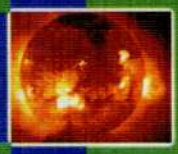
ХИМИЯ

РУССКАЯ И МИРОВАЯ ЛИТЕРАТУРА

ФИЗИКА

ВСЕМИРНАЯ ГЕОГРАФИЯ

АСТРОНОМИЯ



ИНФОРМАТИКА

БИОЛОГИЯ

ЭКОЛОГИЯ

ВАЛЕОЛОГИЯ

ХУДОЖЕСТВЕННАЯ КУЛЬТУРА МИРА

ВСЕМИРНАЯ ИСТОРИЯ

РЕКОМЕНДОВАНО УЧАЩИМСЯ, СТУДЕНТАМ, ПРЕПОДАВАТЕЛЯМ, РОДИТЕЛЯМ

СБОРНИК ЛУЧШИХ РЕФЕРАТОВ

- ГЛУБИНА РАЗРАБОТКИ ТЕМ
- ЧЕТКОСТЬ СТРУКТУРЫ
- ГРАМОТНОСТЬ
- ДЕТАЛЬНЫЙ АНАЛИЗ
- ДОСТОВЕРНОСТЬ ИНФОРМАЦИИ

1200

СБОРНИК ЛУЧШИХ РЕФЕРАТОВ

БАО-ПРЕСС
РИПОЛ КЛАССИК
Москва
2004

ББК 74.202.5
С54

Сборник лучших рефератов / Э. В. Велик, Т.И. Водолазская, О.В. Завязкнн, М П. Ильяшенко, С54 А.А. Ильяшенко, С.А. Мирошниченко. - Москва: Издательство «БАО-ПРЕСС», ООО «ИД «РИПОЛ классик», 2004. - 624 с.

ISBN 5-89886-078-9

Сборник включает рефераты и сообщения, подобранные в соответствии со школьной программой, но основным учебным дисциплинам.

Эти работы дадут учащимся богатый дополнительный материал для текущих занятий, тестовых проверок знаний, контрольных работ и др. Предлагаемые рефераты и сообщения отличаются глубиной разработки тем, четкой структурой, достоверностью информации.

В книгу вошли следующие разделы: «Химия», «Русская и мировая литература», «Физика >, «Всемирная география», «Астрономия», «Информатика», «Биология», «Экология», «Художественная культура мира», «История»

Издание рекомендовано старшеклассникам, а также преподавателям основных школьнык предметов.

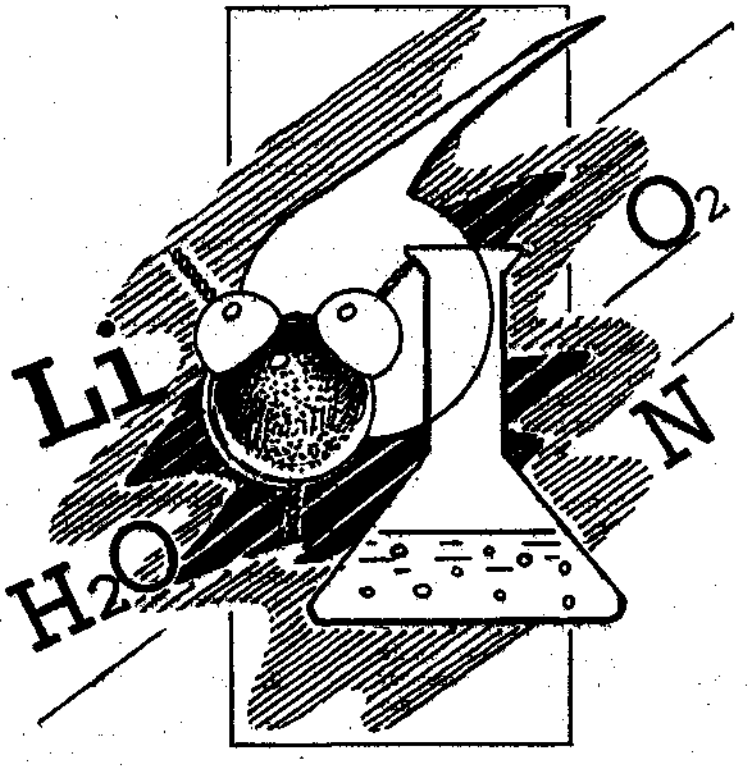
ББК 74.202.5

Все права на книгу находятся под охраной издателей.
Ни одна часть данного издания, включая название
и художественное оформление, не может перерабатываться,
переиздаваться, ксерокопироваться, репродуцироваться
или множиться каким-либо иным способом.

ISBN 5-89886-078-9

© Велик Э. В., Водолазская Т. И.,
Завязкин О. В., Ильяшеньо М. П.,
Ильяшенко А. А., Мирошниченко С. Л,
© Издательство «БАО-ПРЕСС»,
оформление, 2004

Химия



ВОДОРОДНЫЙ ДВИГАТЕЛЬ

План
1. Немного техники.
2. Водород как топливо.
3. Вместо топливного бака.
4. Топливный элемент.

1. НЕМНОГО ТЕХНИКИ

'Америка поставила себе задачу: в ближайшие 10—15 лет избавиться от нефтяной зависимости. Единственный выход — как можно скорее запустить в серийное производство водородный автомобиль. Европа боится отстать, кроме того, европейцам приходится выполнять принятые у них нормы на выброе вредных веществ автотранспортом, которые все время ужесточаются. В 1993 году были введены нормы «Евро^1>, в 1996 году - «Евро-2», в 1999 году - чЕвро-3», а с 2005 года в Европе планируется ввести в действие еще более жесткие нормы «Евро-4». В перспективе автомобилям совсем запретят выбрасывать вредные вещества, и тогда нельзя будет обойтись без машины, работающей на водороде.

Главное препятствие к внедрению водородного автомобиля — отсутствие системы промышленного получения водорода в нужных объемах, систем его хранения, транспортировки и заправки автомобилей. По мнению американских специалистов, такую систему удастся создать не раньше 2020^-2030 гг. На переходный период ведущие автомобилестроители предложат так называемые «гибридные автомобили»-: в них экономичный двигатель внутреннего сгорания подзаряжает акку^ муляторную батарею, которая питает электрический двигатель. Такие автомобили разрабатываются практически всеми ведущими автомобильными компаниями И уже серийно выпускаются в Японии.

Классическая схема: двигатель внутреннего сгорания приводит в движение колеса через механический привод. Нас.окружают тысячи автомобилей, но мало кому приходит в голову, что их эффективность катастрофически мала. Если взять так называемые «условия городского цикла движения», то общий коэффициент полезного действия (КПД) автомобиля — 10—12 % (за городом, где меньше светофоров, 15—17 %). Девять литров бензина из десяти попросту улетают в атмосферу.

Автомобили на водородном топливе условно можно разделить на три класса.

Первый — это машины с обычным двигателем внутреннего сгорания, работающим на водороде или водородной смеси. Такие модели могут работать на чистом водороде или 5—10% водорода добавляют к основному топливу. В обоих случаях КПД двигателя увеличивается (во втором случае примерно на 20%) и выхлоп становится гораздо чище (содержание угарного газа (CO) и углеводородов (C_nH_m) уменьшится в полтора раза, оксидов азота (NO_x) — до пяти раз. Такие двигатели и автомобили были сделаны и прошли все испытания у нас и за рубежом примерно в 70—80-х годах. Однако, учитывая затраты и конструкционные сложности, это может быть только промежуточным, переходным этапом на пути к третьему типу.

Второй — это машины с двумя электроносителями, так называемые гибридные. Его колеса приводят в движение электропривод, энергию которому поставляет аккумулятор, в свою очередь заряжающийся от высокоэкономичного двигателя внутреннего сгорания, работающего на водороде или смеси водорода с бензином. Это очень выгодно, ведь КПД электродвигателя достигает 90—95 % в отличие от бензинового (35 %) или дизельного (50 %), таким образом, общий КПД повышается до 30 %', соответственно снижается расход топлива. Даже если для подзарядки аккумулятора используется бензин, объем вредных выбросов позволит уложиться в нормы «Евро-4» с десятикратным запасом. И все же получить совершенно чистый выхлоп можно только у третьего типа автомобилей.

Третий — настоящий водородный автомобиль — это машина с электродвигателем, который питается от топливного элемента, расположенного на борту автомобиля. Теоретически КПД топливного элемента, работающего на смеси водород—воздух, может быть больше 85 %. Сейчас уже удалось получить двигатели с КПД около 75 % — это более чем в два раза выше, чем в лучших двигателях внутреннего сгорания. В условиях города такие машины получат пяти—шестикратное преимущество перед обычными автомобилями.

2. ВОДОРОД КАК ТОПЛИВО

Существующие на сегодняшний день технологии производства водорода далеки от совершенства.

Несмотря на это, гиганты химической промышленности и сегодня уже получают по 500 млрд. м^3 водорода в год. Половина производимого количества идет на аммиачные удоб-

рения, остальное — на производство стали, стекла, маргарина и пр. В основном водород получают с помощью парового риформинга природного газа: метан при высоких температурах (900°С) в присутствии никелевого катализатора реагирует с паром. Пока что такой водород самый дешевый, однако российские ученые знают, как удешевить производство еще в 2 раза.

Есть и другие технологии получения водорода, например электролиз, крекинг или переработка биомассы (древесины, соломы). Каждый из этих вариантов имеет свои недостатки. Например, переработка биомассы: ее нагревают на 500—600°С, после чего получаются спирты (этанол, метанол), которые, в свою очередь, превращаются в водород. Можно нагреть биомассу до более высоких температур (1000°С), тогда она полностью превратится в газ и получится смесь H_2 и CO. Проблема в том, что сырья для такого процесса понадобится очень и очень мього. Если, например, всю плодородную территорию Франции пустить на выращивание биомассы, то водорода, полученного из нее, не хватит даже на то, чтобы покрыть потребности этой страны в топливе даже для ныне существующих автомобилей.

Казалось бы, самый простой способ получения водорода — электролиз (электрическое расщепление воды). Результат — водород и кислород. Но в целом эффективность этого процесса не очень велика: надо затратить 4 кВт электроэнергии, чтобы получить 1 $м^3$ водорода, который, сгорая, даст лишь 1,8 кВт. Тем не менее, электролиз воды довольно перспективен и ему наверняка найдут применение, тем более, что существуют выходы из «энергетической проблемы». Во-первых, можно использовать энергию атомной электростанции в часы слабой нагрузки (когда вырабатывающаяся там энергия оказывается невостребованной) или, в конце концов, возобновляемые источники энергии (солнечные батареи, энергия ветра, приливы и пр.). Во-вторых, эта технология активно развивается: электролиз для большей эффективности можно проводить при повышенном давлением или температуре, что и пытаются сделать ученые.

Сейчас биологи активно разрабатывают еще одно направление. Некоторые бактерии и водоросли в процессе фотосинтеза разлагают воду и выделяют водород. Проблема в том, что они делают это только в отсутствии кислорода, следовательно, процесс длится очень короткое время, так как при разложении воды, естественно, образуется и кислород. Задача ученых — с помощью генной инженерии продлить этот период, тогда солнечные районы нашей планеты будут обеспечены водородом.

3. ВМЕСТО ТОПЛИВНОГО БАКА

Общая схема водородного двигателя понятна: электродвигатель, топливный элемент, водород для его работы. Проблема заключается в том, что нужен некий аналог топливного бака, а ведь водород в топливный бак не нальешь. Это на сегодняшний день самая большая техническая трудность.

Ученые рассматривают довольно много вариантов. Например, можно хранить водород в аккумуляторах на основе гидридов интерметаллических сплавов (TiVaFe, CuNi и др.), из которых по мере надобности постепенно высвобождается чистое вещество. Но при этом варианте масса водорода в общем объеме вещества (т. н. аспектное число) составляет всего 5 %, к тому же возникает проблема со скоростью высво-бождения водорода. Можно хранить водород в жидком виде. Но, во-первых, это требует охлаждения до температур, близких к абсолютному нулю (соответственно, вырастает стоимость водорода), а во-вторых, заправленный таким образом автомобиль должен будет расходовать свое топливо как можно быстрее. Очень перспективное направление — хранение водорода в наноструктурах (углеродных нанотрубках), однако эти исследования находятся пока на начальных стадиях.

Наиболее перспективным ученые считают хранение водорода в баллонах высокого давления — более 350 атм (аспектное число до 18 % при давлении выше 500 атм) или получение его прямо на борту из другого топлива (метанола или жидких углеводородов: бензина, дизельного топлива и пр.), в специальных каталитических реакторах (аспектное число около 10 %). Такие системы разработаны и российскими учеными и при разумных габаритах обеспечивают запас водорода для пробега в несколько сотен километров.

Конструкторы сталкиваются также и с другими проблемами. Так, машина (прежде всего кабина) должна иметь систему водородной безопасности.

4. ТОПЛИВНЫЙ ЭЛЕМЕНТ

Топливный элемент, работающий на водороде, — одна из ключевых деталей в новом автомобиле. Топливный элемент (иначе — электрохимический генератор) — это устройство для преобразования химической энергии в электрическую. То же происходит и в обычных электрических аккумуляторах, но в топливных элементах есть два важных отличия:

— они работают до тех пор, пока поступает топливо;

— топливный элемент не нужно перезаряжать.

Топливный элемент состоит из многих десятков ячеек, каждая примерно в сантиметр толщиной. Каждая ячейка состоит из двух электродов, разделенных электролитом. На один электрод (анод) подводится топливо (водород), на другой (катод) — окислитель (кислород воздуха). Водород здесь не сгорает, химическая реакция окисления происходит при низкой температуре в присутствии катализатора. Смысл устройства в том, чтобы, используя эту реакцию, разделить положительный и отрицательный заряды в пространстве и создать между ними напряжение. Поэтому электролит, заполняющий пространство между электродами, должен обладать способностью пропускать через себя протоны (т. е. ионы водорода) и не пропускать электроны. На аноде водород распадается на электроны и протоны, далее протоны проходят через слой электролита, достигают катода и, соединяясь с кислородом, образуют воду. Однако в вопросах получения качественного и недорогого электро: лита наука пока что испытывает огромные трудности. Полимерный электролит американской фирмы «Дюпон» стоит около 700 евро за $м^2$, а на батарею для среднего автомобиля нужно десятки квадратных метров такого материала. Понятно, что при такой стоимости электролита невозможно наладить серийный выпуск водородных автомобилей. Учеными всего мира ведутся интенсивные исследования с целью удешевления этого материала и использования его при более высоких температурах (150—200°С).

В общем, топливный элемент на водороде вполне готов к применению. Дело за малым: сделать его. компактнее и дешевле.

ВОДА — САМОЕ БОЛЬШОЕ БОГАТСТВО НА СВЕТЕ

План

1. Характеристики природной воды.
   1.1. Растворенные вещества.
   1.2. Коллоидные частицы.
   1.3. Взвешенные вещества.
   1.4. Живые организмы.
2. Очистка воды.

Вода, у тебя нет ни вкуса, ни цвета, ни запаха, тебя невозможно описать, тобою наслаждаются, не ведая, что ты такое! Нельзя сказать, чо ты необходима для жизни: ты — сама жизнь. Ты наполняешь нас радостью, которую но объяснишь нашими чувствами...

Ты самое большое богатство на свете...

*Антуаиде**Септ-Экзюпери*

1. ХАРАКТЕРИСТИКИ ПРИРОДНОЙ ВОДЫ

Самые высокие слова, какие можно сказать о воде, едва ли чрезмерны. Человек, как и все живое, в основном состоит из воды (эмбрион на 97 %, новорожденный — на 77 %, взрослый человек — на 60 %) и без воды существовать не может. Потеря 6—8 % воды вызывает плохое самочувствие, 10 % — необратимые изменения в организме, а 15—20 % — смерть. А между тем для поддержания жизнедеятельности организму нужно не так уж много: 2—2,5 литров в сутки. Хотя sa всю жизнь и набирается около 75 тысяч литров, но все равно это лишь малая часть от того, сколько человек расходует на самом деле.

Структура потребления воды человечеством

По расчетам американских ученых, структура потребления воды выглядит так:

питье и приготовление пищн — 5 %,
смывной бачок в туалете — 43 %,
ванна и душ — 34 %,
мытье посуды — 6 %,
стирка — 4 %,
уборка помещения — 3 %,
прочие нужды — 5 %.

Средние данные утверждают, что на хозяйственно-бытовые нужды человеку нужно примерно в десять раз больше воды, чем только для питья и приготовления пищи.

Центральным водоснабжением на Земле пользуются 1,1 млрд. человек (280 л в сутки на человека), еще 0,8 млрд. — берут воду из колонок (НО л в сутки), а остальная часть человечества использует только 50—60 л в сутки. Правду говорят, что развитие цивилизации можно измерять в литрах потребляемой на душу населения воды... А ведь помимо бытовых потребностей каждого человека, есть еще расход на нужды промышленности и сельского хозяйства. Если и это подсчитать, то, например, в США суммарное потребление воды достигает 7 000 л на человека в сутки!

Здесь мы оставим в стороне промышленные и сельскохозяйственные нужды и вернемся к тому, что потребляет человек. Требования к воде довольно жесткие. Закон гласит так: «Питьевая вода должна быть безопасна в эпидемическом и радиационном отношении, безвредна по химическому составу и иметь благоприятные органолептнческие свойства», то есть цвет, вкус, запах, мутность. Естественно, природная вода (за редчайшим исключением) этим требованиям не отвечает. Поэтому специалисты затрачивают огромные усилия, чтобы сделать ее питьевой.

Как правило, природная вода содержит растворенные вещества, коллоидные частицы, взвешенные вещества и микроорганизмы.

1.1. Растворенные вещества

В воде растворены газы (CO_2, O_2, H_2S, CH_4), содержание которых зависит в основном от температуры, парциального давления и состава воды. В природной воде всегда есть неорганические соли: гидрокарбонаты, х;:ориды и сульфаты щелочноземельных (Ca, Mg, Mn, Fe) и щелочных металлов (Na, K). Ионы кальция и магния огределяют такое качество, как жесткость воды. При этом их гидрокарбонаты создают временную жесткость, которуп можно удалить кипячением, а сульфаты, нитраты и хлориды ответственны за постоянную жесткость. С промышленными стоками в воду могут попадать также тяжелые металлы. Неорганические соли (в основном железа и марганца) формируют вкус и цвет воды. На вкус и цвет влияют --акже органические соединения: почвенные и торфяные гумусовые вещества (гуминовые и ульминовые кислоты, фульвокислоты и их соли). Природные воды содержат И другие продукты жизнедеятельности и разложения живых организмов: растительные (галловая кислота, танин, фенслы) и животные. Но, конечно, самые опасные органические соединения попадают в воду из промышленных предприятий.

1.2. Коллоидные частицы

Коллоидные частицы — это мелкие загрязнения (меньше 0,1 мкм): частицы глин, соединения кремния, алюминия и железа, и опять же — продукты жизнедеятельности и распада растений и животных. К поверхности коллоидных частиц прикрепляются ионы растворенных веществ, после чего они при-

ибретают электрический заряд. Заряженные частицы уже не слипаются в более крупные и не оседают, а существуют неопределенно долго в виде устойчивых, так называемых коллоидных, растворов.

1.3. Взвешенные вещества

Взвешенные частицы, загрязняющие воду, гораздо крупнее коллоидных (более 1-5 мкм). Эти частицы могут быть минерального и органического происхождения: песок, глина, илис-тые вещества. В отличие от коллоидных частиц их можно отфильтровать с помощью бумажного фильтра.

1.4. Живые организмы

В природной воде живет множество микро- и макроорганизмов: вирусы, бактерии, водоросли, планктон и др. Именно они определяют эпидемическую безопасность (или опасность) воды.

К сожалению, чаще всего воду берут из открытых водоемов или поверхностных вод, которые грязнее, чем подземные. Важнейшие факторы при выборе места очистки воды — это качество исходной воды и, конечно, экономические возможности.

В Украине, как впрочем и во всем мире, из всех требований к качеству воды на первом месте стоит эпидемическая безопасность. Специалисты считают, что ради этого можно даже дополнительно загрязнять воду химическими веществами. Органолептические характеристики официально на последнем месте, но, тем не менее, большинство стадий водоочистки направлены как раз на улучшение ее вида, вкуса и запаха, ведь именно по ним человек судит о качестве воды, которую пьет. Хотя нужно помнить, что даже прозрачная вода без посторонних привкусов и запахов может содержать диоксины, тяжелые металлы и ароматические углеводы.

В целом, почти половина населения Украины пользовалась и пользуется питьевой водой, не соответствующей санитарно-гигиеническим требованиям.

2. ОЧИСТКА ВОДЫ

Основные стадии очистки воды — это осветление и обесцвечивание, а потом обеззараживание. На первых двух стадиях из воды убирают взвешенные и коллоидные частицы. Но если от первых легко избавиться, отстояв и отфильтровав воду, то коллоидные частицы всячески сопротивляются укрупнению, после которого их было бы легко осадить. Известно довольно много способов разрушения устойчивых коллоидных растворов: перемешивание и нагревание, ультрафиолетовое облучение, ионизирующее облучение, ультразвук, воздействие на частицы электрическим и магнитным полем. Однако на практике заряд частив снимают с помощью электролитов (их называют коагулянтами).

Очистку воды электролитами начали применять в Европе в XIX веке, хотя считается, что этот метод был известен еще древним римлянам, грекам и египтянам. К очистке воды с помощью внесения в нее химических веществ (электролитов) в начале относились с подозрением. Барон Дельвиг, автор первого в России руководства по устройству водопроводов и заведующий московским водопроводом, писал: «Нельзя не осуждать всякого очищения, которое вводит в химический состав воды новое вещество, прежде в ней не содержавшееся».

Самыми подходящими электролитами оказались соли многовалентных металлов (соли алюминия, аммиачные и алюмокалиевые квасцы, алюминат натрия) и соли железа (хлорид железа, сульфат железа). Чаще всего используют сульфат алюминия. Когда его добавляют в природную воду, он реагирует с солями кальция и магния и превращается в гидроокись:

Образующийся $Al(OH)_3$ существует в виде микропленок с двойным электрическим слоем, которые могут быть как положительно, так и отрицательно заряжены. Их заряд зависит от кислотности среды. В кислой среде $Al(OH)_3$ заряжен положительно, а потому присоединяет к себе коллоидные частицы с противоположным зарядом, после чего образующиеся массивные комплексы легко осаждаются. Вода при этом обесцвечивается, так как именно окрашенные гуминовые частицы заряжены отрицательно.

Очистку природной воды с помощью электролитов применяют очень широко, и неудивительно, что этот процесс все время совершенствуется. В частности, используется электрокоагуляция, когда воду очищают в электролизере, где анод — алюминий или железо, а катод — любой электропроводящий материал. При подаче алюминия происходит химическая коррозия алюминия и его растворение, в результате чего опять же образуется гидроокись алюминия:

Этот метод имеет то преимущество, что при нем в воду не попадают дополнительно ионы или СГ, и воду удается избавить не только от коллоидных частиц, но и от растворенных газов, фенолов и радиоактивных соединений.

Конечно, у электролитного очищения воды есть свои недостатки: неполнота очистки и даже ухудшение качества воды по некоторым параметрам. Кроме того, образуется много осадка, который надо как-то использовать. В принципе, из него можно делать строительные материалы или снова извлекать из йего коагулянт, но все равно это большая проблема.

Итак, мы получили чистую на вид воду. Но там, невидимые для глаз, могут жить возбудители дизентерии, брюшного тифа, холеры.

Убить бактерии можно многими способами: добавить окислители (хлор и его соединения, озон, лерманганат калия и другие), подействовать ультрафиолетовым и ионизирующим излучениями, подогреть, обработать ионами тяжелых металлов. Самый простой и экономичный способ — обеззараживание хлором и его соединениями.

Рассмотрим подробнее механизм обеззараживающего действия хлора. Считают, что он проникает через оболочку клетки микроорганизма и взаимодействует с ферментами. Это нарушает обмен веществ и микроб погибает. Обычно для обеззараживания поверхностных источников применяют 2—3 мг хлора на 1 л воды, процесс длится от 30 минут до 2 часов.

Хлор действительно эффективен и экономичен, но не Идеален. Он уничтожает бактерии, но не справляется с вирусами и одноклеточными микроорганизмами. Кроме этого, хлор реагирует с органическими соединениями, которые могут быть в воде, причем получаются очень ядовитые продукты. И наконец, есть предположения, что из 100 случаев заболевания раком от 25 до 30 связано с использованием хлорированной питьевой воды.

Наиболее эффективный и безопасный заменитель хлора — озон. В воде он распадается до молекулярного кислорода — О. Это цепная (радикальная) реакция, в ходе которой образуется много промежуточных радикалов, взаимодействующих с

микроорганизмами и вызывающих их гибель. Чем выше концентрация озона, pH среды, температура и чем меньше в воде органических примесей, тем эффективнее озон обеззараживает воду. Его рекомендуемая концентрация 0,75—3 мг/л, время реакции 5 минут. Озон уничтожает болезнетворные микроорганизмы в 15—20 раз быстрее, а их споры — в 300—600 раз быстрее, чем хлор. Кроме того, озон не только обеззараживает, но и обесцвечивает воду, поскольку окисляет многие органические загрязнения. Только не пытайтесь очистить воду озоном дома! Помните, что токсичен не только сам озон, но и продукты окисления им органических соединений. После окисления озоном из органических соединений получаются спирты, карбонильные соединения, карбоновые кислоты и другие вещества, которые часто более ядовиты, чем исходные загрязнители. Поэтому после обработки озоном воду обязательно фильтруют.

Что же мы имеем на данный момент? Наиболее распространенные схемы водоочистки (в том числе в нашей стране) уже не обеспечивают необходимое количество г.итьевой воды. Всемирная организация здравоохранения рекомендует охранять источники водоснабжения от загрязнений, так как это избавит нас от необходимости сложной очистки воды. Однако в ближайшем будущем природные воды едва ли станут настолько чистыми, что из них удастся получить питьевую воду высокого качества традиционными методами. Поэтому надо совершенствовать старые и вводить новые методы очистки и обеззараживания воды. А также пить минеральную воду или пользоваться бытовыми фильтрами.

ЧЕСТНАЯ СЕРА И НЕЧИСТАЯ СИЛА

План

1. «Портрет».
2. Виновница несчастий.
3. На страже чистоты.
4. Сера в организме — «внутренний ОМОН».

1. «ПОРТРЕТ»

Сера - необычный химический элемент. Еще на заре цивилизации она вошла в мифы и священные обряды. На Ближнем Востоке, а позже в христианской Европе ее считали веществом преисподней; запах горящей серы стал признаком дьявола.

Но элемент № 16 — это не только мистика. Он участвовал в природных катаклизмах и биохимических процессах, его изучали химики и металлурги, использовали врачи, садовники, ткачи, сукновалы, шляпники. В наше время серная кислота стала одним из главных веществ химической промышленности. Некоторые способы применения серы чисты, гуманны и благородны, другие невольно напоминают о дьяволе и нечистой силе. •

Что же особенного в этом шестнадцатом элементе, почему его упоминают в сочинениях мистиков, художественной литературе и даже в Библии?

Отчасти это связано с распространением серы в природе, отчасти — с ее химическими свойствами. Серы очень много в земной коре — 0,05 % по весу. Кое-где в Средиземноморье и на Ближнем Востоке ее полным-полно в почве в самородном виде. Сера (желтый камень) там обычно образовывалась при восстановлении сульфатов бактериями. Особенно много желтого камня на Сицилии, там его добывают с древности до наших дней. Примеси битумов, карбонатов, сульфатов, глины иногда придавали ему необычные цвета, вплоть до красного, бурого и черного.

Вблизи от вулканов встречаются желтые натеки, корки и кристаллы серы. Элемент вырывался из недр в виде сероводорода, при окислении которого выделялся в свободном виде. Жители Апеннин и Балкан, Малой Азии и Ближнего Востока хорошо знали об удушливых испарениях, которые исходили из земли в некоторых местах. Их можно было, напзимер, наблюдать вблизи Неаполя, где расположены Флегренские поля — нагромождение валов, трещин, провалов. Временами их застилают дым и сернистый газ. Считалось, что там олимпийские боги сражались с гигантами.

Сера также входит в состав нефти, асфальта, битума. При горении этих веществ распространялся характер шй запах, по которому безошибочно узнавали серу. Кстати, вопреки расхожему мнению, пахнет не сама сера, а ее соединения: сернистый газ, сероводороды и меркаптаны, знаменитые своим зловонием. Во влажном воздухе измельченная-сер.i окисляется и превращается в сернистый газ. Именно его имели в виду, когда говорили о запахе серы.

2. ВИНОВНИЦА НЕСЧАСТИЙ

В истории отношений серы и людей были темные страницы. Выделяясь из вулканов и вулканических трещин, окись серы или сероводород, случалось, губили тысячл несчастных. Это произошло с древнегреческим ученым Плинием Старшим, погибшим при извержении Везувия, и со множеством других людей.

Много вреда приносили примеси серы металлам, снижая их прочность. И потому с древности до наших дней одна из главных задач металлургов — избавить руду от примесей серы.

Металлургия в древности была окружена тайной. И позже, п средние века, кузнецы были особыми людьми, их считали

чем-то вроде колдунов. А в начале нашей эры из попыток усовершенствовать металлы возникл-[1] алхимия. Многие сульфиды блестят как металлы. Среди них пирит, железный колчедан (FeS_2), халькозин, или медный блеск (CuS_2), халькопирит, или медный колчедан ($CuFeS_2$). Шесть из семи металлов, известных древним, встречаются в виде сульфидов. Возможно, алхимики считали эти руды несовершенными металлами, у которых есть одно ценное качество — блеск и нет другого — ковкости. Однако из них путем обжига и восстановления можно было получить настоящие металлы. Поскольку при прокаливании на воздухе из них выделялся сернистый газ, алхимики могли посчитать серу составной частью любой руды и любого металла, даже золота. Серой называли «горючее начало» металлов, ведь при обжиге она выгорала. Другой составной частью, отвечающей за ковкость, считали ртуть.

Первые христиане избегали языческой мудрости и относились к алхимикам враждебно. Они, возможно, приписывали недоступное им знание происками нечистой силы. Позже церковь примирилась с алхимией, однако во время перехода от феодализма к капитализму их отношения вновь испортились. Напуганные инквизицией люди, в том числе и образованные, опять начали считать алхимию подозрительным, колдовским занятием, и не удивительно, что они связывали ее с происками дьявола.

К сожхтению, сознательное использование серы принесло не меньше бед, чем ее случайное участие в людских делах. Самыми черными словами можно помянуть черный порох. Миллионы убитых людей, разрушенные крепости и города, катастрофы на пороховых заводах, порабощение народов, и, между прочим, истребление многих видов животных — вот счет, который можно предъявить его использователям. Чем не дьявольское снадобье? Именно так и называли его в Европе, как только он там появился, что, однако, не мешало наращивать производство черного пороха.

На счету иприта жертв меньше, но его применение в XX пеке в качестве боевого отравляющего вещества ужаснуло общественность европейских стран. Это соединение, похожее но запаху на горчицу (из-за этого его еще называли горчичным газом) впервые выпустили на врага германские войска. 12 июля 1&17 года у бельгийского города Ипр облака ядовитого газа накрыли англо-французские части. Мог ли подумать академик Зелинский, открывший в 1886 году дихлордиэтилсульфид, что синтезированное им соединение получит название иприт и станет причиной гибели и увечий 40 тысяч людей только в Первой мировой Еойне? Что миллионы снарядов с этим веществом сбросят в Балтийское море или отправят на склады, где они будут постепенно разрушаться, угрожая новыми катастрофами?

Не к таким страшным, но все же неприятным последствиям приводило сжигание серы вместе с полезными ископаемыми. Когда началась промышленная революция и кочегары начали кормить углем ненасытные топки, окись серы вместе с дымом улетала в трубу. К тем же последствиям приводило и сжигание нефти, и добыча самой серы, когда ее вываривали из породы. И только несколько десятилетий назад ученые выяснили, что сернистый газ не просто загрязняет воздух, но и превращается в кислотные дожди, которые губят растения. При этом особенно страдают хвойные леса.

В темных делах были замечены не только сама сера и се двуокись, но также и сероводород. Этот газ выделяется из трещин вблизи вулканов и образуется при гниении органичегких остатков, которые всегда содержат геру. И хотя он немало потрудился в химических лабораториях, где с его помощью проводили качественный анализ металлов и их солей, зловоние и ядовитость создали ему весьма дурную репутацию.

Еще одно проявление серы может занять хоть и скромное, но интересное место в этом списке. Ведьмы, колдуны и прочие труженики магии, случается, сжигают волосы врага или заказчика. При этом образуется сернистый газ, ведь в волосах молекулы белка кератина скреплены атомами серы.

3. НА СТРАЖЕ ЧИСТОТЫ

Не стоит связывать серу с проделками нечистой силы. Согласно Библии, сам Господь использовал се для наказания грешников на земле, в Содоме и Гоморре, и под землей. в аду. Наверное поэтому в XIII—XVII веках в бредящей дьяволом Европе нечистую силу связывали с запахом серы. Этот элемент стал той самой меткой, которой Бог шельму метил.

Люди тоже с незапамятных времен применяли серу примерно для тех же целей. Одиссей, например, истребив ненавистных соискателей руки Пенелопы, уничтожал самый их дух, сжигая серу. Серой языческие жрецы окуривали храмы во время церемоний. Может быть, они догадывались, что таким образом можно прекратить распространение заразных болезней. Наверное и эта процедура сыграла свою роль в приписывании нечистой силе запаха серы, ведь для первых христиан языческие жрецы были слугами дьявола. Как бы то ни было, такой способ дезинфекции благополучно дожил до начала XX века. Врачи, правда, отмечали, что он помогает не при любой инфекции, зато весьма удобен, а иногда (например, при уничтожении возбудителей холеры на поверхности предметов) и вполне надежен.

В медицине сера нашла множество других применений. Ее часто использовали в виде мази при кожных заболеваниях. Великий философ, врач Авиценна в «Каноне медицины» приводит рецепты не менее двух десяткоз лекарств, в состав которых входит сера. Ртутным эфиопом (черным сульфидом ртути) и киноварью (красным сульфидом ртути) арабские медики лечили кожные болезни, а сульфидом меди и цинка — глазные. Великий врач средневековья Парацельс считал, что лихорадка и чума происходят от избытка серы в организме. Правда, он понимал под ней не элемент, а некое мифическое начало: раз оно было в природе (макрокосме), оно должно было входить и в состав человека (микрокосма).

Дерматологи до сих пор выписывают препараты серы для лечения чесотки и грибковых заболеваний. «При взаимодействии серы с органическими веществами образуются сульфиды и пентатионовая кислота, оказывающие противомикробное и противопаразитарное действие», — пишет по этому поводу авторитетный медицинский справочник. Кстати, именно эту мазь варила в кастрюльке булгаковская героиня, ведьма Гелла, — ею она лечила больное колено Воланда.

Атомы серы входят в состав огромного количества лекарств, перечислить которые невозможно. Самые знаменитые среди них - сульфаниламидные препараты. Они связываются с одним из ферментов, вырабатываемых! микроорганизмом, и ингибируют его, то есть не дают ферменту захватывать из цитоплазмы парааминобензойную кислоту и синтезировать фолиевую. В результате такие микроорганизмы гибнут. Подобные препараты применяют и в ветеринарии.

Сера помогает бороться с насекомыми, клешами и болезнями растений, которые вызывает все та же «нечисть»: бактерии и грибы. Молотую и коллоидную серу, известково-серный отвар долгое время использовали для защиты растений от грибковых заболеваний: мучнистой росы, гнилей, парши, пятнистости. Не было забыто и древнее окуривание.

Соединениями серы консервировали плоды и овощи, защищали суда от обрастания и рыболовные сети от гниения. Порошком серы обезвреживают пролитую ртуть. Наконец, сера помогает наводить чистоту в самом прямом смысле: сульфатная группа входит в состав молекул синтетических моющих средств.

4. СЕРА В ОРГАНИЗМЕ - «ВНУТРЕННИЙ ОМОН»

В нашем организме тоже есть несколько соединений серы, предназначенных для защиты, прежде всего — для обезвреживания агрессивных соединений, которые образуются при окислении органических веществ. Входит сера и в состав кофермеята А — одного из ключевых соединений в обмене белков, жиров и углеводов. Именно он направляет реакции, в холе которых из этих веществ образуется энергия. А поскольку энергия нужна для борьбы с любыми вредными воздействиями, будь то вирусы, бактерии или яды, кофермент А можно считать важным борцом за здоровье организма и его внутреннюю чистоту.

Сера входит в состав множества соединений не только организма человека, но и окружающей среды. Среди них есть яды и противоядия, вещества агрессивные и защитные, сопричастные чистоте и связанные с нечистотами.

И в то же время сера ведет вполне мифическое существование. Когда-то ее считали орудием кары для грешников, меткой нечистой силы, мистическим началом металлов. В наши дни сведения о ядовитости пестицидов, содержащих серу, из науки перекочевывают в мифы индустриальной эпохи. История продолжается.

ХИМИЯ МЫЛА

План

1. Получение мыла.
2. Свойства мыла.
   2.1. Горение мыла.
   2.2. Взаимодействие мыла с кислотами и солями.

1. ПОЛУЧЕНИЕ МЫЛА

Согласно греческой мифологии, у бога врачевания Асклепия были дочери Гигея и Панацея. Панацея «ведала» исцелением, а Гигея — здоровьем. От имени Гигея произошло слово «гигиена». Гигиенические воззрения греков и римлян составили основу античного культа тела. Римские бани — термы — были не только местом, где можно помыться, но и средоточием общественной жизни: «В общественных банях он бывал редко: разве что появится вызывающий восхищение ритор, о котором идет молва, или когда происходили особенно интересные состязания» [1].

О гигиене в средневековой Европе единого мнения нет. Одни полагают, и это всячески обыграно в многочисленных книгах и фильмах, что люди в то время мылись крайне редко: «Свадьба состоится через три недели, какой резон мыться раньше? В мое время девушки не стремились лишний раз раздеться под предлогом смывания грязи. Частое мытье — грех перед Господом» [2].

Другие опровергают это: «Крис считал, что средневековые люди были грязными и вонючими, облепленными многолетней грязью. Но все обстояло не так: эти люди, казалось, делали фетиш из чистоты. Рядом находилась лохань с испускавшей нар водой и лежала скроенная из грубой ткани рукавица для мытья. Крис принялся усердно скрести себя. Наконец он объявил, что закончил. Но мальчик возразил: «Мастер Кристофер, вы еще не чисты». Мальчик тер его тряпичной мочалкой. Это продолжалось не менее часа» [3].

Люди давно поняли, как важна гигиена для здоровья: «умываясь, он вспоминал, как она заставляла тщательно мыться с мылом, говорила, что это убережет от вшей и чирьев» [4]. Моющие средства, среди которых важное место занимает мыло, облегчают процесс мытья, стирки и, бесспорно, стали предметом первой необходимости. В годы войн, разрухи и лихолетья мыло, наряду с продуктами питания, относилось к категории строго нормируемых, жизненно необходимых товаров.

Писатель-фантаст Кир Булычев, повествуя о путешествии в мир древнегреческого мифа, приводит любопытный диалог: «Не знаю, какие сумочки носили гречанки, но мне сумка нужна. Я положу лишь то, что кладут все женщины мира: зеркало, гребень, мыло... — Никакого мыла! Оно еще не изобретено!» [5]. Однако это заблуждение: в те легендарные времена уже пользовались мылом. Описываемые события автор относит к VI в. до н. э., а мыло как обыденная вещь уже упоминается в тексте VII в. до н. э. («умылся мылом и много употребил на себя щелоку...»).

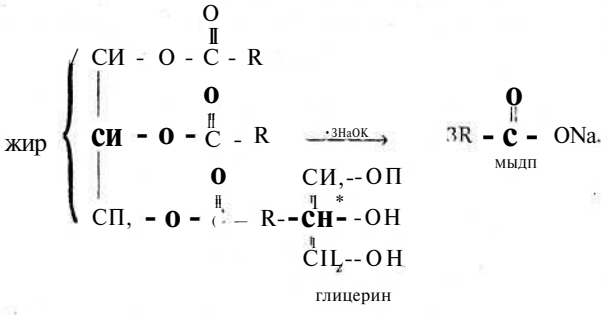
Что же такое мыло? Мылом называют соли щелочных металлов и высших жирных кислот, преимущественно стеариновой, пальмитиновой и олеиновой. Традиционное мыло получали расщеплением жиров щелочами, т. с. для получе-

ния мыла нужны жиры и щелочи - вещества, известные с древнейших времен.

«Сварить» мыло, в принципе, можно из любого природного жира. Можно обойтись без едкого натра или кали, заменив их содой (поташом), а то и растительной золой, но качество продукта и условия проведения процесса при этом, разумеется, будут существенно отличаться. Избежать осложнения можно, придерживаясь такой методики.

В керамическом или стальном сосуде расплавьте 70 г говяжьего и 30 г свиного жира, при перемешивании порциями добавьте раствор 25 г едкого натра и 30 мл воды и грейте смесь 30 мин на кипящей водяной бане, добавляя по мере испарения воду:

Добавьте 100 мл 20%-ного раствора хлорида натрия и, нагревая смесь, добейтесь разделения фаз. Снимите затвер-



девгаий ири охлаждении слой мыла и осторожно промойте небольшим количеством холодной воды; завернув в ткань, отожмите, тщательно размните и, подогрев, придайте желаемую форму. Из-за остатков щелочи использовать полученный продукт п быту нельзя, но для изучения химических свойств мыла он пригоден.

2. СВОЙСТВА МЫЛА

2.1. Горение мыла

При горении мыла образуются углекислый газ, вода и минеральная соль, которая затрудняет дальнейший ход процесса. Например, полное окисление стеарата натрия протекает следующим образом:

$2C_{,7}H_{,5}COONa + 52O_2 \rightarrow 35CO_2 + 35H_2O + Na_2CO_3$.

Однако в реальных условиях не весь содержащийся в мыле углерод успевает прореагировать с кислородом и наблюдается выделение углерода в виде сажи.

Как соль, образованная слабой кислотой *t* сильным основанием, мыло подвергается гидролизу, и его раствор имеет щелочную реакцию. Оно также вступает в реакцию обмена.

2.2. Взаимодействие мыла с кислотами и солями

Если к раствору мыла в дистиллированной воде добавить несколько капель серной или соляной кислоты, а затем раствора медного калия или железного купороса, то наблюдается выпадение осадков малорастворимой в воде кислоты или соли:

$RCOONa + HCl \rightarrow RCOOHi + NaCl$;

$2RCOONa + CuSO_4 \rightarrow (RCOO)_2Cul + Na_2SO_4$.

Соли высших жирных кислот, кроме солей калия, натрия и аммония, практически нерастворимы в воде, и мыло плохо мылится в воде, содержащей большое количество солей кальция или магния, — образующиеся в результате обменных реакций соли выпадают в осадок. Поэтому гидроксид кальция для получения мыла не используют: «Обработка жира известью дает нерастворимое и, следовательно, бесполезное мыло, тогда как при обработке содой получилось бы растворимое мыло, которое могло пригодиться колонистам в быту» [6, стр. 152].

Помимо мыла для мытья и стирки можно использовать множество синтетических веществ либо даров природы: «Пусть принесет в умывальню побольше мыла, хвоща, поташа, кипрского корня, диких бобов, отвара лотоса и вообще всяких моющих средств...» [7]. Мытье (стирка) — совокупность сложных взаимосвязанных и взаимообусловленных физико-химических процессов, сводящихся в конечном счете к распределению загрязнений в моющей среде. Не вдаваясь в подробности, рассмотрим действие мыла.

Моющий эффект обусловлен процессами, происходящими на поверхности раствора, где в связи со спецификой строения сосредоточены молекулы мыла (такие вещества называются поверхностно-активными — ПАВ).

В воде растворимые соли мыла диссоциируют на ионы:

$RCOONa + HCl \;\&\; RCOO" + Na\backslash$

Анион состоит из протяженного гидрофобного («не любящего воду») углеводородного фрагмента — «хвоста» -R и гидрофильной («любящей воду») «головы» - COO^-. Наличие «не любящего воду» фрагмента приводит к тому, что в растворах мыло существуют в виде макромолекулярных образований — мицелл — совокупности анионов, ориентированных гидрофобными «хвостами» внутрь, а заряженными «головами» наружу, где формируется слой из полярных молекул воды — растворителя. Увидеть мицеллы без специальной аппаратуры нельзя, но, проделав несложный опыт, можно косвенно убедиться в их существовании.

Алхимический принцип «подобное растворяется в подобном» лежит в основе действия моющих средств. Мыло способствует смачиванию поверхности и проникновению моющей среды между загрязнителем и загрязненным телом. «Подобное в подобном» — у гидрофобной поверхности загрязнителя находятся гидрофобные «хвосты» мыла. Вокруг гидрофильных «голов» формируется внешний слой из молекул воды — происходит то же, что и при растворении мыла. Образовавшиеся мицеллы достаточно прочны, чтобы обеспечить дробление загрязнителя, отрыв его частиц от загрязненного тела и переход в объем моющей среды.

Итак, эффективность действия моющих средств зависит от ряда факторов, а именно от способности:

переносить грязевые частицы (от электростатических взаимодействий между частицами загрязнения и пеной);

дробить загрязнения и равномерно распределять их в объеме моющей среды (от эмульгирующей способности);

смачивать тела (способствовать проникновению моющей среды между частицами загрязнителя и загрязненного тела).

В реферате использованы факты и примеры из следующих художественных произведений: Г. Сенкевич «Камо грядеши» [1], А. Белянин «Рыжий рыцарь» [2], М. Крайтон «Стрела времени» [3], К. Фоллет «Столпы земли» [4], К. Булычев «Покушение на Тесея» [5], Ж. Берн «Таинственный остров» [61, В. Нефф «Перстень Борджа» [7].

ЯДЫ И ТОКСИНЫ

План

1. Характеристика токсичности.
2. Белковые токсины.
3. Небелковые токсины.
4. Животные яды.
5. Растительные яды.
6. Яды, содержащиеся в грибах.
7. Синильная кислота и цианистый калий.

1. ХАРАКТЕРИСТИКА ТОКСИЧНОСТИ

Ядовитые веществ с древних времен привлекали к себе особое внимание. С ними связано множество легенд и преданий. Так, белому мышьяку (As_2O_3) в течение многих веков сопутствовала слава «порошка для наследников», а в Венеции при ДЕоре дожей держали специалистов-отравителей. Агата Кристи в своих детективах часто травила героев мышьяком. Вместе с тем, давно известно, что соединения, ядовитые в больших дозах, могут быть целебными в малых, о чем говорил еще в первой половине XVI в. Парацельс. Например, традиционное орудие убийц — оксид мышьяка в небольших дозах (до 5 мг) полезен: его назначают внутрь в качестве общеукрепляющего и тонизирующего средства. Недаром алхимический символ мышьяка —' змея — изображен в гербе медицины.

. Для характеристики токсичности того или иного соединения чаще всего используют понятие летальной дозы — LD_{50}, которая вызывает гибель 50 % подопытных животных. Как правило, дозу измеряют массой яда, приходящегося на 1 кг массы животного. Однако использование понятия летальной дозы имеет свои ограничения. Во-первых, величину LD_{50}, определенную, например, для мышей, очень редко можно переносить на других животных. Ядовитость никотина для человека примерно такая же, как и цианистого калия (50-100 мг или 1-2 капли), тогда как козы и косули вообще мало восприимчивы к никотину. Во-вторых, экспериментально определенная, скажем, на мышах доза LD_{50} зависит от того, введен ли яд подкожно, внутривенно, внутримышечно или перорально (через пищевой тракт). Наконец, даже заведомо нелетальная доза может привести к серьезному поражению того или иного органа, особенно в долгосрочной перспективе, и вызвать в конечном счете гибель организма. Тем не менее величину $LD_{м}$ широко используют на практике, в том числе для сравнения токсичности самых разных классов химических соединений.

2. БЕЛКОВЫЕ ТОКСИНЫ

Самые ядовитые из известных веществ — это высокомолекулярные белковые соединения, вырабатываемые бактериями. Чемпион среди токсинов (так называют белковые яды растительного и животного происхождения) — ботулинический токсин: для него LD_{0} = 0,00003 **мкг/кг," т.** е. для гибели организма его нужно примерно в 300 млн. раз меньше, чем цианистого калия. Ботулин — белок с молекулярной массой 150 000, вырабатываемый бактериями, которые размножаются в испорченных или неправильно хранящихся продуктах питания (колбаса, консервы) при отсутствии кислорода. Смерть обычно наступает из-за паралича дыхательной мускулатуры. Этот токсин ке переносит повышенных **температур** и разрушается при кулинарной обработке, поэтому отравления им редки.

С токсином столбняка (продукт соответствующей бактерии) — вторым по ядовитости соединением ($LD_{м}$ - 3,0001 мкг/кг) знаком практически каждый: его (но в несколько измененном виде) вводят во время прививок. Третье место по токсичности (LD_{50} = 0,019 мкг/кг) занимает бета-бунгаротоксин, который вырабатывается в ядовитой железе змеи бунгарос (она водится в Южной Азии). Почти равен ему по ядовитости токсин — продукт дифтерийных бактерий, для него LD_{50} - 0,24 мкг/кг. Для сравнения: величина LD^ для токсина скорпиона равна 9 мкг/кг, для токсина гремучей змеи — 50 мкг/кг, для токсина очковой змеи — 75 мкг/кг, а смертельная для человека доза яда кобры составляет 200 мкг/кг.

3. НЕБЕЛКОВЫЕ ТОКСИНЫ

Из небелковых токсинов самые ядовитые выделены из морских организмов. Их молекулярная масса значительно меньше: так, у палитоксина она равна 2679, а LDj,, •* 0,45 мкг/кг. Источник палитоксина — шестилучевые кораллы зоонтарин. Не исключено, что в действительности токсин продуцируется вирусом, находящимся в симбиозе с кораллами. Еще более ядовит майтотоксин (LD_{30} - 0,05 мкг/кг) и сигуатоксин (LD_{50} « 0,35 мкг/кг), выделенные из одноклеточных жгутиковых (динофлагелляты), которые найдены в некоторых видах плацктона. При размножении данофлагеллят в воде скапливаются вещества, окрашивающие ее в ржаво-красный цвет; это явление известно с древнейших времен и получило название «красного прилива». Оно сопровождается массовой гибелью рыб и других морских организмов, а также массовыми отравлениями людей, употребляющих в пищу морепродукты (яды накапливаются в рыбах и моллюсках). Сигуатоксин выделен из внутренностей многих рыб, например мурены и макрели.

4. ЖИВОТНЫЕ ЯДЫ

Один из самых знаменитых видов животных ядов (зоотоксинов) — тетродотоксин. Он содержится в коже и яйцах некоторых жаб, в яйцах калифорнийского тритона, в слюнных железах осьминога. Но наибольшую известность ему принесла рыба фугу, у которой яд содержится в яичниках и печени. Фугу — излюбленное лакомство японцев, однако готовить се

позволено лишь поварам, имеющим специальную лицензию, поскольку даже двухчасовое кипячение яд не разрушает. Для тетродотоксина LD_{50} - 10 мкг/кг, то есть одного миллиграмма этого яда достаточно, чтобы убить человека. Тетродотоксин относится к нейротроиным ядам, которые блокируют проницаемость мембран нейронов вегетативной нервной системы для ионов натрия, что практически мгновенно прерывает нервный импульс. На основе тетродотоксина производят обезболивающие препараты.

5. РАСТИТЕЛЬНЫЕ ЯДЫ

Из ядов растительного происхождения (фитотоксины) самый сильный — гликопротеин рицин (LD_{50} - 0,1 мг/кг), основной токсичный компонент бобов клещевины. Белковая часть рицина состоит из 560 аминокислотных остатков, полисахаридная составляет около 20 % молекулярной массы, которая равна 62 400. В организме рицин вызывает структурную перестройку клеточных мембран и нарушает внутриклеточный синтез белков. При попадании капелек рицина в легкие его токсичность примерно такая же, как у нервно-паралитического газа зарина: в некоторых странах изучали способы боевого применения рицина в виде аэрозоля.

Два хорошо известных растительных яда — никотин (LD_{50} - 0,3 мг/кг) и стрихнин (LD_{50} * 0,75 мг/кг), который содержится в рвотных орешках (семена Strychnos nux vomica), — относятся к алкалоидам. Регулярное вдыхание табачного дыма вызывает медленное, но неотвратимое разрушение органов человека. Вред курения особенно очевиден из того факта, что взрослого человека может убить инъекция никотина, выделенного из одной-единственной сигары.

В медицине широко применяют алкалоид атропин. Он содержится в красавке,' белене, дурмане и других растениях семейства пасленовых. Хотя атропин не так токсичен, как многие другие алкалоиды (для него $LDj_{,}$ = 400 000 мкг/кг), именно этот яд — наиболее частая причина отравления в средних широтах. Маленькие дети принимают сладкие черные ягоды белладонны за вишневые и могут отравиться насмерть, съев всего три-четыре ягоды.

6. ЯДЫ, СОДЕРЖАЩИЕСЯ В ГРИБАХ

Относительно простое строение имеют яды, содержащиеся в высших грибах. Из них один из самых токсичных — мускарин, который присутствует в мухоморе красном (Amanita rriuscana) и других грибах. Уже в дозах 0,001 мкг/кг мускарин снижает амплитуду и частоту сердечных сокращений, в больших дозах вызывает спазмы мышц, судороги, слюнотечение. Для человека при приеме внутрь LD_{50} *• 0,7 мг/кг.

Значительно сложнее устроена молекула бициклического октапептида альфа-аманитина, который содержится в бледной поганке. И если красный мухомор вряд ли спутаешь с другими грибами, то бледная поганка очень похожа на некоторые съедобные грибы — шампиньоны, поплавки и др. Поэтому отравление этим грибом составляет 90 % всех грибных отравлений. Для человека смертельная доза аманитина равна 5—7 мг. Если вспомнить, что в одном грибе в среднем содержится 8 мг аманитина, станет понятным английское название бледной поганки — *death cup,* то есть чаша смерти. Признаки отравления — боль в животе, неукротимая рвота, понос с кровью. Интересно, что для лечения используют подкожные инъекции другого яда — атропина.

В продуктах жизнедеятельности микроскопических (плесневых) грибов содержатся очень ядовитые микотоксины (от греч. mykes — гриб). Самые токсичные из них — пенитрем ($LD_{м}$ - 1 мг/кг), выделенный из плесени Penicillium crustocum, и афлатоксин Bl (LD^ =• 1,7 мг/кг). При употреблении коровами кормов, загрязненных афлатоксином B1, высокотоксичный яд (в несколько измененной форме) выделяется с молоком. Всего известно более 15 различных афлатоксинов — основных загрязнителей пищевых продуктов. Афлатоксин B1 оказался самым мощным из известных печеночных канцерогенов, его действие проявляется уже при дозах 0,01 мг/кг. В ряде стран Азии и Африки выявлена прямая корреляция (связь) между частотой заболеваемости раком печени и содержанием афлатоксинов в пище. Детальное изучение микотоксинов началось после массового отравления в Англии индеек, вызванного плесенью в арахисе, которым кормили птиц. Оказалось, что в плесени присутствовал афлатоксин B1. Этот же микотоксин привел к таинственной смерти археологов после вскрытия пирамиды Тутанхамона (так называемое «проклятье фараонов»). К счастью, вероятность съесть заметные количества микотоксинов мала благодаря нашему инстинктивному отвращению к плесени И неприятному запаху пораженных ею продуктов.

7. СИНИЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЦИАНИСТЫЙ КАЛИЙ

Вероятно, самый известный яд — синильная кислота и ее калиевая соль (цианистый калий). Для этих соединений LD_{50} = 10 мг/кг, что почти в миллиард раз больше, чем у ботулинического токсина. Синильная кислота при попадании в организм связывается с ферментом цитохромоксидазой и блокирует клеточное дыхание. Это соединение может быть причиной отравлений при горении полимеров (образуется при термическом разложении нейлона и полиуретанов), при употреблении в пищу ядер абрикосовых косточек: в них цианид находится в связанном состоянии в виде амигдалина, смертельная доза составляет 1 г. Это количество амигдалина содержится в 100 г абрикосовых ядер. Еще менее ядовит «белый мышьяк» (As_2O_3), для которого LD_{50} =15,1 мг/кг.

Если сравнить токсичность различных соединений (в единицах моль/кг) от их молекулярной массы, то окажется, что существует прямолинейная зависимость: чем больше масса молекулы, тем токсичнее соединение. Однако из этого не следует, что можно отравиться полиэтиленом.

УГЛЕРОД

План
1. Распространение в природе
2. Физические и химические свойства углерода
3. Народнохозяйственное значение углерода
4. Углерод в организме

1. РАСПРОСТРАНЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Углерод (лат. Carboneum, C) — химический элемент IV группы периодической системы Менделеева. Известны два стабильных изотопа ^{12}C (98,892%) и ^{13}C (1,108%).

Углерод известен с глубокой древности. Древесный уголь служил для восстановления металлов из руд, алмаз — как драгоценный камень. Значительно позднее стал применяться графит для изготовления тиглей и карандашей.

В 1778 г. К. Шееле, нагревая графит с селитрой, обнаружил, что при этом, как и при нагревании угля с селитрой, выделяется углекислый газ. Химический состав алмаза был установлен в результате опытов А. Лавуазье (1772) по изучению горения алмаза на воздухе и в результате исследований С. Теннанта (1797), доказавшего, что одинаковые количества алмаза и угля дают при окислении равные количества углекислого газа. Углерод как химический элемент был признан только в 1789 г. А. Лавуазье. Латинское название *carboneim* углерод получил от *сагЪо* — уголь.

Среднее содержание углерода в земной коре составляет 2,3 • 10^{-2} % по массе. Углерод накапливается в верхней части земной коры (биосфере): в живом веществе 18 % углерода, в древесине — 50 %, в каменном угле — 80 %, в нефти — 85 %, в антраците — 96 %. Значительная часть углерода литосферы сосредоточена в известняках и доломитах.

Число собственных минералов углерода — 112, исключительно велико число органических соединений углерода — углеводороды и их производные.

С накоплением углерода в земной коре связано накопление и многих других элементов, сорбируемых органическим веществом и осаждающихся в виде нерастворимых карбонатов и т. д.

По сравнению со средним содержанием углерода в земной коре, человечество в исключительно больших количествах извлекает углерод из недр (уголь, нефть, природный газ), т. к. эти ископаемые — основные современные источники энергии.

Углерод широко распространен также в космосе; на Солнце он занимает четвертое место после водорода, гелия и кислорода.

2. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

Известны четыре кристаллические модификации углерода: графит, алмаз, карбин и лонедейлит.

Графит — серо-черная, непрозрачная, жирная на ощупь, чешуйчатая, очень мягкая масса с металлическим блеском.

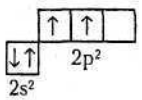
Алмаз — очень твердое кристаллическое вещество. Кристаллы имеют кубическую гранецентрированную решетку (А = 3,560 Е). Заметное превращение алмаза в графит наблюдается при температурах свыше 1 400°С в вакууме или в инертной атмосфере. При атмосферном давлении и температуре около 3 700°С графит испаряется.

Жидкий углерод может быть получен при давлении'выше 103 Мпа и температурах выше 3 700°С. Для твердого углерода (кокс, сажа, древесный уголь) характерно также состояние с неупорядоченной структурой — «аморфный» углерод, который не представляет собой самостоятельной модификации; в основе его строения лежит структура мелкокристаллического графита. Нагревание некоторых разновидностей «аморфного» углерода выше 1 500—1 600°С без доступа воздуха вызывает их превращение в графит. Физические свойства «аморфного» углерода очень зависят от дисперсности частиц и наличия примесей. Плотность, теплоемкость, теплопроводность и электропроводность «аморфного» углерода всегда выше, чем графита.

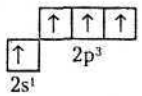
Карбин получен искусственно. Он представляет собой мелкокристаллический порошок черного цвета (плотность р (4°С) - 1,9—2 г/$см^3$). Построен из длинных цепочек атомов углерода, уложенных параллельно друг другу.

Лонедейлит найден в метеоритах и получен искусственно; его структура и свойства окончательно не установлены.

Электронная конфигурация внешней оболочки углерода $2s^2 2p^2$:



Для углерода характерно образование четырех ковалгптных связей, обусловленное возбуждением внешней оболочки до состояния $2s^1 2p^3$:



Поэтому углерод способен в равной степени как притягивать, так и отдавать электроны. Химическая связь может осуществляться за счет образования sp^3-, sp^2- и sp-гибридных орбиталей, которым соответствуют координационные числа 4, 3 и 2. Число валентных электронов углерода и число валентных орбиталей одинаково — это одна из причин устойчивости связи между атомами углерода.

Уникальная способность атомов углерода соединяться между собой с образованием прочных и длинных цепей и циклов привела к возникновению громадного числа разнообразных соединений углерода, изучаемых органической химией.

В соединениях углерод проявляет степени окисления -4; +2; +4. Атомный радиус 0,77 Е, ковалентные радиусы 0,77 Е, 0,67 Е, 0,60 Е соответственно в одинарной, двойной и тройной связях; ионный радиус C^{4+} 2,60 Е, C^{4-} 0,20 Е. При обычных условиях углерод химически инертен, при высоких темпера-

турах он соединяется со многими элементами, проявляя сильные восстановительные свойства.

Все формы углерода устойчивы к щелочам и кислотам и медленно окисляются только очень сильными окислителями, например хромовой смесью (смесь концентрированных HNO_3 и $KC1O_3$) или кислородом:

$$2C + O_2 \text{ (недост.)} \xrightarrow{t^0} 2CO$$

$$C + O_2 \text{ (изб.)} \xrightarrow{t^0} CO_2$$

«Аморфный» углерод реагирует с фтором при комнатной температуре, графит и алмаз — при нагревании. Непосредственно соединение углерода с хлором происходит в электрической дуге; с бромом и йодом углерод не реагирует, поэтому многочисленные галогениды углерода синтезируют косвенным путем. Из оксигалогенидов общей формулы COX_2 (где X — галоген) наиболее известна хлорокись $COC1_2$ (фосген).

При температурах выше 1 000°С углерод взаимодействует с металлами, давая карбиды:

Все формы углерода при нагревании восстанавливают окислы металлов с образованием свободных металлов (Zn, Cd, Си, Pb и др.) ИЛИ карбидов (CaC_2, Mo_2C, WC, TaC и др.):

$$CuO + C \xrightarrow{t^0} Cu + CO\uparrow;$$

$$CaO + 3C \text{ -£-* } CaC_2 + COT.$$

Углерод реагирует при температурах выше 600—800°С с водяным паром и углекислым газом:

$$C + H_2O \xrightarrow{t^0} CO + H_2T;$$

$$C + CO_2 \xrightarrow{t^0} 2CO + Q\text{-}$$

Все формы углерода нерастворимы в обычных неорганических и органических растворителях, но растворяются в некоторых расплавленных металлах (например, Fe, Ni, Co).

3. НАРОДНОХОЗЯЙСТВЕННОЕ ЗНАЧЕНИЕ

Народнохозяйственное значение углерода определяется тем, что свыше 90 % всех первичных источников потребляемой в мире энергии приходится на органическое топливо, главенствующая роль которого сохранится и на ближайшие десятилетия, несмотря на интенсивное развитие ядерной энергетики. Только 10 % добываемого топлива используется в качестве сырья для основного органического синтеза и нефтехимического синтеза, для получения пластичных масс и др.

4. УГЛЕРОД В ОРГАНИЗМЕ

Углерод — важнейший биогенный элемент, составляющий основу жизни на Земле, структурная единица огромного числа органических соединений, участвующих в построении организмов и в обеспечении их жизнедеятельности (биополимеры, а также многочисленные низкомолекулярные биологически активные вещества — витамины, гормоны, медиаторы и др.). Значительная часть необходимой организмам энергии образуется в клетках за счет окисления углерода. Возникновение жизни на Земле рассматривается в современной науке как сложный процесс эволюции углеродистых соединений.

Уникальная роль углерода в живой природе обусловлен нп его свойствами, которыми в совокупности не обладает ни один другой элемент периодической системы. Между атомами углерода, а также между углеродом и другими элементами образуются прочные химические связи, которые, однако, могут быть разорваны в сравнительно мягких физиологических условиях (эти связи могут быть одинарными, двойными и тройными).

Способность углерода образовывать 4 равнозначные валентные связи с другими атомами создает возможность для построения углеродных скелетов различных типов — линейных, разветвленных, циклических.

Показательно, что только всего три элемента (С, О, Н) составляют 98 % общей массы живых организмов. Этим достигается определенная экономичность в живой природе: при практически безграничном структурном разнообразии углеродистых соединений небольшое число типов химических связей позволяет намного сократить количество ферментов, необходимых для расщепления и синтеза органических веществ.

Особенности строения атома углерода лежит в основе различных видов изомерии органических соединений (способность к оптической изомерии оказалась решающей в биохимической эволюции аминокислот, углеводов и некоторых алкалоидов).

Согласно теории А. И. Опарина, первые органические соединения на Земле имели абиогенное происхождение. Источниками углерода служили метан (CH_4) и цианистый водород (HCH), содержавшиеся в первичной атмосфере Земли. С возникновением жизни единственным источником неорганического углерода, за счет которого образуется все органическое вещество биосферы, является двуокись углерода (CO_2), находящаяся в атмосфере, а также растворенная в природных водах в виде HCO_3^-. Наиболее мощный механизм усвоения (ассимиляция) углерода (в форме CO_2) — фотосинтез — осуществляется повсеместно зелеными растениями. На Земле существует и эволюционно более древний способ усвоения CO_2 путем хемосинтеза; в этом случае микроорганизмы-хемосинтетики используют не лучистую энергию Солнца, а энергию окисления неорганических соединений.

Большинство животных потребляют углерод с пищей в виде уже готовых органических соединений. В зависимости от способа усвоения органических соединений принято различать автотрофные и гетеротрофные организмы.

Применение для биосинтеза белка и других питательных веществ микроорганизмов, использующих в качестве единственного источника углерода углеводороды нефти, — одна из важных современных научно-технических проблем.

I [омимо стабильных изотопов углерода, в природе распространен радиоактивный ^{14}C (в организме человека его содержится 0,1 мк Кюри). С использованием изотопов углерода в биологических и медицинских исследованиях связаны многие крупные достижения в изучении обмена веществ и круговорота углерода в природе. Так, с помощью радиоуглеродной метки была доказана возможность фиксации растениями и тканями животных, установлена последовательность реакции фотосинтеза, изучен обмен аминокислот, прослежены пути биосинтеза многих биологически активных соединений и т. д. Применение ^{14}C способствовало успехам молекулярной биологии в изучении механизмов биосинтеза белка и передачи наследственной информации. Определение удельной активности ^{14}C в углеродсодержащих органических остатках позволяет судить об их возрасте, что используется в палеонтологии и археологии.

ХЛОР

План

1. Историческая справка.
2. Распространение в природе.
3. Физические и химические свойств:).
4. Получение хлора.
5. Применение хлора.
6. Хлор в организме.
7. Отравление хлором.

1. ИСТОРИЧЕСКАЯ СПРАВКА

Хлор (лат. Chlorum), Cl — химический элемент VII группы периодической системы Менделеева, атомный номер 17, атомная масса 34,453; относится к семейству галогенов. При нормальных условиях хлор — желто-зеленый газ с резким раздражающим запахом. Природный хлор состоит из двух стабильных изотопов: $^{M}C1$ (75,77%) и $^{37}C1$ (24,23%). Искусственно получены радиоактивные изотопы с массовыми числами 32, 33, 34, 36, 38, 39, 40 и периодами полураспада Т 1/2 соответственно 0,31; 2,5; 1,56 сек; 3,1-105 лет, 37,3; 55,5 и 1,4 мин. $^{36}C1$ и $^{K}C1$ используются как изотопные индикаторы.

Хлор получен впервые в 1774 г. К, Шееле взаимодействием соляной кислоты с пиролюзитом $Мп_{л}О_2$. Однако только в 1810 году Г. Дэви установил, что хлор — элемент и назвал его *chlorine* (от греч. слова *chloros* — желто-зеленый). В 1813 году Ж. Л. Гей-Люссак предложил для этого элемента название хлор.

2. РАСПРОСТРАНЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Хлор встречается в природе только в виде соединений, среднее содержание хлора в земной коре 1,7 • 10^{-2} % по массе, в кислых изверженных породах — гранитах — 2,4 • 10^{-2} %, в основных и ультраосновных — 5 • 10^{-3}%. Основной путь, которым хлор попадает в земную кору — водная миграция. В виде иона *Or* он содержится в Мировом океане (1,93 %), подземных рассолах и соляных озерах. Число собственных минералов (преимущественно природных хлоридов) — 97, главный из них — каменная соль NaCi. Известны также крупные месторождения хлоридов калия и магния и смешанных хлоридов: сильвин KC1, сильвинит (Na, K) C1, корналит KC1 • $MgCl_2$ • $6H_2O$, каинит KC1 • $MgSO_4$ • $3H_2O$, бишофит $MgCl_2$ • $6H_2O$. В истории Земли большое значение имело поступление содержащегося в вулканических газах HCI в верхние части земной коры.

3. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХЛОРА

Хлор имеет температуру кипения 34,05°С, температуру плавления — 10ГС. Плотность газообразного хлора при нормальных условиях 3,214 г/дм^3; насыщенного пара при 0°С — 12,21 г/дм^3; жидкого хлора при температуре кипения — 1,557 г/см^3; твердого хлора при 102°С — 1,9 г/см^3. Давление насыщенных паров хлора при 0°С 0,369 Мпа, при 25°С - 0,772 Мпа, при 100 °С - 3,814 Мпа. Теплота плавления 90,3 кДж/кг; теплота испарения 288 кДж/кг; теплоемкость газа при постоянном давлении 0,48 кДж/(кг-к). Хлор хорошо растворяется в $TiCl_4$, $SiCI_4$, SnCI, И в некоторых органических растворителях (особенно в гексэнн и четыреххлористом углероде).

Молекула хлора двухвалентна ($C!_2$). Степень термической диссоциации $C1_2$ + 243 кДж 2C1 при 1 000 К равна 2,07 х х Ю-^{4} %, при 2 500 К - 0,909 %.

Внешняя электронная конфигурация атома Cl $3s^23p^5$. В соответствии с этим хлор в соединениях проявляет степени окисления - 1, +1, +3, +4, +5, +6 и +7. Ковалентный радиус атома 0,99 Е, ионный радиус *С\-* 1,82 Е, сродстве! атома хлора к электрону 3,65 эВ, энергия ионизации 12,97 эВ.

Химически хлор очень активен, непосредственно соединяется почти со всеми металлами (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании) и с неметаллами (кроме углерода, азота, кислорода, инертных газов), образуя соответствующие хлориды:

с металлами:

$кC1_2 + 2Me \rightarrow 2MeC1_{n}$,

с неметаллами:

$Si + 2C1_2 \rightarrow SiCl_4 + Q$.

$2S + C1_2 \rightarrow S_2C!_2$.

$I_2 + 3C1_2 \rightarrow 21C1_3$.

Хлор вступает в реакцию со многими соединениями:

замещает OH" в предельных углеводородах:

$ROH + C1- \rightleftharpoons RC1 + OH-$,

присоединяется к ненасыщенным соединениям'

$CH_2 - CH2 + C12 \rightarrow CH_2 - CH_2$.
II
Cl Cl

Хлор вытесняет бром и йод из их соединений г подородом и металлами:

$MgBr_2 + Clj \rightarrow MgCl_2 + Br_2$,

$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KC1 + Ij$,

$2HHal + Clj \rightarrow 2HC1 + Hal_2$ (Hai - Br, I).

Из соединений хлора с этими элементами он вытгтпясгтя фтором:

$2MeC1_{n} + nF_2 \rightarrow 2MeF_{n} + nCl_2T$.

Щелочные металлы в присутствии влаги взаимодействуют с хлором с воспламенением, большинство металлов реагируют с сухим хлором только при нагревании. Сталь, а также некоторые металлы стойки в атмосфере сухого хлора в условиях невысоких температур, поэтому их используют для изготовления аппаратуры И хранилищ для сухого хлора. Фосфор

воспламеняется в атмосфере хлора, образуя PCl_3, а при дальнейшем хлорировании — PCl_5:

$$2P + Cl_2 \rightarrow 2PCl_5.$$

Сера с хлором при нагревании дает S_2Cl_2, SCl_2 и другие S_nCl_m. Мышьяк, сурьма, висмут, стронций, теллур энергично взаимодействуют с хлором. Смесь хлора с водородом горит бесцветным или желто-зеленым пламенем с образованием хлористого водорода (это цепная радикальная реакция):

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl.$$

Максимальная температура водородно-хлористого пламени 2 200°С. Смеси хлора с водородом, содержащие от 5,8 до 88,3 % H_2, взрывоопасны.

С кислородом хлор образует окислы: Cl_2O, ClO_2, Cl_2O_6, Cl_2O_7, Cl_2O_8, а также гипохлориты (соли хлорноватистой кислоты HClO), хлориты (соли хлористой кислоты $HClO_2$), хлораты (соли хлорноватой кислоты $HClO_3$) и перхлораты (соли хлорной кислоты $HClO_4$). Все кислородные соединения хлора образуют взрывоопасные смеси с легко окисляющимися веществами. Окислы хлора малостойки и могут самопроизвольно взрываться, гипохлориты при хранении медленно разлагаются, хлораты и перхлораты могут взрываться под влиянием инициаторов.

Хлор в воде гидролизуется, образуя хлорноватистую и соляную кислоты:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HClO + HCl.$$

При хлорировании сухой гидроокиси кальция получают хлорную известь:

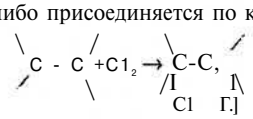
$$2Cl_2 + 2Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(OCl)_2 + CaCl_2 + 2H_2O.$$

хлорная известь

При хлорировании органических соединений хлор либо помещает водород:

$$R - H + Cl_2 \rightarrow RCl + HCl,$$

либо присоединяется по кратным связям:



образуя различные хлорсодержащие органические соединения.

Хлор образует с другими галогенами межгалогенные соединения. Фториды ClF, ClF_3, ClF_5 очень реакционноспособны; например, в атмосфере ClF_3 (стеклянная вата) самовоспламеняется. Известны соединения хлора с кислородом и фтором - оксифториды хлора: ClO_3F, ClO_2F_3, ClOF, $ClOF_3$ и перхлорат фтора $FClO_4$.

4. ПОЛУЧЕНИЕ ХЛОРА

Хлор начали получать в промышленности в 1785 году взаимодействием соляной кислоты с двуокисью марганца или пиролюзитом:

$$HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O.$$

В 1867 году английский химик Г. Дикон разработал способ получения хлора окислением HCl кислородом воздуха в присутствии катализатора. С конца XIX — начала XX в. хлор получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов. По этим методам в 70-х годах XX в. производилось 90—95 % хлора в мире. Небольшое количество хлора получают попутно при производстве магния, кальция, натрия и лития электролизом расплавленных хлоридов. В 1975 году мировое производство хлора составляло около 23 млн тонн.

Применяются два основных метода электролиза водных растворов NaCl: в электролизерах с твердым катодом и пористой фильтрующей диафрагмой; в электролизерах с ртутным катодом. По обоим методам на графитовом или оксидном титано-рутениевом аноде выделяется газообразный хлор. По первому методу на катоде выделяется водород и образуется раствор NaOH и NaCl, из которого последующей переработкой выделяют товарную каустическую соду. По второму методу на катоде образуется амальгама натрия, при ее разложении чистой водой в отдельном аппарате получаются раствор NaOH, водород и чистая ртуть, которая вновь идет в производство. Оба метода дают на 1 тонну хлора 1,125 тонны NaOH.

Электролиз с диафрагмой требует меньших капиталовложений для организации производства хлора, дает более дешевый NaOH. Метод с ртутным катодом позволяет получать очень чистый NaOH, но потери ртути загрязняют окружающую среду. В 1970 году по методу с ртутным катодом производилось 62,2 % мировой выработки хлора, с твердым катодом — 33,6 % и прочими способами — 4,3 %. После 1970 года начали применять электролиз с твердым катодом и ионообменной мембраной, позволяющей получать чистый NaOH без использования ртути.

5. ПРИМЕНЕНИЕ ХЛОРА

Одной из важных отраслей химической промышленности является хлорная промышленность. Основные количества хлора перерабатываются на месте его производства в хлорсодержащие соединения. Хранят и перевозят хлор в жидком виде в баллонах, бочках, железнодорожных цистернах или в специально оборудованных судах. Для индустриальных стран характерно следующее применение хлора: на производство хлорсодержащих органических соединений — 60—75 %; на производство неорганических соединений, содержащих хлор, - 10—20 %, на отбелку целлюлозы и тканей — 5—15 %, на санитарные нужды и хлорирование воды — 2—6 % от общей выработки.

Хлор применяется также для хлорирования некоюрых руд с целью извлечения титана, ниобия, циркония и др.

6. ХЛОР В ОРГАНИЗМЕ

Хлор — один из биогенных элементов, постоянный компонент тканей растений и животных. Содержание хлора в растениях — от тысячных долей процента до целых процентов, у животных — десятые и сотые доли процента. Суточная потребность взрослого человека в хлоре (2—4 г) покрывается за счет пищевых продуктов. С пищей хлор поступает обычно в избытке в виде хлорида натрия и хлорида калия. Особенно богаты хлором хлеб, мясные и молочные продукты.

В организме животных хлор — основное осмотически активное вещество плазмы крови, лимфы, спинномозговой жидкости и некоторых тканей. Хлор играет важную роль в водно-солевом обмене, способствуя удержанию тканями воды. Регуляция кислотно-щелочного равновесия в тканях осуществляется наряду с другими процессами путем изменения в распределении хлора между кровью и другими тканями. Хлор

участвует в энергетическом обмене у растений, активируя как окислительное фосфорилирование, так и фотофосфорилирование. Хлор положительно влияет на поглощение корнями кислорода.

Хлор необходим для образования кислорода в процессе фотосинтеза изолированными хлоропластами. В состав большинства питательных сред для искусственного культивирования растений хлор не входит. Возможно, для развития растений достаточны весьма малые концентрации хлора.

7. ОТРАВЛЕНИЯ ХЛОРОМ

Отравления хлором возможны в химической, целлюлозно-бумажной, текстильной, фармацевтической промышленности. Хлор раздражает слизистые оболочки глаз и дыхательных путей. К первичным воспалительным изменениям обычно присоединяется вторичная инфекция. Острое отравление развивается почти немедленно. При вдыхании средних и низких концентраций хлора отмечаются стеснение и боль в груди, сухой кашель, учащенное дыхание, резь в глазах, слезотечение, повышение содержания лейкоцитов в крови, повышение температуры тела. Возможны бронхопневмония, токсический отек легких, депрессивные состояния, судороги. В легких случаях выздоровление наступает через 3—7 суток. Как отдаленные последствия наблюдаются катары верхних дыхательных путей, рецидивирующий бронхит, пневмосклероз; возможны активизация туберкулеза легких.

При длительном вдыхании небольших концентраций хлора наблюдаются аналогичные, но медленно прогрессирующиеся формы заболевания.

Профилактика отравлений: герметизация производства и оборудования, эффективная вентиляция, при необходимости использование противогаза. Предельно допустимая концентрация хлора в воздухе производственных помещений — 1 мг/м^3. Производство хлора, хлорной извести и других хлорсодержащих соединений относится к производствам с вредными условиями труда.

ПАРНИКОВЫЙ ЭФФЕКТ

План

1. Механизм парникового эффекта.
2. Парниковые газы.
3. Влияние деятельности человека на усиление парникового эффекта.
4. Отрицательные последствия парникового эффекта.

1. МЕХАНИЗМ ПАРНИКОВОГО ЭФФЕКТА

Образное название «парниковый эффект» получило природное явление, суть которого заключается в том, что атмосфера задерживает идущее от земной поверхности тепловое излучение (подобно пленке над огородным парником).

Энергия, поступающая на нашу планету от Солнца, определяет ход всех биологических процессов на Земле. Из общего количества этой энергии 20 % поглощается атмосферой, 34% отражается облаками и земной поверхностью и уходит обратно в космос. Оставшиеся 46 % энергии доходят до земной поверхности и нагревают ее. Нагретая земля в свою очередь излучает длинноволновую инфракрасную (тепловую) радиацию, которая частично уходит в космос, а частично остается в атмосфере, задерживаясь входящими в ее состав газами и нагревая приземные слои воздуха.

2. ПАРНИКОВЫЕ ГАЗЫ

Газы, задерживающие тепловое излучение и препятствующие оттоку тепла в космическое пространство, называются парниковыми газами.

Благодаря парниковому эффекту среднегодовая температура у поверхности Земли в последнее тысячелетие составляет примерно 15°С. А без него она опустилась бы до -18°С и существование жизни на Земле стало бы невозможным.

Основной парниковый газ — водяной пар, задерживает до 60 % теплового излучения Земли. Содержание водяного пара в атмосфере определяется планетарным круговоротом воды и при сильных широтных и высотных колебаниях в целом практически постоянно.

Остальные 40 % теплового излучения Земли задерживают другие парниковые газы, в том числе более 20 % — углекислый газ.

Основные источники углекислого газа в атмосфере — извержения вулканов и естественные Лесные пожары. На заре геобиохимической эволюции Земли (то есть тогда, когда возникли первые биологические соединения) углекислый газ поступал в Мировой океан через подводные вулканы и выделялся в атмосферу.

До сих пор нет точных оценок содержания углекислого газа в атмосфере на ранних этапах ее развития. Американский геохимик Д. Марэ полагает, что содержание углекислого газа в атмосфере в первый миллиард лет ее существования было в 1000 раз больше, чем в настоящее время, — около 39 %. Тогда температура воздуха в приземном слое достигала почти 100°С, а температура воды в Мировом океане приближалась к точке кипения (сверхпарниковый эффект).

С появлением фотосинтезирующих организмов стал действовать мощный механизм изъятия из атмосферы и океана углекислого газа — ведь он необходим для фотосинтеза. Связанный живыми организмами, углекислый газ стал откладываться в осадочных породах и парниковый эффект стал постепенно уменьшаться, пока не установилось равновесие в биосфере, при котором содержание углекислого газа з атмосфере составляло 0,03 %.

3. ВЛИЯНИЕ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ ЧЕЛОВЕКА НА УСИЛЕНИЕ ПАРНИКОВОГО ЭФФЕКТА

С началом эпохи индустриализации в атмосферу стал поступать углекислый газ, образующийся в результате сжигания ископаемого топлива;

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ — реакция сжигания угля;

$C_8H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ — реакция сжигания газа;

$^{C}25^{H}52^{+38O}2 \rightarrow 25CO_2 + 26H_2O$ - так сгорает мазут.

Выбросы углекислого газа в атмосферу значительно возросли во второй половине XX века. Основной причиной этого стала колоссальная зависимость современной мировой экономики от ископаемых видов топлива. В настоящее время, например, ископаемое топливо обеспечивает 75% мирового производства электрической энергии. По оценкам экспертов ООН, с начала XX в. увеличение выбросов углекислого газа составляло от 0,5% до 5% в год. В результате только за счет сжигания топлива в атмосферу поступило 400 млрд. тонн углекислого газа. Согласно расчетам специалистов, сейчас атмосфера содержит на 25 % углекислого газа больше, чем его было накоплено за последние 160 тысяч лет. По мнению некоторых ученых, произошло нарушение биосферного углеродного круговорота: поступление углекислого газа в атмосферу стало превышать его потребление живыми организмами.

В настоящее время в мире в результате сжигания топлива на тепловых электростанциях, промышленных предприятиях и в автомобильных двигателях в атмосферу ежегодно выбрасывается более 5 млрд. тонн углекислого газа. Еще 1—2 млрд. тонн его уходит в атмосферу за счет сжигания лесов, главным образом, тропических. Леса исчезают с поверхности планеты с катастрофической скоростью, за последние два века их площадь сократилась вдвое. Влажные тропические леса начали интенсивно сгорать с середины XX в. (в среднем они исчезают со скоростью 1 га в минуту или 5 тыс. км^2 в год).

25 % промышленных выбросов углекислого газа в атмосферу за счет сжигания топлива дают США и страны Евросоюза, 11 % — Китай, 9 % — Россия.

К другим парниковым газам, появление которых в атмосфере в значительном количестве обусловлено хозяйственной деятельностью человека, относятся:

метан СИ,, поступающий с рисовых полей (около 110 млн. тонн в год); в результате утечек природного газа при иефте- и угледобыче (до 50 млн. тонн в год). Доля его влияния на усиление парникового эффекта составляет 15 %;

фторхлоруглеводы (фреоны), утечка которых происходит на промышленных и других объектах. Доля их влияния 12-24%;

оксиды азота, попадающие в атмосферу вследствие сжигания топлива в реактивных самолетных и ракетных двигателях, применения азотных удобрений в сельском хозяйстве. Доля их влияния 5—6 %.

В последние годы отмечается постепенное возрастание содержания этих парниковых газов в атмосфере.

4. ОТРИЦАТЕЛЬНЫЕ ПОСЛЕДСТВИЯ ПАРНИКОВОГО ЭФФЕКТА

Предположения, что последствиями хозяйственной деятельности ЧРЛОВРКЯ могут стать значительные изменения климата, впервые были высказаны в конце XIX — начале XX в. В 1922 году английский герцог Шерлок выдвинул идею, что эти изменения прямо связаны с содержанием углекислого газа в атмосфере, а следовательно, и с возрастающими масштабами использования ископаемого горючего топлива.

На Международной конференции ученых по проблеме антропогенного изменения климата, прошедшей в Торонто в 1988 году, был сделан вывод, что последствия усиления парникового эффекта уступают лишь последствиям мировой ядерной войны. Тогда при ООН была создана межправительственная группа экспертов по проблемам изменения климата, которая занялась всесторонним изучением проблем влияния человека на изменение климата. О результатах их работы сказано в докладе: «Выбросы в атмосферу, вызванные человеческой деятельностью, приводят к существенному увеличению концентрации парниковых газов. Это увеличивает парниковый эффект, что приводит к дополнительному нагреву земной поверхности».

По мнению ряда ученых, средняя температура на планете возросла по сравнению с доиндустриальным периодом (конец XIX ст.) примерно на 0,6°С. По самым оптимистическим прогнозам, к 2025 г. повышение температуры составит 2,5°С, а к концу XXI столетия — почти 6°С.

Среди важных проблем, связанных с усилением парникового эффекта и потеплением климата, выделяется проблема повышения уровня Мирового океана за счет таяния материковых и морских льдов и проблема теплового расширения воды в океане. За прошедшее столетие уровень Мирового океана повысился на 10—25 см, а к концу XXI столетия может повыситься уже на 1—2 м. Если же произойдет разрушение ледовых щитов Антарктиды и Гренландии, то уровень океана повысится на 10 м, а это повлечет исчезновение с карты мира десятков государств.

Постепенное повышение уровня Мирового океана так же вынудит сотни миллионов людей мигрировать из прибрежных зон, дельт рек и островов. Вода затопит многие приморские города, серьезно пострадают места нереста рыб. Больше всех пострадают Китай, Египет, Бангладеш, Нидерланды, Япония, США.

Потепление климата приведет также к высвобождению метана, находящегося в лоне вечной мерзлоты в виде гидрата метана. Гидрат метана — это твердое вещество, состоящее из кристаллов воды и металла, поглощенного под давлением водой. По оценкам, в зоне вечной мерзлоты метана содержится во много раз больше, чем во всей живой материи на Земле.

Повышение средних температур на земном шаре может вызвать и существенные изменения в течении процессов био сферы:

— нарушение круговоротов главных биологических эле ментов;

- изменения характера облачности и связанные с этим климатические изменения;

— изменение распределения осадков по регионам;

- смещение климатических зон и, в частности, увеличе ние пустынь;

-- нарушение биологических ритмов развития растений и вследствие этого — длительные периоды неурожаев главных сельскохозяйственных культур.

Таким образом, парниковый эффект - это сложнейшее явление, в котором тесно переплелись и взаимодействуют природные процессы и результаты человеческой деятельности.

ИНТЕРЕСНЫЕ И ОПАСНЫЕ СВОЙСТВА РТУТИ

Ртуть — единственный металл, находящийся при комнатной температуре в жидком состоянии. Она обладает многими интересными особенностями, которые раньше использовали для. эффектных лекционных опытов. Например, она хорошо растворяется в расплавленном белом фосфоре (он плавится при 44°С), а при охлаждении этого необычного раствора ртуть выделяется в неизменном состоянии. При встряхивании ртути с водой, эфиром, скипидаром, уксусной кислотой, растворами различных солей и даже с соками растений, а также при растирании ртути с сахаром, жиром и другими веществами получается серая эмульсия, состоящая из мельчайших капелек ртути. Еще одна красивая демонстрация была связана с тем, что при охлаждении до -39°С ртуть затвердевает, а ее твердые кусочки при соприкосновении слипаются так же легко, как и жидкие ее капли. Если же охладить ртуть очень сильно, например жидким азотом, до температуры -196°С, вставив в нее предварительно палочку, то после замерзания ртути получался своеобразный молоток, которым лектор легко забивал гвоздь в доску. Конечно, всегда оставался риск, что от такого «молотка» отколятся маленькие кусочки, которые потом доставят много неприятностей. Другой опыт был связан с «лишением» ртути ее способности с легкостью разбиваться на мельчайшие блестящие шарики. Для этого ртуть подвергали действию очень малых количеств озона. При этом ртуть теряла подвижность и налипала тонкой пленкой на содержащий ее сосуд.

• • • . Понятно, почему сейчас подобные опыты не проводятся. То, что ртуть ядовита, знают все. Недаром не только ртуть, но и ее соединения, например, сулема, не используются в школьных кабинетах химии. В то же время ртуть находит очень широкое применение во многих производствах (один ученый насчитал их около 3 тысяч!). Металлическую ртуть используют в электрических контактах-переключателях; для заполнения вакуумных насосов, выпрямителей, барометров, термометров, ультрафиолетовых ламп; в производстве хлора и едкого натра, при пломбировании зубов и т. д., — список можно продолжать очень долго. Ртуть есть в каждом доме — в медицинском термометре или в лампе дневного света, поэтому сведения о ядовитости ртути нужны не только специалистам.

Из всех соединений ртути наиболее опасны легко растворимые и легко диссоциирующие ее соли, например $HgCl_2$ — сулема; ее смертельная доза при попадании в желудок составляет от 0,2 до 0,5 г. Но так ли опасна металлическая ртуть? Ведь в некоторых книгах пишут даже, что раньше ее использовали для лечения... заворота кишок (заливали ртуть больному через рот, чтобы «расправить» завернувшиеся петли кишечника)? Действительно, металлическая ртуть — малоактивный металл, с желудочным соком не реагирует и выводится из желудка и кишечника почти полностью. В чем же ее опасность? Оказывается, ртуть легко испаряется, а ее пары, попадая в легкие, полностью задерживаются там и вызывают впоследствии отравление организма хотя и не такое быстрое, как соли ртути. При этом происходят специфические биохимические реакции, окисляющие ртуть и превращающие ее в растворимые ядовитые соединения. Ионы ртути прежде всего реагируют с SH-группами белковых молекул, среди которых важнейшие для организма белки-катализаторы — ферменты. Могут ионы Hg^{2}* также реагировать с белковыми группами COOH, ~*Nll*$_2$ с образованием прочных комплексов — металлопротеидов. Более того, циркулирующие в крэви «свободные» атомы ртути, попавшие туда из легких, также образуют соединения с белковыми молекулами. Нарушение нормальной работы белков-ферментов приводит к глубским нарушениям в организме и прежде всего в центральной нервной системе, а также в почках.

Другой возможный источник отравления — органические производные ртути, в которых ее атомы езязаны с металными радикалами "CH_3. Эти чрезвычайно ядовитые и легко летучие соединения образуются в результате так называемого биологического метилирования. Оно происходит под действием микроорганизмов, например плесени, и характерно не только для ртути, но и для мышьяка, селена, теллура. Если при неосторожной работе соединения этих элементов случайно попадут внутрь, они начинают выделяться, в том числе при дыхании, в виде зловонных газообразных димсгилпроизводных, так что соседство с таким химиком станет невыносимым! Но это, оказывается, не самая большая неприятность, которую может причинить биологическое метилирование ртути. Ртуть и ее биологические соединения широко используются на многих производствах, например при электролитическом получении хлора и гидроксида натрия. Эти вещества со сточными водами попадают на дно водоемов. Обитающие -ам микроорганизмы превращают их в диметилртуть $(CH_3)_2Hg$, которая относится к числу наиболее ядовитых веществ. Диметилртуть далее легко переходит в водорастворимый катисн. Оба вещества поглощаются водными организмами и попадают в пищевую цепочку — сначала они накапливаются в растениях и мельчайших организмах, затем — в рыбах. Метилированная ртуть очень медленно выводится из организма: месяцами у людей и годами — у рыб. Поэтому концентрация ртути вдоль биологической цепочки непрерывно увеличивается и в рыбах-хищниках, которые питаются другими рыбами, ртути может оказаться в тысячи раз больше, чем в воде, из которой она выловлена. Именно этим объясняется так называемая «болезнь Минамата» — по названию приморского города в Японии, в котором за несколько лет от отравления ртутью умерло 50 человек и многие родившиеся дети имели врожденные уродства. Опасность оказалась настолько велика, что в некоторых водоемах пришлось приостановить лов рыбы — настолько она оказалась «нашпигованной» ртутью. Страдают от поеаания отравленной рыбы не только люди, но и рыбы, тюлени.

Для ртутного отравления, в том числе и парами, характерны головная боль, покраснение и набухание десен и появление на них характерной темной каймы сульфида ртути, набухание лимфатических и слюнных желез, расстройства пищеварения. При легком отравлении через 2—3 недели нарушенные функции организма восстанавливаются по мере выведения ртути из организма (эту работу выполняют в основном почки, железы толстых кишок и слюнные железы).

Если поступление ртути в организм происходит очень малыми дозами, но в течение длительного *врежд*, то наступает хроническое отравление. Для него характерны прежде всего повышенная утомляемость, слабость, сонливость, апатия, головные боли и головокружения. Как видно, эти симптомы очень легко спутать с проявлениями других заболеваний или даже с недостатком витаминов. Поэтому распознать такое отравление непросто. Из других проявлений ртутного отравления следует отметить психические расстройства. Раньше

ше их называли «болезнью шляпников», так как для размягчения шерсти, из которой изготовляли фетровые шляпы использовали нитрат ртути $Hg(NO_3)_2$. Это расстройство описано в книге Льюиса Кэрролла «Алиса в стране чудес» на примере одного из персонажей — Сумасшедшего Шляпника.

Опасность хронического отравления ртутью возможна RO всех помещениях, в которых металлическая ртуть находится в соприкосновении с воздухом, даже если концентрация ее паров в воздухе очень мала — порядка 0,01 мг/м^3.

Но разве ртуть при комнатной температуре испаряется? Ведь температура кипения ее очень высока — 357°С. Действительно, при комнатной температуре давление паров ртути-не превышает 0,001 мм ртутного столба (это примерно в миллион, раз меньше атмосферного давления). Но и такое малое давление означает, что в каждом кубическом сантиметре воздуха содержится 30 триллионов атомов ртути! И вот что еще плохо: поскольку силы притяжения между атомами ртути малы (именно поэтому этот металл жидкий), испаряется ртуть довольно быстро, хотя на первый взгляд кажется, что пролитые капли ртути долгое время совсем не уменьшаются в размерах. А отсутствие цвета и запаха у паров ртути приводит к тому, что многие недооценивают опасность. Чтобы сделать этот факт очевидным в буквальном смысле этого слова, в 1942 году в США провели такой опыт. В небольшую пластмассовую чашечку налили немного ртути так, что образовалась лужица диаметром около 2 см. Эту лужицу присыпали мелким флюоресцирующим порошком (слово «флюоресцирующий» происходит от латинского корня *fluor* — поток и суффикса *escentia,* означающего слабое действие) — примерно таким, каким покрывают изнутри кинескопы телевизоров или лампы дневного света. Если такой порошок осветить невидимыми ультрафиолетовыми лучами, он начинает ярко светиться. Когда такой порошок просто насыпали в чашечку и облучили ультрафиолетом, было видно равномерное свечение дна чашки. Но когда под порошком находилась ртуть, на ярком фоне были видны темные движущиеся «облачка». Особенно отчетливо .)то было видно в том случае, когда в комнате было небольшое движение воздуха.

Объясняется опыт просто: ртуть в чашечке непрерывно испаряется и ее пары свободно проходят сквозь тонкий слой флюоресцирующего порошка. Пары ртути обладают способностью сильно поглощать уль?рафиолетовое излучение. Полтому в тех местах, где над чашечкой поднимались невидимые «ртутные струйки», ультрафиолетовые лучи задерживались в поздухе и не доходили до порошка. В этих местах и были видны темные пятна.

В последующем этот опыт усовершенствовали так, чтб его могли наблюдать сразу много зрителей в большой аудитории. Ртуть на этот раз находилась в обычной склянке без пробирки, откуда ее нары свободно выходили наружу. За склянкой поставили экран, покрытый флуоресцирующим порошком, а перед ней — ультрафиолетовую лампу. При включении лампы экран начал ярко светится, и на светлом фоне ясно были видны движущиеся тени. Это означало, что в этих местах ультрафиолетовые лучи задержались парами ртути и не смогли достичь экрана.

Как показали специальные измерения, после установления равновесия между жидкой ртутью и ее парами при комнатной температуре концентрация паров ртути в воздухе в сотни раз превышает допустимую для дыхания. Но если открытую поверхность ртути покрыть водой, скорость ее испаргния снижается примерке, в миллион рал. Происходит это потому, что ртуть очень плохо растворяется в воде: в отсутствие воздуха в одном литре воды может раствориться 0,06 мг ртути. Соответственно, очень сильно должна уменьшиться и концентрация паров ртути в воздухе при условии его вентиляции (при полном отсутствии вентиляции концентрация паров ртути в воздухе будет такой же, как и при отсутствии защитного водного слоя). Это было проведено в компании «Бетхелем аппаратус» в Пенсильвании (США), в цехах которой за годы их существования было перегнано и расфасовано тысячи тонн жидкой ртути. В одном из опытов около 100 кг ртути налили в два одинаковых лотка размерами 78 х 21 х 7 см, один из которых залили слоем воды толщиной около 2 см и оставили на ночь. На утро замерили концентрацию паров ртути на высоте 10 см от каждого лотка. Там, где ртуть залили водой, ее было в воздухе 0,05 мг/м^3 — чуть больше, чем в комнате (0,03 мг/м^3). А над свободной поверхностью ртути прибор зашкалил...

Все это стало известно сравнительно недавно, а в прошлом с ртутью обращались довольно беспечно. О ртути знали древние индийцы, китайцы, египтяне. Греческий врач Диоскорид, живший в I веке до Н. э., дал ей название *hydrargyros,* т. е. «водяное серебро». Близкое по значению название — *Quecksilber* (т. е. «подвижное серебро») сохранилось в немецком языке (интересно, что *quecksilberig* по-немецки означает «непоседливый»). Старинное английское название ртути - *quicksilver* («быстрое серебро»).

Ртуть и ее соединения в древности и в Средние века Использовались в медицине, а также для приготовления красок. Но были и довольно необычные.применения. Так, в середине X века мавританский король Абд ар-Рахман III построил дворец близ Кордовы в Испании, во внутреннем дворике которого был фонтан с непрерывно льющейся струей ртути (напомним, что богатые месторождения ртути в Испании были известны еще в древности, и сейчас по добыче ртути эта страна занимает ведущее место). Еще оригинальнее был другой король, имя которого история не сохранила: он спал на матрасе, который плавал в бассейне из ртути! Ртутью травились не только короли, но и многие ученые, в числе которых был Исаак Ньютон (одно время он очень интересовался алхимией). Да и в наше время небрежное обращение со ртутью нередко приводит к печальным последствиям. Из всего сказанного следует, что пролитую в помещении ртуть следует собирать самым тщательным образом. Особенно много паров образуется, если ртуть рассыпалась на множество мельчайших капелек, которые забились в различные щели, например между плитками паркета. Поэтому все эти капельки необходимо собрать. Лучше всего это сделать с помощью оловянной фольги, к которой ртуть легко прилипает, или же медной проволочкой, промытой в азотной кислоте. А те места, где ртуть еще могла бы задержаться, заливают 20%-ным раствором хлорного железа. Хорошая профилактическая мера против отравления парами ртути — тщательно и регулярно, в течение многих недель или даже месяцев, проветривать помещение, где была разлита ртуть.

В смысле отравления ртутными нарами большую опасность представляют лампы дневного света. Кто не видел на свалке белые трубки перегоревших ламп? Однако каждая такая трубка содержит до 0.2 г жидкой ртути, которая, если трубку разбить, начинает испаряться и загрязнять воздух. Когда лампа горит, ртуть испаряется и разряд происходит в ее парах. После охлаждения лампы ртуть оседает на ее поверхности мелкими капельками, которые видны невооруженным глазом. Поэтому разбивать такие лампы совершенно недопустимо.

НАРКОТИКИ ГЛАЗАМИ БИОХИМИКА

План

1. Общие сведения о наркотических веществах.
2. Подробнее об опиатах.
3. Подробнее об алкоголе.
4. Подробнее о кокаине.
5. Подробнее о барбитуратах.

1. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ О НАРКОТИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ

Наркомания — серьезная медицинская и социальная проблема. Как показывает статистика, именно школьные годы наиболее опасны с точки зрения втягивания в среду наркоманов. По официальным данным, каждый пятый наркоман в стране — школьник, а по неофициальным — каждый третий учащийся школы хотя бы раз пробовал наркотики, начиная с 11 — 12 лет. Мотивами для первоначального приема наркотиков служат любопытство, подражание старшим или сверстникам, неудовлетворенность положением в семье и в школе, стремление найти свое место в группе товарищей, протест против навязываемых норм поведения, одиночество.

С точки зрения химии лекарственных препаратов различают такие типы наркотической зависимости: алкогольный, амфетаминовый, барбитуратный, каннабиноловый (употребление марихуаны, гашиша), кокаиновый, галюциногенный, опиатный (употребление опиума, морфина, героина, кодеина, промедола, метадона), употребление летучих жидкостей.

Также существует классификация, основанная на способах введения наркотиков в организм: через легкие, кишечник, внутривенно.

Что касается механизма действия наркотиков, то его считают физико-химическим, не связанным непосредственно с какими-либо химическими реакциями между ними и плазмой нервных клеток. Большинство наркотических соединений — неэлектролиты, плохо растворимы в воде, почти не претерпевают изменений в организме и выводятся из него практически в неизмененном виде. Для удобства введения наркотиков их иногда растворяют не в воде, а в спирте, или же переводят в растворимые в воде соли.

2. ПОДРОБНЕЕ ОБ ОПИАТАХ

Расскажем немного подробнее о химии некоторых наркотиков.

Теоретической основой органической химии является теория строения органических веществ А. fyl. Бутлерова. Смысл одного из положений этой теории состоит в том, что, исходя их химического строения соединения, можно предсказать его свойства, а но свойствам — предсказать строение. Известно, например, множество анальгетиков — соединений, которые обладают обезболивающим действием, поэтому есть вероятность, что в их строении можно найти сходные фрагменты. Считается, что рецепторы (участки мембран нервных клеток), с которыми связываются наркотические анальгетики, имеют следующие особенности:

— отрицательно заряженный ион, связывающийся с поилми аммония (NH_4) или его аналогами;

— плоский участок, с которым связываются плоские циклические (ароматические) группы атомов;

— между рецепторами есть полость, в которую могут входить цепи атомов, связывающих ароматические группы и аммониевые ионы.

Вызывает удивление, почему клетки мозга имеют рецепторы, почти точно подходящие под чуждые организму молекулы. Оказывается, мозг вырабатывает собственные болеутоляющие вещества, называемые эндорфинами и энкефалинами. действующие на тот же рецептор. Хотя структурные формулы наркотических анальгетиков и эндорфинов или :шкефалинов на первый взгляд могут показаться совершенно непохожими, в действительности некоторые части этих молекул одинаковы, и это именно те части, которые отвечают за болеутоляющее действие. Поэтому при длительном применении обезболивающих средств происходит постепенное замещение веществ, вырабатываемых самим организмом, на ис <усственные, вводимые в виде лекарств. В результате организм утрачивает способность самостоятельно бороться с болью и попадает в зависимость от лекарственных препаратов. Поэтому наркотические анальгетики (это прежде всего морфин и его синтетические заменители) используют в случае очень сильных или продолжительных болей, а в более легких случаям применяют другие виды лекарств.

3. ПОДРОБНЕЕ ОБ АЛКОГОЛЕ

В старой арабской легенде рассказывается, как некий ал химик в поисках «эликсира жизни» стал перегонять старое вино, к которому добавил поваренной соли, и подучил спирт. Он попробовал его и обнаружил опьяняющее действие. Изумленный поразительными свойствами спирта прогонять печаль и вызывать бодрость, алхимик решил, что ему удалось открыть «воду жизни». Однако это был всего лишь этиловый, или винный спирт (этанол). В качестве лекарства под названием «живительные капли» этанол применял итальянский алхимик Раймонд Луллий (1235—1315). В 1350 году ирландский полководец Саваж впервые попробовал поднять боевой дух своих воинов напитком «аквавит», прототипом современной водки. Но вскоре хвалебные гимны сменились проклятиями в адрес этанола, этого «великого лжеца», прозванного чумой XX века.

Не все знают, что этанол — естественный продукт обмена веществ, В крови и тканях здорового, абсолютно трезвого человека всегда содержится от 0,003 до 0,006 % этанола. Опьяняющее действие спирта зависит от состояния здоровья, мае-

сы тела, пола человека, принятой дозы и времени, прошедшего с момента приема алкогольного напитка. Прием трех рюмок водки (50 мл каждая) в течение часа вызывает появление 0,05% этанола в крови, на что сразу реагируют в основном кора головного мозга, центры внимания и самоконтроля.

Какое-то количество алкоголя организм поначалу может нейтрализовать относительно безнаказанно. Но когда количество выпитого начинает угрожать жизни, он предпринимает чрезвычайные насильственные меры и пытается избавиться от яда, вызывая рвоту. Если же человек перешагивает и через этот барьер и пьет дальше, то организм последним усилием выбивает из рук пьющего стакан со спиртным. Возникает мышечное расслабление, которое не позволяет удержать посуду в руке. Но поскольку алкоголь всасывается в организме мгновенно, то некоторые успевают выпить и смертельную дозу.

Этанол растворим не только в воде, но и в жирах, что позволяет ему взаимодействовать с липидами мембран нервных клеток. Спирт подавляет передачу нервных сигналов между нервными клетками. Это замедляет работу мозга. Чтобы понять, как это происходит, следует рассмотреть, как передаются нервные сигналы. Когда нервные клетки (нейроны) находятся в покое, на нервных окончаниях накапливаются ионы кальция. Когда сквозь нейрон проходит импульс, ионы кальция высвобождаются и вызывают выход молекул переносчика, которые перемещаются к соседней клетке, передавая ей сигнал. Спирт, как полагают, уменьшают число ионов кальция на нервных окончаниях. Это препятствует выходу переносчика и, таким образом, делает невозможным передачу сигнала. Когда это происходит, нормальная работа мозга нарушается. ,

4. ПОДРОБНЕЕ О КОКАИНЕ

Кокаин — одно из древнейших стимулирующих средств, с незапамятных времен использующееся для обезболивания и наркоза. Химическая структура этого пиридинового алкалоида довольно сложна.

Кокаин, покупаемый на улице, может содержать до 10 % чистого препарата. Остальные 90 % — это вещества, усиливающие отравляющее действие кокаина и увеличивающие объем смеси. Так, в качестве добавок применяют сахара (маннитал, лактоза), стимуляторы (кофеин, амфетамин) или местные обезболивающие средства (лидокаин, прокаин), придающие эффект «замораживания» или онемения, который многие потребители принимают за действие кокаина. Последствия от использования таких смесей не может предсказать даже самый опытный наркоман или врач-иарколог.

В последнее время получил распространение так называемый крэк-кокаии, который можно курить. Он вызывает привыкание быстрее, чем обычный кокаин. Одно-два употребления — и человек становится рабом крэка. Быстро накапливаясь в организме до сверхкритических доз, этот наркотик может вызвать остановку сердца даже у самого выносливого спортсмена.

Первые ощущения после приема кокаина очень приятны, но такое состояние длится очень недолго. На смену ему приходит усталость, раздражительность и депрессия. Появляется непреодолимое желание снова употребить наркотик. Развивается особый кокаиновый психоз, сопровождающийся чувствами тревога и страха, зрительными, а чаще слуховыми галлюцинациями. Больные становятся жестокими и даже беспощадными. С их стороны возможны преступные действия по отношению к окружающим.

Кокаин сужает сосуды. Поскольку его вдыхают через нос, он сужает сосуды слизистой оболочки носа, поэтому кровь недостаточно снабжает ее кислородом, вследствие чего на ней образуются язвы.

5. ПОДРОБНЕЕ О БАРБИТУРАТАХ

Основу этих наркотических веществ составляют азотсодержащие гетероциклы — 5,5-дизамещенные барбитуровой кислоты. Вещества этой группы (фенобарбитал, люминал, гексенал) применяются в медицине как сильные снотворные средства. Наркотическое опьянение происходит от двойной или тройной дозы этих препаратов. Если такую дозу примет здоровый человек для того, чтобы уснуть, он забудется долгим, очень глубоким сном. Но если снотворное принимает не измученный бессонницей человек, с установкой не на сон, а на опьянение, то лекарство произведет совсем другое действие. Наступит опьянение, очень похожее на алкогольное. Появятся беспричинное веселье, желание двигаться, говорить, затем нарушится координация движений и речь, но опьяневший не заметит этого. Через 2—3 часа человек все же засыпает, а после пробуждения у него отмечаются обычные признаки отравления: разбитость, головная боль, тошнота, рвота.

Как и при приеме любого наркотика, при злоупотреблении снотворными препаратами организм подает тревожные сигналы: появляется резь в глазах, тошнота, рвота, проливной пот. Организм защищается всеми доступными средствами и пытается избавиться от избытка вредного вещества. При долгом злоупотреблении этими препаратами защитные реакции организма подавляются и не проявляются даже при смертельном отравлении.

При приеме барбитуратов в течение 1—3 месяцев наступает психическая и физическая зависимость от них, в течение 6 месяцев — развиваются психозы, а после использования в течение нескольких лет снижается интеллект, появляются признаки тяжелого поражения мозга.

ЦИНК

План

1. Общая характеристика элемента
2. Немного истории.
3. Металлический цинк.
4. Сплавы цинка.
5. Соединения цинка.
6. Биологическая роль цинка.

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТА

Элемент цинк (Zn) в таблице Менделеева имеет порядковый номер 30. Он находится в IV периоде II группы. Атомный вес — 65,37. Электронная конфигурация

$$Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p«3d^{io}4s^2.$$

Цинк представляет собой синевато-белый металл, плавящийся при 419°С, а при 913°С превращающийся в пар; плотность его равна 7,14 г/см^3. В нормальных условиях цинк довольно хрупок, но при 100— 110°С он хорошо гнется и прокатывается в листы. При обыкновенной температуре ка воздухе цинк покрывается тонким слоем окиси или основного карбоната, предохраняющим его от дальнейшего окисления. Вода почти не действует па цинк, т. к. образующаяся на поверхности цинка при взаимодействии с водой гидроокись практически нерастворима и препятствует дальнейшему течению реакции. В кислотах цинк легко растворяется, как и в щелочах.

2. НЕМНОГО ИСТОРИИ

Соединения цинка и его сплавы известны человечеству с глубокой древности, металлический же цинк был получен значительно позднее, чем железо, свинец, олово. Это объясняется тем, что обычные способы плавки руды с углем здесь не достигали цели; чтобы восстановить цинк, его надо быстро нагреть до температуры около 1000Х, но при этом он кипит и в виде паров теряется вместе с дымовыми газами. Только после того, как научились конденсировать пары цинка в глиняных сосудах, стало возможным получение металла в свободном состоянии. Полагают, что такой дистилляционный способ получения свободного цинка впервые был изобретен в Китае.

Латунь (сплав меди с цинком) была известна грекам, индийцам и другим народам Востока, употреблявшим ее для изготовления различных предметов домашнего обихода, художественного литья и украшений. Приготовление латуни восстановлением особой земли (так назывались в древности многие минералы, содержащие цинк, отличия между которыми не делали) кадмия углем в присутствии меди описывают Аристотель (IV в. до н.э.), Плиний Старший, Гомер. Плиний Старший (I в. до н. э.) описывает лекарственные средства, содержащие цинк, которые употреблялись для заживления ран и при лечении глазных болезней.

В доисторичских дакийских развалинах в Трансильвании был найден идол, отлитый из сплава, содержащего 87 % цинка. Получение металлического цинка из галлия $Zn_4(SLO_7)$-H,O впервые описывает Страбон (I в. до н. э.). Цинк в этот период называли тутией, или фальшивым серебром.

В X—XI вв. до н. э. искусство получения цинка в Европе было утрачено, и он ввозился сюда под названием индийского олова из Китая и Индии.

В конце XIII в. н. э. итальянский путешественник Маркс Поло описал способ получения металлического цинка в Персии. В 1637 году метод выплавки цинка и его свойства описываются в китайской книге «Циян конг кан у». "Казалось бы, что раз метод получения описан в литературе, то его легко могли перенять другие народы и применять у себя на родине. Но этого не случилось. Экономическая и культурная разобщенность народов Европы, слабые транспортные :вязи, а главное, стремление многих ученых описывать свои открытия на непонятном языке — все это препятствовало быстрому распространению технических достижений.

Вторично получение цинка в Европе стало известно в начале XVI в., когда о способе его выплавки упоминают в своих сочинениях Георг Агрикола (1494—1555 гг.) и Теофраст Парацельс (1494—1541). Однако и после этого цинк в Европе был большой редкостью, что продолжалось почти до конца XVIII в.

Название же «цинк» происходит от латинского слова, обозначающего бельмо или белый налет, и вперв ые встречается у Парацельса в 1530 году. Роберт Бойль назвал цинк «спелтером», М. Ломоносов в 1742 году ввел название «цинк», но оно не пользовалось успехом. Чаще всего цинк называли «шлиаутер».

В 8-м издании «Основ химии» (1906) Д. II. Менделеев употребил современное название цинка, но наряду с этим ставит в скобках его название — «шпиаутер».

3. МЕТАЛЛИЧЕСКИЙ ЦИНК

В XVI в. были предприняты первые попытки выплавить цинк в заводских условиях. Но производство «не пошло», технологические трудности оказались непреодолимыми. Цинк пытались получать так, как и другие металлы. Руду обжигали, превращая цинк в окись, а затем эту окись восстанавливали с углем. Цинк, естественно, восстанавливался, взаимодействуя с углем, но ... не выплавлялся. Не выплавлялся потому, что этот металл уже в плавильной печи испарялся -- температура его кипения всего 906°С. А в печи был воздух. Встречая его, пары активного цинка реагировали с кислородом, образовывался исходный продукт — окись цинка.

Наладить цинковое производство в Европе удалось лишь после того, как руду стали восстанавливать в закрытых ретортах без доступа воздуха. Примерно так же «черновой» цинк получают и сейчас, а очищают его рафинированием.

Чисто цинковые руды в природе почти не встречаются. Соединения цинка входят в состав полиметаллических руд. Полученные при обогащении руды цинковые концентраты содержат 48—65 % цинка, до 2 % меди, 2% свинца, 12 % железа.

Сейчас примерно половину цинка получают пирометаллургическим способом.