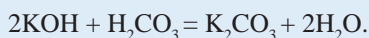
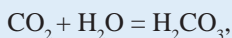
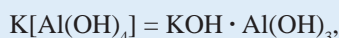
При *избытке кислотного оксида* образуется кислая соль:



Итоговое уравнение:



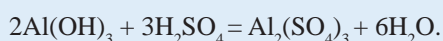
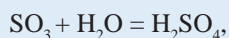
При *недостатке кислотного оксида* образуется средняя соль:



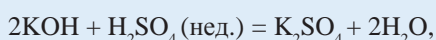
Итоговое уравнение:



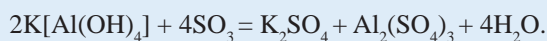
• По аналогии учащиеся могут самостоятельно рассмотреть взаимодействие кислотного оксида, соответствующего сильной кислоте, с комплексной солью анионного типа:



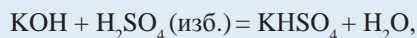
В зависимости от количества кислотного оксида возможно образование различных продуктов реакции. При его недостатке протекает реакция:



итоговое уравнение:



При избытке кислотного оксида идет реакция:



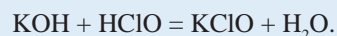
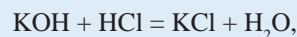
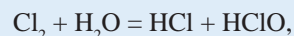
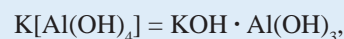
итоговое уравнение:



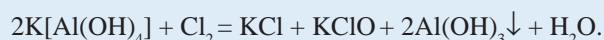
2. Взаимодействие с неметаллами.

Обращаем внимание учащихся, что при взаимодействии гидроксокомплексов с неметаллами необходимо учитывать индивидуальные свойства неметалла, его способность реагировать с водой и щелочами, условия протекания реакции и количество неметалла.

Рассмотрим взаимодействие Cl_2 с $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. При обычных условиях хлор будет реагировать с водой с образованием двух кислот, которые, в свою очередь, провзаимодействуют со щелочью КОН с образованием двух солей. При *недостатке хлора* (следовательно, образовавшихся кислот) слабый $\text{Al}(\text{OH})_3$ не будет реагировать с кислотами. В итоге образуются две средние соли калия, гидроксид алюминия и вода:



Итоговое уравнение:



Поясняем: если соль анионного типа образует металл, проявляющий переменную степень окисления, то при взаимодействии с неметаллами возможно протекание окислительно-восстановительной реакции между металлом, входящим в состав аниона, и неметаллом. Такие реакции часто встречаются при взаимодействии солей анионного типа, образованных хромом (важно обращать внимание на условия протекания реакции, в частности, на среду раствора):

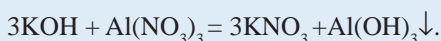
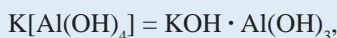


В данном случае комплексные соли хрома выступают в роли восстановителей, а галогены (хлор, бром) – окислителей.

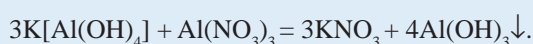
3. Взаимодействие с солями.

Применяем предложенный подход для рассмотрения взаимодействия комплексной соли анионного типа с другими солями.

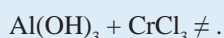
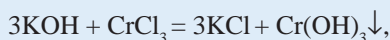
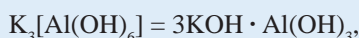
Например, $K[Al(OH)_4]$ реагирует с $Al(NO_3)_3$. Представляем формулу исходной комплексной соли в условном виде: $KOH \cdot Al(OH)_3$. Гидроксид калия KOH реагирует с $Al(NO_3)_3$, образуя KNO_3 и $Al(OH)_3$. В итоговом уравнении учитываем уже существующий гидроксид $Al(OH)_3$:



Итоговое уравнение:



По аналогии, используя тот же алгоритм действий, учащиеся самостоятельно рассматривают другой пример взаимодействия $K_3[Al(OH)_6]$ с хлоридом хрома(III). Гидроксид калия KOH реагирует с солью $CrCl_3$, образуя новую соль KCl и новый гидроксид $Cr(OH)_3$. Нерастворимый гидроксид $Al(OH)_3$ не будет реагировать с $CrCl_3$. Для получения итогового уравнения записываем уравнения промежуточных реакций, затем объединяем эти уравнения с учетом коэффициентов:

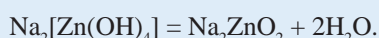
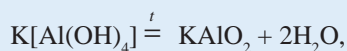


Итоговое уравнение:



4. Термолиз солей анионного типа.

При нагревании соли анионного типа теряют воду, переходя в средние соли:



ЛИТЕРАТУРА

Бабков А.В., Попков В.А. Общая, неорганическая и органическая химия: Для школьников старших классов и поступающих в вузы. М.: Дрофа, 2003; Врублевский А.И. Решение заданий химических превращений с тестовым самоконтролем для школьников и абитуриентов. Минск: Юнипресс, 2003; Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. М.: Экзамен,

2000; Кузьменко Н.Е., Чуранов С.С. Общая и неорганическая химия. Учебное пособие. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1977; Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю. Химия. Справочник для старшеклассников и поступающих в вузы. М.: АСТ-ПРЕСС Школа, 2004; Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: Учебное пособие. М.: Дрофа, 2004; Пузаков С.А., Попков В.А. Пособие по химии для поступающих в вузы. Программы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов: Учебное пособие. М.: Высшая школа, 1999; Янкович А.И. Химия. В помощь выпускнику школы и абитуриенту. СПб.: Паритет, 1999.



КРОССВОРДЫ

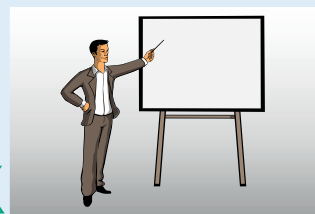
ОТВЕТЫ НА КРОССВОРД «ХИМИЧЕСКИЙ»

(см. № 1/2011)

1. Литий. 2. Рений. 3. Цезий. 4. Аргон. 5. Эрбий. 6. Поташ. 7. Порох. 8. Индий. 9. Инвар. 10. Родий. 11. Торий. 12. Вёлер. 13. Серин. 14. Фенол. 15. Селен. 16. Метан. 17. Метол. 18. Оксид. 19. Октан. 20. Алмаз. 21. Алкил. 22. Сироп. 23. Силан. 24. Барий. 25. Катод. 26. Радон. 27. Радий. 28. Гелий. 29. Белок. 30. Хинин. 31. Либих. 32. Зинин.

ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНЫЙ ПРОФИЛЬ • 10 КЛАСС

Обобщение знаний об основных свойствах соединений азота



О.Б. ЧЕСНОКОВА,
учитель химии и биологии
«Хибинской гимназии»,
г. Кировск, Мурманская обл.

Обобщение полученных при изучении темы знаний и закрепление навыков является неотъемлемой частью учебного процесса. В курсе химии 9-го класса при изучении элементов — представителей различных групп периодической системы Д.И. Менделеева у учащихся отрабатывается навык решения такой экспериментальной задачи по химии, как распознавание растворов веществ. Решение сводится к выяснению при помощи качественных реакций, в какой пробирке (под каким номером) находится то или иное вещество, причем состав веществ известен заранее. В 10-м классе обобщение знаний об элементах периодической системы можно организовать в виде решения необычной для учащихся экспериментальной задачи.

Продолжительность урока — два академических часа.

Цели.

- 1) Привести в систему знания учащихся о свойствах азотной кислоты и солей, содержащих азот.
- 2) Развивать умение систематизировать полученные при обучении знания.
- 3) Развивать навыки по применению полученных знаний для решения практических задач.

Задачи.

- 1) Повторить знания, полученные при изучении темы «Элементы V группы, главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева».
- 2) Отработать алгоритм действий при систематизации учебного материала.
- 3) Выработать у обучающихся алгоритм действий при решении практической задачи по химии, построение которого опирается на полученные при изучении темы знания.

Оборудование и реактивы.

Компьютер, мультимедийный проектор, карточки «Алгоритм анализа состава неизвестного вещества».

На столе учителя: концентрированная серная кислота.

На столах учащихся: пустые пробирки, спиртовка, спички, пробиркодержатели, растворы карбоната натрия, гидроксида натрия, кусочки медной проволоки; раствор соляной кислоты, раствор хлорида

бария, раствор нитрата серебра; в пробирках под номерами: концентрированная азотная кислота, раствор нитрата аммония, раствор серной кислоты, раствор хлорида аммония.

ХОД УРОКА

На слайде электронной презентации появляется фраза: «Голова — это не чердак. Ее нельзя загружать всяким мусором», — говорил известный персонаж романов Артура Конан Дойла мистер Шерлок Холмс».

Учитель. Как следует понимать высказывание Шерлока Холмса о голове?

Следующий слайд: «Я включаю компьютер, на мониторе высвечивается надпись: «Некоторые ярлыки давно не использовались! Удалить их?»»

Учитель. Почему компьютер старается избавиться от информации, которой редко пользуется хозяин?

Учащиеся высказывают свои мысли по поводу услышанного, учитель подводит итог вступительной беседы, озвучивает задачи урока.

Учитель. Голова человека — это не чердак, который засоряют ненужным хламом и на котором даже необходимые вещи трудно обнаружить. Человек способен заложить в свою память, как в компьютер, большое количество информации, но память, как и компьютер, ста-

рается избавиться от информации, которая не находит применения в практике. Сколько бы учебного материала о соединениях химических элементов мы не старались запомнить, если эти знания не применять в решении практических задач, они станут тем «мусором», от которого постарается избавиться наша голова.

Задача нашего сегодняшнего урока: повторить знания о соединениях азота и выработать алгоритм применения этих знаний при решении практической задачи.

По ходу урока ученики высказывают свои мысли вслух. Все мысли, помогающие решению задачи, фиксируются знаком «+» на полях тетрадок. Ученику, набравшему 10 и более «+», выставляется оценка «5», он освобождается от устного зачета по данной теме.

Задача.

Среди растворов веществ в пробирках под номерами 1–4 есть соединения азота. Необходимо при помощи соответствующих реакций обнаружить, в каких пробирках они находятся. Определить полный состав данных соединений.

I. Составление алгоритма решения практической задачи.

Учитель. Чем необычна данная практическая задача?

Учащиеся отвечают, что им неизвестны вещества, которые даны в пробирках под номерами.

Обычно бывают практические задачи, в которых необходимо установить номера пробирок, содержащих определенные вещества. В данной задаче сказано лишь, что среди веществ есть соединения азота.

Решение подобной задачи предусматривает анализ свойств соединений азота, проводимый в совместной беседе учеников с учителем. Результат беседы – составление схемы анализа, которая станет первым шагом выработки алгоритма действий для решения подобной задачи.

Учитель. Какие шаги необходимо предпринять для решения данной задачи? Какие знания нужно активизировать?

Ответы учащихся сводятся к следующим основным мыслям: сначала необходимо отобрать нужную информацию о соединениях азота, об их строении и свойствах, о качественных реакциях на ионы, содержащие азот. Затем разработать схему распознавания соединений.

Учитель.

- Какие соединения азота вы знаете?
- Каковы физические свойства оксидов азота? Могут ли оксиды азота находиться среди выданных веществ?

Ученик. Оксиды азота – это при комнатной температуре или твердые, или газообразные вещества. Те из них, которые хорошо растворяются в воде, с водой реагируют и образуют кислоты.



Вывод: оксидов азота среди выданных веществ нет.

Учитель.

• Каковы физические свойства известного вам водородного соединения азота? Может ли водный раствор аммиака находиться среди выданных вам веществ?

Ученик. Газообразное вещество аммиак хорошо растворяется в воде, но раствор аммиака (нашатырный спирт) имеет характерный запах. Растворов с запахом среди выданных нет.

Вывод: раствора аммиака нет среди определяемых веществ.

Учитель.

• Каковы физические свойства кислот азота? Могут ли кислоты азота находиться среди выданных вам веществ?

• Каковы физические свойства солей, содержащих азот? Могут ли эти соли находиться среди выданных вам растворов веществ?

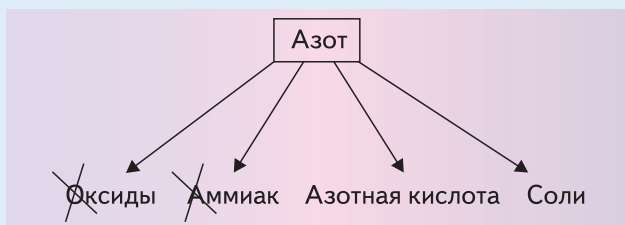
Ученик. Из двух кислот азота одна – неустойчивое соединение. Соли, содержащие азот, как правило, хорошо растворимы.

Вывод: среди определяемых веществ могут быть растворы азотной кислоты и солей, содержащих азот.

Вместе с учащимися обсуждаются результаты анализа физических свойств соединений азота. Схема появляется на слайде проектора и переносится в конспекты учащихся (схема 1).

На схеме показана возможность нахождения соединений азота среди выданных веществ (анализ физических свойств).

Схема 1



Учитель.

• Какие ионы входят в состав азотной кислоты и солей азота?

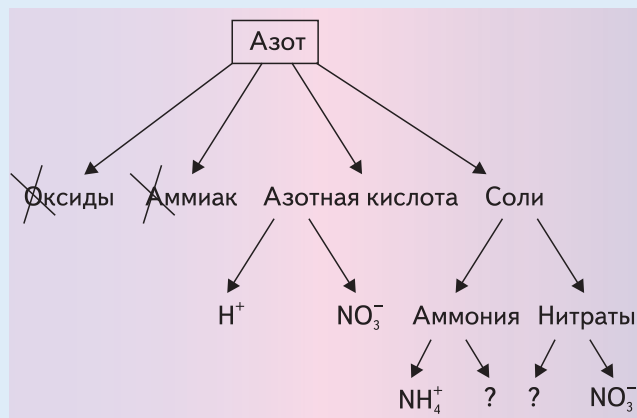
• Какой качественной реакцией можно обнаружить ионы аммония?

• Какой качественной реакцией можно обнаружить ионы водорода?

• Какой качественной реакцией можно обнаружить нитрат-ионы?

Дополненная в результате анализа схема появляется на следующем слайде, учащиеся вносят дополнения в конспекты (схема 2).

Схема 2



Учитель. По какому алгоритму нужно строить рассуждение человеку, решающему подобную задачу?

После обсуждения с учащимися на экране появляется слайд, содержащий алгоритм рассуждения.

Алгоритм рассуждения.

1. Какие соединения существуют?
2. Какие соединения из существующих могут оказаться среди растворов (анализ физических свойств веществ)?
3. Какими качественными реакциями можно обнаружить ионы, входящие в состав растворенных веществ?

II. Решение практической задачи – обнаружение соединений азота.

На основе отобранной информации на доске составляется таблица для распознавания выданных веществ. Проводятся реакции, результаты исследования заносятся в таблицу (табл. 1).

Таблица 1

Результаты проведенных опытов

Реактивы	Номера пробирок			
	1	2	3	4
Na_2CO_3	CO_2	–	–	CO_2
$\text{Cu}(t)$	–	–	–	NO_2
NaOH	–	NH_3	NH_3	–
H_2SO_4 (конц.) + $\text{Cu}(t)^*$	–	–	NO_2	–

* Концентрированную серную кислоту в пробирки добавляет учитель.

Порядок лабораторного определения составляет в совместной беседе с учащимися. Учитель ориентирует их на рациональное использование реактивов и времени. В процессе лабораторного анализа таблица заполняется на доске и переносится в конспекты учащихся. (Лаборант сразу уносит пробирки с выделяющимся аммиаком и оксидом азота(IV) в вытяжной шкаф.)

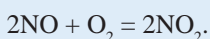
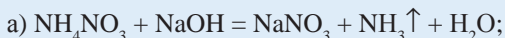
Для каждого опыта школьники отливают немного раствора в чистую пробирку.

Выводы.

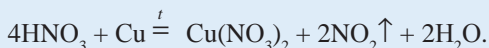
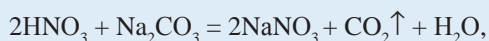
1. В пробирке № 1 кислота, но не азотная, т.к. реакции с медью не происходит.

2. В пробирке № 2 соль аммония, но не нитрат.

3. В пробирке № 3 нитрат аммония, т.к. при добавлении гидроксида натрия выделяется аммиак (а), определяемый по запаху, а при добавлении концентрированной серной кислоты и меди выделяется бурый газ (б) – оксид азота(IV).



4. В пробирке № 4 азотная кислота, т.к. раствор отреагировал на карбонат натрия – выделился углекислый газ, а при добавлении меди появился бурый газ.



После проведения первой части лабораторного исследования в совместной беседе учитель с учащимися составляют план дальнейшего анализа азотсодержащего вещества из задачи.

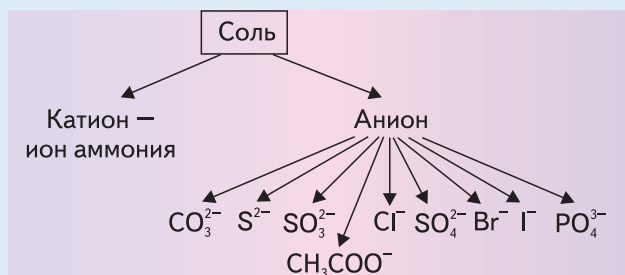
III. Анализ состава соединения в пробирке № 2.

Учитель. *Какая из солей аммония может оказаться в пробирке?*

Ученик. *Любая, поскольку все они растворимые, но только не нитрат аммония, поскольку не было реакции с медью.*

Схема анализа появляется на слайде (схема 3).

Схема 3



Учитель. *Каким реактивом можно распознать карбонат-ион, сульфид-ион, сульфит-ион, ацетат-ион?*

Ученик. *Карбонат-, сульфид-, сульфит- и ацетат-ионы реагируют с соляной кислотой. Из растворов карбонатов выделяется углекислый газ, сульфитов – сернистый газ, сульфидов – сероводород, а из растворов ацетатов – выделяется уксусная кислота.*

Учитель. *А какими реактивами можно распознать сульфат-, фосфат-, хлорид-, бромид- и йодид-ионы?*

Ученик. *Все эти анионы реагируют с нитратом серебра. Ионы хлора и сульфат-ионы образуют белые осадки, все остальные при взаимодействии с ионом серебра дают желтые осадки. С ионом бария белые осадки образуют сульфат и фосфат-ион (вначале осадок белого цвета, затем он быстро темнеет). С бромной водой прореагирует йодид-ион, выделяется йод.*

Вместе с учащимися учитель подводит итог устного анализа, предлагает составить алгоритм рассуждения, который появляется на следующем слайде презентации.

Алгоритм рассуждения.

1. Из каких ионов состоит вещество?
2. Существование какого иона известно?
3. Каких ионов не может быть в данном веществе?
4. Какими качественными реакциями можно обнаружить еще неизвестный ион?

IV. Обнаружение аниона соединения в пробирке № 2.

На основе отобранной информации на доске составляется таблица (табл. 2). Учащиеся проводят реакции, каждый раз отливая новую порцию раствора в пустую пробирку, заносят результаты исследования в таблицу.

Алгоритм рассуждения.

1. Какие качественные реакции применяются при распознавании?
2. В какой последовательности следует проводить качественные реакции для рационального распознавания?

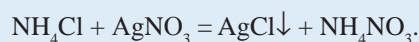
Таблица 2

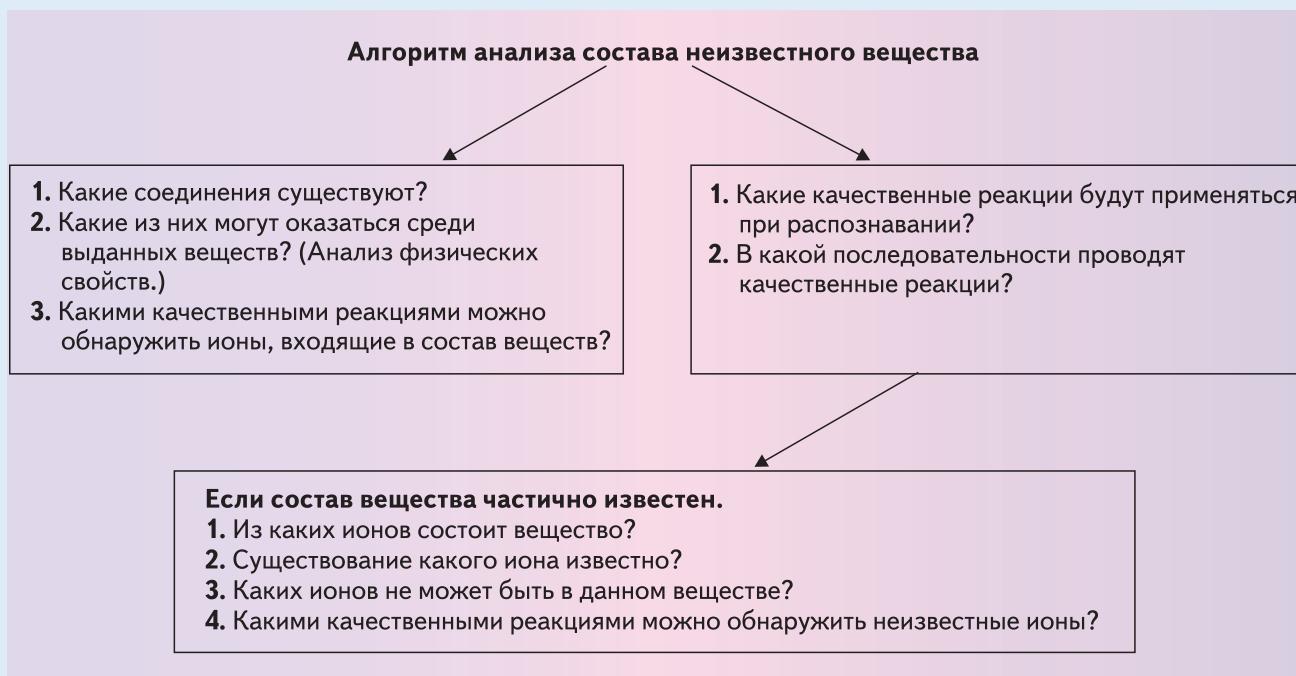
Добавляемые вещества	Наблюдения за происходящим в пробирке № 2
HCl	Ничего не происходит
AgNO ₃	Выпадает белый осадок
BaCl ₂	Ничего не происходит

Выводы.

1. Отсутствие реакции с соляной кислотой показывает отсутствие в растворе ионов CO₃²⁻, S²⁻, SO₃²⁻, CH₃COO⁻.

2. Выпадение белого осадка при воздействии нитрата серебра и отсутствие реакции на добавление хлорида бария свидетельствует, что в пробирке № 2 – хлорид аммония:





«Алгоритм анализа состава неизвестного вещества» в печатной форме заготавливается до урока (схема 4). Эту схему-алгоритм учащиеся получают после обсуждения действий по решению задачи и вклеивают в рабочую тетрадь как инструкцию для дальнейшей работы по выполнению подобного лабораторного эксперимента.

V. Применение выработанного алгоритма действий.

Виртуальная задача. Загаданы четыре вещества. Все они — соединения азота. Составьте вопросы о физических свойствах и химических реакциях и, задавая их в определенной последовательности, выясните, что за вещества загаданы. Конкретные вопросы о составе задавать нельзя.

На подбор вопросов дается одна минута.

1. В каком агрегатном состоянии даны вещества?
(Ответ. Вещества даны в виде водных растворов.)
2. Какой у растворов запах?
(Ответ. У растворов № 1, 2 и 3 запах отсутствует, раствор № 4 имеет характерный запах нашатырного спирта.)
3. Какой у растворов цвет?
(Ответ. Растворы № 1, 3, 4 бесцветны, раствор № 2 – голубой.)
4. Есть ли реакция у какого-либо из растворов веществ на раствор карбоната натрия?
(Ответ. В растворах № 1 и 4 ничего не происходит, из растворов № 2 и 3 выделяется газ, кроме того, из раствора № 2 выпадает голубой осадок.)

5. Есть ли реакция у какого-либо из растворов веществ на раствор гидроксида натрия?

(Ответ. Из растворов № 1 и 4 выделяется газ с характерным запахом нашатырного спирта, из раствора № 2 выпадает голубой осадок, в растворе № 3 видимых изменений не наблюдается.)

6. Есть ли реакция у какого-либо из растворов веществ на раствор соляной кислоты?

(Ответ. Из раствора № 1 выделяется газ без цвета и запаха, раствор № 4 перестает пахнуть нашатырным спиртом, в растворах № 2 и 3 реакция не наблюдается.)

В процессе ответов на вопросы учащиеся заполняют таблицу (табл. 3).

Таблица 3

Реактив	Результат в пробирках №			
	1	2	3	4

Ответ виртуальной задачи
 № 1 — карбонат аммония; № 2 — нитрат меди;
 № 3 — азотная кислота; № 4 – аммиачная вода.

Урок заканчивается подведением итогов работы, выставлением оценок.

ПРОГРАММА ЭЛЕКТИВНОГО КУРСА ПО ХИМИИ И БИОЛОГИИ • 8–9 КЛАССЫ

Занимательные опыты

В.Н.ВЕНГЕЛЬНИКОВА,
учитель химии лицея № 2,
г. Иркутск

Элективный курс «Занимательные опыты» рассчитан на учащихся 8-х и 9-х классов в рамках предпрофильной подготовки, относится к типу курсов по выбору и имеет познавательную, развивающую, воспитывающую и профориентационную направленность.

Пояснительная записка

Есть множество полезных, поучительных и просто красивых экспериментов. «Радость видеть, наблюдать и понимать есть самый прекрасный дар», отмечал А.Эйнштейн. Но не секрет, что естественные науки ассоциируются у учащихся с такими понятиями, как взрыв, пиротехника. Перед учителем встает вопрос, как правильно обучать химии, биологии, говоря об опасных веществах, и надо ли заострять на них внимание. По мнению В.Ключевского, «Жизнь учит только тех, кто ее изучает». Прежде всего учитель-профессионал на своих занятиях должен поощрять любые попытки учащихся вникнуть в суть изучаемых процессов и, наоборот, сдерживать стремление учеников к безудержному смешиванию веществ, к пиротехническим и взрывоопасным опытам. Учащийся должен понять, что настоящий исследователь знает, что и для чего он делает, всегда прогнозирует результаты эксперимента.

Программа курса рассчитана на 17 ч (9 занятий), которые включают в себя: лабораторные опыты, демонстрационные опыты, семинары, занятие «Круглый стол», вечер «Интеллектуальное казино».

Цель курса.

Сформировать у учащихся интерес к изучению химии, биологии через проведение экологически безопасного эксперимента.

Основные задачи курса.

- 1) Сформировать у учащихся практические умения и навыки в области эксперимента.
- 2) Научить школьников грамотному, безопасному использованию в эксперименте химических веществ.
- 3) Познакомить учащихся со способами применения знаний по химии, биологии в реальных жизненных ситуациях.

Характеристика программы

Структура программы	Программа содержит: 1) пояснительную записку; 2) содержание курса; 3) тематическое планирование учебного курса; 4) список литературы для учащихся и учителя; 5) методические рекомендации
Степень новизны для учащихся	Программа включает новые сведения о токсичности и взрывоопасности веществ, приемы и методики проведения экологически безопасного эксперимента
Мотивирующий потенциал программы	Материал программы должен повысить познавательный интерес к предметам естественно-научного цикла. Большую часть программы занимают эффектные занимательные опыты
Развивающий потенциал программы	Содержание и объем программы способствует творческому, интеллектуальному развитию учащихся. Материал программы развивает наблюдательность, логическое мышление
Здоровьесберегающие характеристики	Программа предполагает использование активных методов обучения, не создает учебных перегрузок, включает в себя опыты, которые не причиняют вреда здоровью
Полнота содержания	Программа в достаточной мере содержит все необходимое для достижения поставленной цели
Систематичность изложения материала	Материал программы изложен систематично, последовательно
Методы обучения	Словесно-наглядно-практический, исследовательский, инструментальный. Индивидуальная и самостоятельная работа учащегося
Степень контроля	Проверка отчетов по лабораторным работам

Основные требования к знаниям учащихся.

После изучения данного элективного курса учащиеся **должны знать:**

- классификацию опасных и взрывчатых веществ;
- последствия бесконтрольного проведения опыта в домашних условиях;
- основные приемы и методы безопасного проведения эксперимента.

После изучения данного элективного курса учащиеся **должны уметь:**

- проводить экологически безопасные эксперименты;
- анализировать, интегрировать результаты эксперимента;
- делать выводы, участвовать в дискуссии при проведении химических вечеров;
- применять полученные знания в реальных жизненных ситуациях.

Содержание курса

Занятие 1 (2 ч). Жизнь моя в опасности без техники безопасности! Знакомство с лабораторным оборудованием. Правила техники безопасности.

Демонстрационный опыт «Противопожарные хитрости».

Лабораторный опыт «Приготовление растворов».

Семинар «Красота эксперимента в его безопасности».

Занятие 2 (2 ч). Настольные вулканы.

Лабораторные опыты: 1) Вулкан Беттгера; 2) «Железный вулкан»; 3) «Фиолетовый джинн».

Занятие 3 (2 ч). Водяные чудеса.

Демонстрационный опыт «Тепло из воды».

Лабораторные опыты: 1) «Получение “молока” из “воды”»; 2) «Химический хамелеон».

Занятие 4 (2 ч). Обнаружение белков в биологических объектах.

Лабораторные опыты: 1) «Биуретовая реакция на белки»; 2) «Волшебное яйцо»; 3) «Ксантопротеиновая реакция».

Занятие 5 (2 ч). Фокусы с металлами.

Семинар «Общие свойства металлов».

Лабораторный опыт «Неугасимый магний».

Занятие 6 (2 ч). Определение питательных веществ в семенах и клубне картофеля.

Лабораторные опыты: 1) «Питательные вещества в семенах»; 2) «Наличие жиров в семенах подсолнуха»; 3) «Определение крахмала в клубне картофеля».

Занятие 7 (2 ч). Химия в борьбе с суевериями, или как при помощи химических опытов можно объяснить некоторые «чудеса».

Лабораторные опыты: 1) «Костер без спичек»; 2) «Волшебное пламя»; 3) «Серебряная монета».

Занятие 8 (1 ч). Химия в быту.

Круглый стол.

Занятие 9 (2 ч). Тематический вечер «Интеллектуальное казино».

Тематическое планирование учебного материала

№ урока	Содержание урока	Форма занятия	Форма учета	Количество часов
1	Основы техники безопасности. Оказание первой медицинской помощи. Приготовление растворов	Лабораторный и демонстрационный опыты; семинар	Отчет	2
2	Настольные вулканы	Лабораторные опыты	Отчет	2
3	Водяные чудеса	Демонстрационный и лабораторные опыты	Отчет	2
4	Белки и их превращения	Лабораторные опыты	Отчет	2
5	Фокусы с металлами	Лабораторный опыт; семинар «Общие свойства металлов»	Отчет	2
6	Распознавание питательных веществ в семенах и клубне картофеля	Лабораторные опыты	Отчет	2
7	Химия в борьбе с суевериями	Лабораторные опыты	Отчет	2
8	Химия в быту	Круглый стол	Сообщение. Таблица	1
9	Тематический вечер	Интеллектуальное казино	Сценарий	2

ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

Леенсон И.А. Занимательная химия. М.: Дрофа, 1996; Курганский С.М. Интеллектуальные игры по химии. М.: 5 за знания, 2006; Рувинский А.С. Общая биология (10–11 классы) для профильных классов. М.: Просвещение, 2006.

ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ УЧИТЕЛЯ

Степин Б.Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии. М.: Дрофа, 2002; Габриелян О.С. Настольная химия для учителя. Химия, 9 класс. М.: Дрофа, 2002; Зайковский И.И. Занимательная химия. М.: Просвещение, 1982; Тейлор Г.С. Биология. Т. 1–2. М.: Просвещение, 1993; Назарова Т.С. Химический эксперимент в школе. М.: Просвещение, 1987; Кульневич С.В. Воспитательная работа в современной школе. Ростов-на-Дону: Учитель, 2000.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ ОПЫТОВ

Занятие 1. Жизнь моя в опасности без
техники безопасности

Знакомство с лабораторным оборудованием. Правила работы в химической лаборатории.

Правила техники безопасности

1. В химическом кабинете ни в коем случае нельзя принимать пищу, поскольку многие из веществ, с которыми вы будете работать, ядовиты.

2. Химический кабинет отличается от других тем, что в нем есть вытяжной шкаф. Многие вещества имеют резкий неприятный запах, их пары не безвредны для здоровья. С такими веществами работают в вытяжном шкафу (рис. 1), из которого газообразные вещества попадают прямо на улицу.



Рис. 1. Вытяжной шкаф

3. Для защиты глаз при проведении особо опасных опытов используют защитные очки (рис. 2).

4. Слянку с реактивом нужно брать так, чтобы этикетка оказалась на ладони. Это делается для того, чтобы случайные потеки не испортили надпись.



Рис. 2. В лаборатории нужны защитные очки



Рис. 3. Специальные знаки на этикетках

5. Некоторые химические вещества ядовиты, есть реактивы, разъедающие кожу, многие вещества легко воспламеняются. Предупреждают об этом специальные знаки на этикетках (рис. 3).

6. Не приступайте к эксперименту, если точно не знаете, что и как нужно делать. Работать надо, строго соблюдая инструкцию и только с теми веществами, которые для опыта необходимы.

7. Подготовьте рабочее место, рационально разместите реактивы, посуду, принадлежности, чтобы не пришлось тянуться через стол, опрокидывая руками колбы и пробирки. Не загромождайте стол тем, что не потребуется для эксперимента.

8. Опыты нужно проводить только в чистой посуде, а значит, после работы ее нужно тщательно вымыть. Заодно вымойте руки.

9. Все манипуляции нужно проводить над столом.

10. Чтобы определить запах вещества, не подносите сосуд близко к лицу, а подгоните рукой воздух от отверстия сосуда к носу (рис. 4).



Рис. 4. Химик должен уметь правильно нюхать

11. Никакие вещества нельзя пробовать на вкус!

12. Никогда не выливайте излишек реактива обратно в склянку. Пользуйтесь для этого специальным стаканом для отходов. Рассыпные твердые вещества также нежелательно собирать обратно, тем более руками.

13. Если вы нечаянно обожглись, порезались, разлили реактив на стол, на руки или на одежду, сразу обращайтесь к учителю или лаборанту.

14. Закончив эксперимент, приведите рабочее место в порядок.

Демонстрационный опыт «Противопожарные хитрости».

Можно ли потушить бензин водой? Конечно, нет, т.к. он вспыхивает на поверхности воды и продолжает гореть интенсивнее.

Оборудование: фарфоровая чашка, песок.

Реактивы: бензин, четыреххлористый углерод.

Выполнение опыта

Налейте в фарфоровую чашку 10 мл бензина, поставьте ее на железный лист и с помощью длинной лучинки подожгите. Немедленно попытайтесь загасить пламя песком, либо влейте в пламя горячего бензина 15 мл тетрахлорида углерода.

Образующиеся тяжелые пары CCl_4 прекращают доступ кислорода к пламени, и бензин гаснет.

(Описание с е м и н а р а и лабораторного опыта не приводится.)

Занятие 2. Настольные вулканы

В древнегреческой мифологии бог-кузнец Гефест был покровителем огня и кузнечного ремесла. В одной из легенд Древней Греции говорилось: «И ударил по своей наковальне гигантским молотом бог Гефест, и проснулись вулканы на Земле...» По имени Вулкана, бога огня древних римлян, названы огнедышащие горы – вулканы.

Свои домашние вулканы придумали и химики. Самый известный «вулканический» опыт первым проделал немецкий химик Рудольф Беттгер, изобретатель спичек.

Опыт 1. «Вулкан Беттгера».

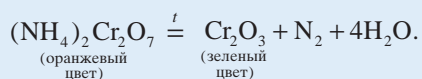
Оборудование: фарфоровая чашка, спиртовка, стеклянная палочка, железная пластина.

Реактив: дихромат аммония.

Выполнение опыта

В фарфоровую чашку горкой насыпают две чайные ложки дихромата аммония, стеклянную палочку нагревают над спиртовкой и вставляют ее осторожно в самую середину горки. После начала реакции палочку вынимают. Происходит бурный выброс зеленого порошка с самовоспламенением, что по внешнему виду напоминает извержение миниатюрного вулкана.

Уравнение химической реакции:



Вопрос. К какому типу реакций (по тепловому эффекту) относится данная химическая реакция?

Опыт 2. «Железный вулкан».

Французский химик, аптекарь Николя Лемери в 1673 г. наблюдал нечто похожее на вулкан, смешав железные опилки с порошкообразной серой.

Оборудование: железный тигель, стеклянная палочка.

Реактивы: порошкообразная сера, железные опилки.

Выполнение опыта

Смешивают в железной чашке 2 г железа в виде опилок и 2 г порошкообразной серы, прикасаются к смеси разогретой палочкой. Наблюдается сильное увеличение смеси в объеме, разогревание и свечение.

Задание. Напишите уравнение реакции. Какое вещество образуется? Укажите цвет смеси после реакции.

Опыт 3. «Фиолетовый джинн».

Йод реагирует с химически активными металлами (магнием, алюминием) с эффектной вспышкой. При этом выделяются фиолетовые пары, и картина напоминает явление джинна.

Оборудование: стеклянный колокол, фарфоровая чашка.

Реактивы: алюминиевая пудра, кристаллы йода (яд!), дистиллированная вода.

Выполнение опыта

В небольшой фарфоровой чашке смешивают половину чайной ложки предварительно растертого в ступке сухого йода. (I_2 токсичен, поэтому все опыты с этим веществом проводят в вытяжном шкафу!) Смесь собирают горкой и в вершине делают углубление, в которое приливают 1–3 капли дистиллированной воды. Сразу же накрывают чашку со смесью стеклянным колоколом. Через несколько секунд над горкой появляется фиолетовое облачко, а это означает, что «джинн» проснулся.

Вопросы. Напишите уравнение реакции. Чем обусловлено окрашивание пламени в фиолетовый цвет?

Занятие 3. Водяные чудеса

Демонстрационный опыт «Тепло воды».

Оборудование: термостойкий химический стакан, стеклянная палочка, мерный стакан.

Реактивы: концентрированная H_2SO_4 , вода.

Выполнение опыта

Отмеряют 20 мл 98%-й серной кислоты и 20 мл воды. Затем осторожно в химическом стакане смешивают жидкости, медленно приливая по стеклянной палочке серную кислоту в воду (но не наоборот!). ОСТОРОЖНО, стакан сильно разогревается.

Вопрос. К какому типу реакций (по тепловому эффекту) относится данный опыт?

Серная кислота H_2SO_4 – это тяжелая маслянистая жидкость, хорошо растворяется в воде с выделением большого количества тепла. При попадании на кожу вызывает ожоги, дерматиты. Обугливает бумагу, ткани.

При попадании кислоты на кожу обработайте ее большим количеством воды и 5%-м раствором $NaHCO_3$.

Опыт 1. «Получение “молока” из “воды”»

Оборудование: три стакана.

Реактивы: хлорид кальция, карбонат натрия, соляная кислота.

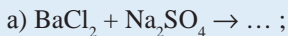
Выполнение опыта

Готовят три стакана, в первый наливают 100 мл раствора хлорида кальция, во второй – 100 мл раствора карбоната натрия, а в третий – 10%-й раствор соляной кислоты, смешивают содержимое первых двух стаканов. Что наблюдается?

Затем к этой смеси приливают содержимое третьего стакана. Что наблюдается? Напишите два уравнения реакций.

Вопросы. 1) Какие реакции называются качественными?

2) Напишите нижеприведенные уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах:



Опыт 2. «Химический хамелеон».

Удивительное животное тропических стран, меняющее на глазах окраску кожи: то она ярко-зеленая, то багровая, – это хамелеон. Есть и химический «хамелеон»: именно так называли химики-аналитики XIX в. раствор перманганата калия ($KMnO_4$ – марганцовка).

Оборудование: штатив с пробирками, стеклянная палочка.

Реактивы: растворы перманганата калия, серной кислоты, сульфата калия, гидроксида калия.

Выполнение опыта

В три пробирки наливают по 1/3 объема малинового раствора перманганата калия. Прибавляют в первую пробирку 1–2 мл раствора серной кислоты, во вторую – воды, а в третью – раствор гидроксида калия. Окраска при этом не меняется.

Во все пробирки добавляют по 4 мл раствора сульфата калия и хорошо перемешивают.

Вопросы. Как изменилась окраска в каждой пробирке? В этих опытах проявляются окислительные свойства перманганата калия в различных степенях окисления и в различных средах.

Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравняйте их методом электронного баланса.

Занятие 4. Обнаружение белков в биологических объектах

Белки состоят из аминокислот, соединенных пептидными связями. С помощью этой реакции мы обнаруживаем, что белки в щелочной среде изменяют окраску при взаимодействии с раствором сульфата меди.

Это происходит в результате образования окрашенных соединений за счет комплексообразующих пептидных группировок белков с ионом Cu^{2+} .

Цель: доказать присутствие в биологических объектах органических веществ – белков.

Опыт 1. «Биуретовая реакция на белки».

Оборудование: пробирки, штатив.

Реактивы: раствор яичного белка, 10%-й раствор $NaOH$, 1%-й раствор сульфата меди $CuSO_4$.

Выполнение опыта

В пробирку наливают 5 капель 1%-го раствора яичного белка (белок куриного яйца фильтруют через марлю, разводят дистиллированной водой в соотношении 1:10), затем добавляют 3 капли 10%-го раствора $NaOH$ и 1 каплю 1%-го раствора $CuSO_4$ и все перемешивают.

Вопросы. Что наблюдаете? Изменяется окраска? Цвет?

Запишите уравнение реакции.

Опыт 2. «Вошебное яйцо».

Как очистить куриное яйцо, не разбивая скорлупы? Если опустить его в разбавленную соляную или азотную кислоту, то скорлупа полностью растворится и останутся желток и белок.

Оборудование: колба коническая 250 мл.

Реактивы: яйцо куриное, раствор соляной кислоты HCl .

Выполнение опыта

Опыт выполняют в вытяжном шкафу. В колбу наливают на 3/4 объема разбавленной соляной кислоты, опускают сырое яйцо, осторожно подогревают содержимое колбы. Когда кислота начнет испаряться, будет происходить растворение скорлупы с выделением углекислого газа, пузырьки которого поднимают яйцо вверх, а затем оно снова погружается на дно.

Напишите уравнение реакции, считая, что главным компонентом скорлупы является карбонат кальция.

Опыт 3. «Ксантопротеиновая реакция».

Белки состоят из аминокислот. Среди аминокислот есть ароматические: фенилаланин, триптофан, тирозин. С помощью данной реакции мы обнаруживаем эти аминокислоты.

Выполнение опыта

Оборудование: пробирка, пинцет, спиртовка.

Реактивы: раствор яичного белка, азотная кислота HNO_3 (конц.), 10%-й раствор $NaOH$.

Опыт выполняют в вытяжном шкафу.

В пробирку прибавляют 5 капель 5%-го раствора яичного белка, затем добавляют 3 капли концентрированной азотной кислоты (осторожно!) и нагревают над спиртовкой.

Какой цвет раствора?

После охлаждения в пробирку добавляют 5–10 капель гидроксида натрия.

Какая окраска? Запишите уравнение реакции. Отметьте окраску.

Напишите вывод: какие характеристики белка вы узнали, исходя из проделанных опытов.

Окончание следует

ПЕДАГОГИЧЕСКИЕ ТЕХНОЛОГИИ КАК СРЕДСТВО ФОРМИРОВАНИЯ ИНФОРМАЦИОННО-КОММУНИКАТИВНЫХ КОМПЕТЕНЦИЙ УЧАЩИХСЯ В ПРОЦЕССЕ ИЗУЧЕНИЯ ПРЕДМЕТОВ ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ЦИКЛА

Творческая лаборатория

А.М.ДУБРОВКА,
учитель химии и биологии,
Л.В.БУРДЫКО,
учитель географии
средней школы № 3,
г. Барабинск,
Новосибирская обл.



При обучении детей из 8–11-х классов химии, биологии и географии в школе, где эти предметы являются базовыми, нам пришлось столкнуться со следующими педагогическими проблемами.

- Первую проблему мы видим в некотором смещении образовательных приоритетов у современных старшеклассников. Ученики не желают мыслить и действовать самостоятельно. Возможности сети Интернет привели к тому, что обучающиеся в лучшем случае перерабатывают продукты цифровой компиляции, в худшем (на репродуктивном уровне) – внешне преобразовывают полученные через Интернет материалы, не осмысливая и не оценивая содержание информации. Причем, в силу неопытности, они зачастую не могут отличить качественный образовательный материал от непригодного. Такая ситуация, если ее не корректировать, приведет к тому, что ученик рано или поздно вообще перестанет самостоятельно учиться и будет применять единственный навык – находить в сети реферат по заданной теме.

- Вторая проблема выявляется, как правило, при переходе обучающихся из второй в третью ступень образования в ходе проведения стартового контроля в начале учебного года. Старшеклассники на уроках часто

испытывают затруднения в процессе создания и предъявления результатов своего труда: стесняются публично выступать, не умеют самостоятельно создавать презентации и проекты. У учеников не развиты навыки работы в группе.

Актуальность проекта «Творческая лаборатория» заключается в том, что по мере выявления проблем школьников создается комплекс современных условий для формирования их информационно-коммуникативных компетенций.

Объект исследования: учебно-воспитательный процесс (естественно-научный цикл).

Предмет исследования: элементы педагогических технологий.

Цель: исследовать педагогические технологии, элементы которых используют в процессе преподавания предметов естественно-научного цикла как средство формирования информационно-коммуникативных компетенций учащихся.

Гипотеза исследования: при внедрении и использовании педагогических технологий в социально адаптированной среде школы должен повыситься уровень информационно-коммуникативных компетенций воспитанников.

План работы

Задачи	Содержание деятельности	Сроки исполнения
Подготовительный этап эксперимента		
1) Создать творческую группу. 2) Выявить элементы педагогических технологий, которые можно использовать на уроках химии, биологии, географии для развития информационно-коммуникативных компетентностей учащихся. 3) Определить механизм их реализации в учебно-воспитательном процессе	1) Изучение опыта отечественной и зарубежной практики применения исследуемых технологий.	Сентябрь–октябрь 2010 г.
	2) Ознакомление с инструментарием данных технологий (методы, формы и приемы).	Октябрь–ноябрь 2010 г.
	3) Создание банка информации и методического руководства по реализации инструментария исследуемых технологий.	Октябрь–ноябрь 2010 г.
	4) Подготовка дидактического материала для внедрения современных технологий в учебно-воспитательный процесс	Ноябрь–декабрь 2010–2011 гг.
Практический этап эксперимента		
1) Определить эффективные пути внедрения следующих педагогических технологий: а) развитие критического мышления через письмо и чтение; б) проектное обучение; в) развитие индивидуального стиля учебной деятельности воспитанников. 2) Внедрить и адаптировать в практику преподавания предметов естественно-научного цикла педагогические технологии	1) Определение критериев оценки эффективности внедряемых технологий.	2011 г.
	2) Разработка образовательных программ для 8–9-х классов по химии, биологии и географии с использованием элементов данных технологий.	2011 г.
	3) Организация учебно-воспитательного процесса с использованием элементов педагогических технологий.	В течение учебного года 2010–2011 гг.
	4) Мониторинг уровня развития информационных и коммуникативных компетентностей воспитанников	2010–2011 гг.
Обобщающий этап эксперимента		
1) Оценить результативность исследования, определить необходимые изменения в первоначальной гипотезе. 2) Проанализировать и подвести итоги, сформулировать методические рекомендации для внедрения опыта в образовательную практику преподавания предметов естественно-научного цикла. 3) Обобщить и распространить опыт экспериментальной деятельности	1) Методическое оформление уроков с использованием элементов педагогических технологий.	В течение эксперимента.
	2) Выступления на семинарах, педагогических советах, заседаниях школьных методических объединений.	В течение эксперимента.
	3) Оформление методического пособия по использованию педагогических технологий, включающее алгоритм работы, методические разработки уроков, диагностический материал	2011–2012 гг.

Предполагаемые результаты

Формально-организационные:

- 1) создание методики реализации педагогических технологий на уроках химии, биологии, географии;
- 2) разработка системы мониторинга эффективности реализации экспериментального исследования;
- 3) подготовка учебно-методических разработок уроков с использованием данных технологий;

4) создание образовательных программ по химии, биологии, географии, включающих элементы педагогических технологий.

Качественные: выявление положительной динамики уровня обученности, информационных и коммуникативных компетентностей обучающихся.

ИНТЕГРИРОВАННОЕ МЕРОПРИЯТИЕ • 8 КЛАСС

В мире драгоценных камней

О.А. ЧЕРНЫШОВА,
учитель химии
гимназии «УВК № 1»,
г. Воронеж

Цели.

1. В нетрадиционной форме расширить знания учащихся о химических соединениях, их нахождении в природе и влиянии на здоровье человека.

2. Привести в систему знания, умения и навыки, полученные на уроках химии, биологии, истории, литературы, географии.

3. Формировать способность самостоятельно приобретать знания, умение сравнивать и делать выводы, обобщать, выделять главное, отстаивать свою точку зрения.

4. Развивать умения и навыки в работе с дополнительной литературой.

5. Воспитывать внимательность, наблюдательность, умение слушать одноклассников, умение выступать перед аудиторией.

6. Активизировать способность учащихся выражать свои мысли грамотно и свободно.

Оборудование.

Мультимедийная презентация, выставки открыток и фотографий драгоценных камней, изделий и украшений из них.

Мероприятие проводится в форме ток-шоу «Пусть говорят». Учащиеся заранее готовят материал по данной теме, распределяют темы и профессии, составляют сценарий.

ХОД МЕРОПРИЯТИЯ

Ведущий. Добрый день! Тема нашего ток-шоу – «В мире драгоценных камней».

Известно, какой необычайно красивой видится Земля из космоса. Но еще великолепно и богаче недра нашей матушки Земли. Они сияют золотом и серебром, драгоценными камнями – разноцветными, лучающимися, пламенеющими огнем.

Речь сегодня пойдет о драгоценных камнях, нам предстоит рассмотреть их химический состав, свойства, а также расширить знания о правильном их использовании.

У нас в гостях люди различных профессий. Они выскажут свою точку зрения по этим вопросам.

Начнем с алмаза – пожалуй, самого знаменитого и популярного из драгоценных камней.

При слове «алмаз» сразу же вспоминаются окутанные тайной истории, повествующие о поисках сокровищ.

Историк. И это действительно так. Две тысячи лет назад единственной страной, где добывали алмазы, была Индия. О сокровищах Голконды – места, где находились алмазные копи, – существует множество легенд и преданий. Здесь в 56 г. до н.э. был найден один из самых знаменитых алмазов «Кох-и-Нор», что в переводе с персидского означает «гора света». Он весил 800 карат (единица массы при взвешивании драгоценных камней, равная 200 мг) и излучал свет, словно из неиссякаемой прозрачной горы. Древние индусы говорили, что за него можно было бы купить столько риса, что полтора дня все люди Земли могли с утра до вечера досыта есть рисовые лепешки и еще на завтра бы осталось.

История «Кох-и-Нора» полна драматических событий, кровавых приключений, связанных с убийствами, войнами, вечной борьбой за власть. В 1306 г. – это первая точная дата в истории «горы света» – султан Алладин Кхили обманом отнял камень у царя Малвы и перенес его в Дели. Два века прожил «несокрушимый из несокрушимых» в этом чудесном городе. Но вот в Индию вторгся основатель государства Великих Моголов Бабур. С ним был его молодой сын Хумаюн, который увез алмаз в Персию и подарил персидскому шаху. Потом алмаз снова в качестве подарка попал в Индию, где им завладел другой персидский шах – Надир. В 1747 г. шах Надир был убит собственной стражей. Генерал Абдали, захватив камень, бежал в Афганистан. В 1813 г. лахорский царь Ранжит-Сингх силой оружия вернул алмаз обратно в Индию, велел вставить его в браслет, который носил на всех приемах. Когда в 1848 г. вспыхнуло восстание двух сикхских полков, все драгоценности были объявлены военными трофеями англичан и переправлены в Англию. В 1911 г. алмаз был вделан в малую Королевскую



Алмаз «Кох-и-Нор» («гора света»)

<http://www.newsru.com/world/05apr2002/kohinoor.html>



Алмаз «Шах»

государственную корону Великобритании, изготовленную для королевы Марии.

Литератор. Позвольте вам напомнить о другом знаменитом алмазе. 11 февраля 1829 г. в Тегеране – столице Персии – убивают русского дипломата и писателя А.С.Грибоедова. Правительство России требует наказания виновных. Испуганный шахский двор отправляет в Петербург сына шаха Хосров-Мирзу, который везет в дар царю алмаз «Шах». Так этот камень оказался в Алмазном фонде России.

Ведущий. Когда-то люди, охотившиеся за алмазами, и не подозревали, что предметом их страсти является кристаллический углерод – тот самый углерод, который образует сажу, копоть и уголь.

Химик. Когда был изучен состав алмаза, выяснилось, что он состоит из того же самого углерода, что и графит. Камень удивил всех еще раз. Как же так – тусклый и невзрачный графит состоит из тех же атомов, что и сияющий всеми цветами радуги алмаз? Но дело в том, что свойства вещества зависят не только от того, из атомов какого элемента оно состоит, но и от взаимного расположения и связей этих атомов, от его атомной структуры.

В кристаллической решетке графита атомы углерода расположены слоями, образующими плоскости, состоящие из шестиугольников (гексагональная упаковка). В алмазе же атомы образуют гораздо более прочный пространственный каркас, в котором, в отличие от графита, каждый атом углерода соединен четырьмя одинаковыми связями с соседними атомами.

Такое взаимное расположение атомов углерода и определяет замечательные оптические свойства алмаза: в нем так чудесно и радужно преломляется свет.

Но почему же в недрах Земли из одного и того же углерода образуются такие разные вещества? Это происходит потому, что на образование минерала больше всего влияет давление, при котором он образуется. Алмаз состоит из углерода на 96–99,8 %. Остальное составляют примеси магния, алюминия, железа, марганца и других металлов.

Ведущий. Мэрилин Монро была уверена, что бриллианты (ограниченные алмазы) – лучшие друзья девушек, а астрологи считают, что драгоценные камни – это не только украшения, но и магические талисманы. Правильно подобранные в соответствии со знаком зодиака камни, по их мнению, дают их обладателю магическую силу, развивают лучшие качества и защищают от негативных воздействий.

Астролог. Украшение с бриллиантом оберегает от сглаза, возвращая отрицательную энергию пославшему ее человеку, и помогает сконцентрироваться, когда нужно принять решение. Алмаз развивает в человеке ясновидение, интуицию.

Ведущий. Академик А.Ферсман утверждал: «У камня тоже есть какая-то своя жизнь, может быть, даже интереснее, чем жизнь живых существ». Сейчас речь пойдет о янтаре.

Литератор. Фазтон, сын Аполлона, бога Солнца и света, умолял отца разрешить ему хотя бы один раз править солнечной колесницей. Отец дал согласие. Фазтон, управляя огненной колесницей, слишком близко подлетел к Земле. На Земле запылали пожары, почернели люди Эфиопии, высохли реки, образовались пустыни, раскалились вершины гор. И тогда богиня Земли – Гея – взмолилась и упростила Зевса остановить неумелого кучера златогривых коней. Зевс своей молнией сбросил Фазтона с колесницы в одну из оставшихся рек, и пожар прекратился. Мать и сестры, оплакивая погибшего Фазтона, превращались в тополя, с ветвей которых продолжали капать слезы. Слезы твердели и становились янтарем. Так объясняла одна из древнегреческих легенд появление на Земле янтара.

Ведущий. Сжимая в ладони кусочек янтара – сгусток солнечных лучей – вы подпитываетесь живой и животворящей силой самой природы.

Химик. Янтарь – минерал, но имеет органическое происхождение. Это окаменевшая смола хвойных деревьев, которые росли 30–60 млн лет назад. Хвойные деревья после гибели попадали в морские отложения, где древесина превращалась в бурые угли, а смола – в янтарь. По химическому составу янтарь – высокомолекулярные органические кислоты, среди которых преобладает янтарная кислота $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$.

Историк. Янтарь был известен за 100 000 лет до н.э. Необработанные куски янтара находят на пещерных стоянках первобытного человека. В начале



Янтарь с заключенными в нем насекомыми

<http://weblog.33b.ru/>
time:1523838_1240783200_0_20095.html

нашей эры считали, что янтарь способен излечивать болезни. Небольшое изделие из янтаря оценивалось выше стоимости раба. Даже протестантский проповедник XVI в. Мартин Лютер носил в кармане кусок янтаря, чтобы предотвратить образование камней в почках.

Врач. Кроме того, янтарь помогает при анемии, стенокардии и после инсультов. Носимый на шее янтарь дает энергетический импульс сонным артериям, очищает весь организм от шлаков. Янтарное ожерелье вокруг головы облегчает головную боль, улучшает душевное состояние и смягчает воздействие плохой погоды. После тяжелых изнурительных болезней очень хорошо носить янтарь. Его действие усиливается, если он – в медной оправе. Янтарь помогает при приступах астмы, нарушениях в работе щитовидной железы, болезнях ушей, глаз, горла. Пластинками янтаря натирают больные суставы.

Ведущий. Поговорим о жемчуге, который называют слезами моллюска, ибо своим рождением он обязан травме: жемчужина вырастает там, где в стенку мантии или между мантией и раковиной попадает песчинка или другое инородное тело.

Химик. Жемчуг – округлые, блестящие, с перламутровым отливом образования минерала арагонита – карбоната кальция CaCO_3 , содержащие 10–14 % органического вещества и 2–4 % воды. Жемчужина вырастает до размера горошины за 12 лет. Для того чтобы она достигла диаметра 8 мм, требуется не менее 30–40 лет. Цвет жемчуга может быть не только белым, но и желтым, красным, голубым и даже черным.

Историк. Средняя продолжительность жизни жемчужины 250–500 лет. Затем она теряет блеск и легко растирается в порошок. В 1544 г. была вскрыта гробница дочери римского полководца Флавия Стиллихона (ок. 360–408 гг. н.э.). В могиле вместе с золотом сохранились 53 жемчужины. Это были тусклые, рассыпающиеся в порошок горошины.

Ведущий. Жемчуг клали в вино, подаваемое почетному гостю, чтобы показать чистоту своих помыслов. Если вино не было испорчено, то жемчужина не изменяла ни свежести, ни влажного блеска. Если же прокисло, то жемчужина становилась шершавой и тусклой. А как можно использовать жемчуг в наше время?



Кольцо с жемчугом

Астролог. Считается, что жемчуг – это камень здоровья, счастья, долголетия и любви. Он помогает своему хозяину излечиться от любых хронических болезней, усиливает действие лекарств, возвращает утраченные красоту и молодость. Жемчуг помогает при отравлениях и болезнях мозга, из-

гоняет печаль и меланхолию, увеличивает остроту зрения, излечивает глазные болезни, лечит мигрень, болезни желудка и печени, укрепляет и предохраняет глаза и зубы.

Ведущий. «“Это ярче глаз Багиры”, – сказал Маугли, с восхищением поворачивая рубин». Так ли ярко рубин?

Химик. Рубин – прозрачная, окрашенная в кроваво-красный цвет примесью хрома разновидность тугоплавкого минерала корунда – оксида алюминия. Среди минералов рубин занимает второе место после алмаза по твердости. Кристаллы рубина обладают той степенью блеска, которой не имеют другие прозрачные драгоценные камни, кроме алмазов.

Историк. История особенно выдающихся рубинов, так же, как и алмазов, полна кровавых тайн. Знаменитый рубин из сокровищ британской короны – «Черный принц». «Черным принцем» называли сына английского короля Эдуарда III, и камень получил свое название именно от него. Первое упоминание об этом рубине относится к 1367 г. Тогда им владел правитель Гренады. В битве при Нагере, в Северной Испании, сын Эдуарда III спас испанцев от поражения и в награду получил драгоценный рубин. Этот камень имеет неправильную форму, длина его около 5 см. Но цвет и свет его лучей необыкновенны. «Черный принц» знаменит не только своей красотой. Однажды он спас жизнь английскому королю Генриху V. В одной из битв удар меча пришелся прямо по камню, который украшал шлем короля.

Ведущий. «Вот рубин, он врачует сердце, мозг, силу и память человека...», – говорится в одном древнем манускрипте.

Врач. И не только. Рубин предохраняет от тяжелых болезней, нормализует кровяное давление и улучшает иммунную систему. В период апатии он щедро делится со своим владельцем силой и энергией.

Ведущий. «Многим людям для высочайшего и совершенного созерцания природы довольно единого драгоценного камня...» (Плиний Старший). Полюбуйтесь на изумруды...

Химик. Смарагд – старорусское название минерала изумруда – алюмосиликата бериллия состава $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$, который геологи называют бериллом. Лучшие прозрачные кристаллы изумруда имеют темно-зеленый цвет (цвет листьев свеклы) и форму удлинённых шестигранных призм. Зеленый цвет изумруда обусловлен наличием в нем примеси хрома. Типичные изумруды содержат 0,14 % хрома, 0,12 % железа и 0,05 % ванадия.



Рубин

<http://meta.aukro.ua/item/1220588430-naturalnyj-rubin-8-0st-bez-rezerva.html>



Изумруд. Смарагд – старорусское название изумруда

Историк. Изумрудные копи в Аравийской пустыне существовали еще в 2000 г. до н.э. У римского императора Клавдия Нерона был большой изумруд, которым он пользовался как моноклом, следя за боями гладиаторов, и через который он наблюдал пожар подожженного им Рима.

Существует библейская легенда, согласно которой Сатана при его низвержении в ад потерял из своей короны один изумруд. Этот изумруд превратился в чашу, подаренную царицей Савской царю Соломону. Чашей пользовался Христос в последнюю Святую Вечерю. Иосиф Аримафейский собрал в эту чашу по каплям кровь Христа, распятого на кресте, и стал основателем ордена Святого Грааля.

Астролог. Изумруд притягивает богатство, умиротворяет гнев, приводит в порядок мысли. Чтобы укрепить память и обострить зрение, маги рекомендуют носить камень на шее. Зеленый цвет наилучшим образом умиротворяет психику человека.

Ведущий. «Данилушко ...думает ...какой цветок, какой листок к малахитовому камню лучше подойдет... чтобы полную силу камня людям показать» (П.П.Бажов, «Малахитовая шкатулка»). Малахит считается «русским камнем».

Географ. Слава малахита началась с 1635 г. в связи с открытием уральских малахитовых рудников. Местному же населению малахит был известен за 3 тыс. лет до этого времени. Густые зеленые тона минерала в разнообразном сочетании с бледно-зелеными, бирюзовыми и тончайшими нитями почти черного цвета составляют невыразимую прелесть изделий из малахита. Особенно он хорош, когда оправлен в золото или бронзу. Из малахита выполнены камини и стены малахитового зала Эрмитажа, колонны у алтаря Исаакиевского собора.

Химик. Малахит – основной карбонат меди $(\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3)$, легко разлагается кислотами.

Врач. Малахит – «камень здоровья». Диапазон его целебного влияния охватывает сердечно-сосудистую систему, органы пищеварения, мозг.



Малахит – один из красивейших минералов



Бирюза – символ красоты, хрупкости и нежности

<http://www.club-krasoki.ru/forum/viewtopic.php?f=2&t=3471&start=240>

Он врачует астму и ревматизм, успокаивает нервную систему, лечит судороги. В эпидемию холеры малахит носили как оберег от этой болезни.

Ведущий.

«Бирюзы значенье голубой

Счастье в дом наш принесет с собой».

Вот что написал в XII в. Низами Гянджеви – азербайджанский поэт.

Химик. Бирюза – минерал, драгоценный камень. По химическому составу – гидратированный фосфат меди и алюминия $\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Это поликристаллический непрозрачный минерал со стеклянным или восковым блеском, великолепного небесно-голубого цвета, вызванного присутствием меди. Примесь железа придает доминирующему цвету легкий зеленоватый оттенок. Очень редко встречаются и прозрачные призматические кристаллы бирюзы ярко-синего цвета. Бирюза неустойчива химически, она легко впитывает жиры, поглощает влагу, под действием углекислого газа воздуха постепенно теряет свой небесно-голубой цвет и делается зеленой. На солнце она медленно обесцвечивается, поэтому средний срок жизни камня не превышает двадцати лет. Если бирюза потеряла блеск, позеленела, значит, жизнь ее завершена, и говорят, что она «умерла».

Историк. Англичанин Джером Горсей, посетивший Москву в XVI в., рассказал в своих записках, как царь Иван Грозный показывал ему свои драгоценные камни. «Посмотрите на этот чудесный коралл и на эту бирюзу, – говорил Грозный Горсею, – возьмите их: они сохраняют природную яркость своего цвета; положите их теперь ко мне на руку. Я заражен болезнью; смотрите, как они тускнеют; это предвещание моей смерти».

Бирюзу называли камнем победы и счастья. Она считалась воинским талисманом. Особенно почиталась бирюза у ацтеков – индейцев Центральной Америки: их вождей хоронили вместе с украшениями из бирюзы. Бирюза – национальный камень персидского (иранского) народа; по персидским поверьям, бирюза образовалась из костей людей, умерших от любви. В Древнем Египте из бирюзы вырезали изображения священных жуков скарабеев. В Оружейной палате Московского Кремля хранится трон царя Бориса Годунова с крупными вставками первоклассной бирюзы.

<http://4women.gid.co.il/?p=835>

Ведущий. Персы говорили: кто носит бирюзу, тот никогда не увидит царства гнева. Тот, кто владеет бирюзой, никогда не имеет недостатка в деньгах. Какую еще пользу приносит бирюза?

Астролог. Бирюза обеспечивает долголетие и благоденствие, освобождает от кошмарных снов, помогает при глазных болезнях, укрепляет сердце, устраняет страх, спасает от молнии и утомления. Бирюза помогает четко идти к своей цели, отгоняет мрачные мысли, приносит удачу в бизнесе. Украшения с бирюзой должны быть серебряными, т.к. золото сильно ослабляет магические свойства этого камня. Бирюза помогает при ослабленном зрении и заболеваниях крови.

Ведущий. «Не подлежит сомнению, что редкость, блеск и ценность камня послужили причиной того, что во все времена он считался самым прекрасным и самым изысканным творением природы». Так английский химик Р.Бойль отзывался о драгоценном минерале сапфире в своем трактате «Очерк о происхождении и свойствах камней».

Химик. Сапфир – прозрачная, блестящая, окрашенная в синий цвет примесями титана и железа разновидность очень твердого минерала корунда – оксида алюминия. По твердости сапфир уступает только алмазу.



Сапфир синей окраски, камень сентября

Экскурсовод. В коллекции Алмазного фонда России хранится брошь с сапфиром васильково-синего цвета массой 51,6 г. В Музее естественной истории США экспонируется изумительный сапфир с шестилучевой звездой, массой 112,6 г, названный «Синей звездой Индии». Крупнейший ограненный темно-синий сапфир – «Черная звезда Квинсленда» – имеет массу 288,8 г. Большой кристалл сапфира украшал когда-то корону египетской царицы Клеопатры. У Ф.И.Шаляпина был перстень с сапфиром, который, по его рассказам, принадлежал ранее Петру I и был освящен Патриархом Всея Руси. Шаляпин считал его своим талисманом и говорил, что «тот, кто носит его, всегда в голосе и не имеет проблем с возрастом». Сейчас этот перстень хранится в сейфе Болгарского народного банка.

Литератор. Глубокий синий цвет сапфира высоко ценил итальянский поэт Данте Алигьери (1265–1321):

«Отрадный цвет восточного сапфира,
Накопленный в воздушной вышине,
Прозрачный вплоть до первой тверди мира,
Опять мне очи упоил вполне».

Врач. Сапфир относили к магическим камням: «...лекари на протяжении столетий считали обязательным добавлять кусочки камня в некоторые из самых лучших лекарств от болезней сердца» (Р.Бойль, 1672 г.). Сапфир регулирует эндокринную систему организма, снимает чувство напряжения и страха.

Ведущий.

«...во мгле печальной
Гроб качается хрустальный,
И в хрустальном гробе том
Спит царица вечным сном».

(А.С.Пушкин.)

Химик. Горный хрусталь – разновидность кварца. Кварц – кристаллическая форма оксида кремния SiO_2 , устойчивая при температуре ниже 870°C . Древние греки и римляне принимали его за окаменевший лед. Кристаллы горного хрусталя массой 10–20 кг и более не считаются редкостью.

Историк. В 1927 г. американская археологическая экспедиция под руководством Ф.А.Митчел-Ходжеса в джунглях Гондураса на месте древнего города цивилизации майя нашла прозрачный отполированный хрустальный череп размером с человеческий, массой 5 кг. Если луч света направить в центр носовой полости, то весь череп начинает светиться, а глазницы – сиять. В Оружейной палате Московского Кремля можно увидеть самовар Петра I, выточенный из цельного куска горного хрусталя.



Кристаллы горного хрусталя

Литератор. В романе «Саломбо» Г.Флобер описывает карфагенский храм, в котором мистическую роль играет хрустальное яйцо, покоящееся на медной колонне. Греческий поэт Ономакрит (V в. до н.э.) считал, что боги не в силах отказать человеку, если он пришел

в храм, держа в руках горный хрусталь. По преданиям, все боги пьют амброзию только из хрустальных кубков. Чистота и прозрачность горного хрусталя стали символом скромности и чистоты помыслов, талисманом, укрепляющим клятвенные договоры.

Врач. Римские врачи в начале нашей эры применяли шары из горного хрусталя как «зажигательные стекла» для прижигания ран. Хрусталь хорошо влияет на работу мозга, притягивает положительную энергию и помогает человеку проще относиться к проблемам.

Ведущий. У А.С.Пушкина был сердоликовый перстень, подаренный ему графиней Е.К.Воронцовой. Он считал его своим талисманом и носил постоянно на указательном пальце. Только перед смертью он снял его и подарил В.А.Жуковскому. Что вы можете рассказать нам про этот камень?

Астролог. Сердолик считался счастливым и оздоравливающим камнем, предохраняющим от ссор и споров, умиротворяющим болезни и лихорадки, укрепляющим зубы. Многие верили, что ношение на теле сердолика быстро излечивает раны и язвы.



Сердолик – счастливый камень

http://mirpozitiv.ru/publ/zanimatelnoe/dragocennye_kamni/5-1-0-356

Врач. И это не суеверие: еще до Великой Отечественной войны выяснилось, что некоторые виды сердолика обладают слабой радиоактивностью, способствующей заживлению небольших ран. Особенно эффективны в этом отношении сердолики с молочнобелыми прожилками. Сердолик нагревали и держали, пока он теплый, от трех до пяти минут на больном месте. Нарывы, опухоли, отеки, чирьи сходили за два-три сеанса такого лечения, ускорялось заживление ран. Такую «сердоликотерапию» применяли еще до войны в некоторых клиниках Москвы, а во время войны – в сибирских госпиталях.

Химик. Сердолик – это еще одна разновидность кварца. Он бывает и розовым, и темно-красным, и лиловым, и оранжевым.

Ведущий. О красоте и пользе драгоценных камней можно говорить бесконечно. В заключение хочется привести слова феи Берилюны из сказки М.Метерлинка «Синяя птица»: «Все камни одинаковы, все камни драгоценны, просто надо уметь их видеть». От себя добавлю: и правильно использовать. Ведь, по старому поверью, ношение камня, отвечающего месяцу рождения, способствует сохранению здоровья, защищает от всех невзгод, сохраняет семейное счастье и благополучие родителей.

И еще несколько советов: одни драгоценные камни вы можете носить в течение всей жизни, а другие – только на определенном этапе для решения какой-либо частной проблемы; не носите одновременно несколько различных драгоценных камней. Они могут быть не совместимы друг с другом; не покупайте украшения в комиссионном магазине, кто знает, каким человеком был предыдущий хозяин этого ювелирного изделия; по возможности выбирайте драгоценные камни только от солидных фирм с давними традициями. Неумелая обработка и огранка могут нарушить или даже полностью уничтожить энергоструктуру камня; старайтесь выбирать только «чистые» камни, не покупайте камни с темными пятнами и включениями; если камень выпал из оправы или рассыпался бусы – это первый звоночек о том, что данный минерал вам не подходит; если камень потускнел, это первый признак того, что он «устал», положите его на несколько дней в чистую воду – пусть отдохнет; если на камне стали образовываться черные вкрапления или он помутнел – такой камень лучше всего больше не надевать.

Ведущий раздает всем гостям памятку «Календарь камней».

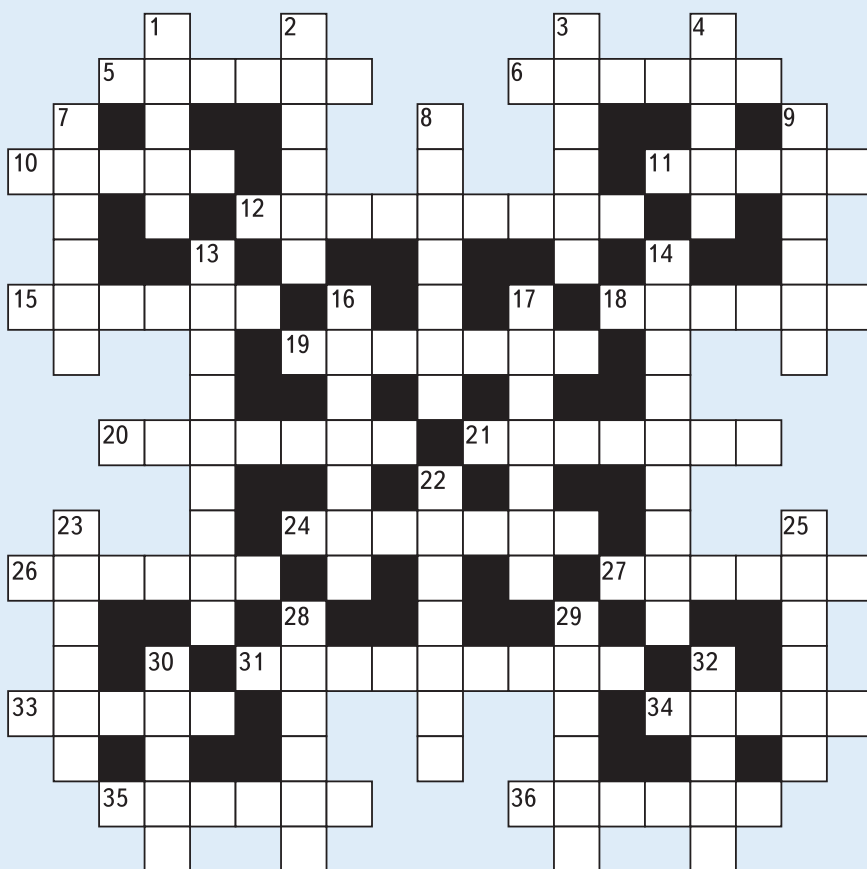
Календарь камней

Созвездие	Планета	Самоцвет
Водолей	Сатурн	Аквамарин, бирюза
Рыбы	Юпитер	Аметист
Овен	Марс	Рубин, красная яшма
Телец	Венера	Сердолик
Близнецы	Меркурий	Топаз, «тигровый глаз»
Рак	Луна	Изумруд, жемчуг, лунный камень
Лев	Солнце	Алмаз, янтарь
Дева	Меркурий	Желтый агат, хризолит
Весы	Венера	Опал
Скорпион	Марс	Красный гранат
Стрелец	Юпитер	Сапфир, лазурит
Козерог	Сатурн	«Кошачий глаз»

Учитель химии. Закончить наше мероприятие хотелось бы словами А.Ферсмана: «В борьбе за завоевание природы человечество должно прилагать огромные усилия, чтобы эта борьба не шла в ущерб красоте... В культуре будущего, в новых исканиях камень снова вернется к тому, что составляло его красоту в Древней Греции, и снова человек в нем будет видеть высшее воплощение красоты природы, к которому может прикоснуться лишь горящее священным огнем вдохновение художника».

«ХИМИЯ»

Составитель В.Г.ФЕДОРИНОВ



ПО ГОРИЗОНТАЛИ: 5. «Благородный» металл. 6. Элемент III группы, давший общее название элементам с порядковыми номерами с 58 по 71. 10. Отрицательный полюс гальванического элемента или батареи. 11. Многокомпонентная твердая взрывчатая смесь. 12. Прозрачный и пластичный материал, который используется при изготовлении фото-, киноплёнки. 15. Насыщенный углеводород, входящий в состав нефти и нефтяных газов. 18. Природное соединение алюминия, используется как сырьё для его производства. 19. Бесцветные игольчатые кристаллы с запахом ванили. 20. Алкалоид, содержащийся в листьях табака. 21. Сплав никеля с хромом, применяется для изготовления электродов термопар. 24. Металлокерамический сплав на основе карбида вольфрама, по твердости близок к алмазу. 26. Фермент, катализирующий гидролитическое распределение жиров на глицерин и жирные

кислоты. 27. Алумосиликат калия, породообразующий минерал магматического происхождения. 31. Великий русский ученый. 33. Щелочной металл, химически очень активный, воспламеняется на воздухе, разлагает воду. 34. Минерал, прозрачная разновидность корунда. 35. Металл, компонент легированных, жаростойких, магнитных и других сплавов. 36. Элемент 6-го периода таблицы Д.И.Менделеева, металл, последний нерадиоактивный элемент.

ПО ВЕРТИКАЛИ: 1. Атом, имеющий неподеленную электронную пару. 2. Бесцветный газ, почти без запаха, легче воздуха, плохо растворим в воде. 3. Рыхлая горная порода, продукт выветривания полевых шпатов, гранитов, сырьё для производства фарфора. 4. Инертный газ. 7. Русский химик-органик, член-корреспондент Петербургской АН, живший в 1841–1910 гг., ученик А.М.Бутлерова, установил правило, названное его именем. 8. Техническое название

гидроксида натрия. 9. Алкалоид, стимулирующий деятельность центральной нервной системы. 13. Шестиуглеродный моносахарид, входит в состав лактозы, полисахаридов. 14. Вид печи для получения стали из расплавленного чугуна. 16. Раствор ментола, лекарство, применяемое при болях в сердце невротического характера. 17. Смесь жидких углеводородов, продукт прямой перегонки нефти в интервале 150–200 °С. 22. Первый член гомологического ряда одноатомных спиртов. 23. Получение сложных веществ из более простых путем химических реакций. 25. Элемент подгруппы ванадия. 28. Шведский инженер-химик, изобретатель динамита. 29. Замениватель сахара для больных диабетом. 30. Русский ученый XIX в., открывший реакцию восстановления нитробензола в анилин. 32. Нековкий сплав железа с углеродом.



Андрей
Николаевич
Несмеянов
(1911–1983)

Российский радиохимик,
член-корреспондент
АН СССР (1972)

Радиохимия, исследования радиоактивных веществ и их соединений начали активно развиваться в нашей стране в послевоенное время, в связи с реализацией «атомного проекта». Ан.Н.Несмеянов стоял у истоков становления этой дисциплины: он более 20 лет возглавлял одну из первых в Советском Союзе кафедр радиохимии (в МГУ им. М.В.Ломоносова, с 1959 г.). Основные труды ученого посвящены химии «горячих» атомов, получению радиоактивных изотопов, меченых соединений и их применению. Он автор первого в стране фундаментального учебника по радиохимии.

Андрей Николаевич – младший брат известного химика-органика, академика Александра Николаевича Несмеянова.

28 января 2011 г. исполняется 100 лет со дня рождения Ан.Н.Несмеянова.



ГОСУДАРСТВЕННАЯ ИТОГОВАЯ АТТЕСТАЦИЯ



- ✓ качественная система оценки знаний
- ✓ рекомендации по выполнению работы
- ✓ удобный формат и навигация
- ✓ аттестация по всем темам школьной программы
- ✓ эффективная подготовка к итоговой аттестации и государственной итоговой аттестации

Издательство

Вако

ПРОВЕРИТЬ ЗНАНИЯ ЛЕГКО!