

Н.Е. Кузнецова
Н.М. Титова
Н.Н. Гара



И



И

Я



O
ОКСИГЕН 16,0000

9

КЛАСС



ВЕНТАНА
ГРАФ

А Л Г О Р И Т М У С П Е Х А

Н.Е. Кузнецова
И.М. Титова
Н.Н. Гара

X_e

И

M_g

И

Я

9

КЛАСС

**Учебник для учащихся
общеобразовательных
организаций**

Рекомендовано
Министерством просвещения
Российской Федерации

8-е издание, переработанное



Москва
Издательский центр
«Вентана-Граф»
2019

Дорогие друзья!

В 8 классе вы приступили к изучению основ удивительной науки — химии. Вы узнали, что эта наука изучает превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и (или) строения. Опираясь на наблюдения и эксперимент, вы познакомились с различными веществами и их свойствами, с химическими реакциями (превращением одних веществ в другие), с языком химической науки. Усвоив электронную теорию строения веществ и один из основных законов естествознания — Периодический закон в виде Периодической системы химических элементов, вы, наверное, осознали большую роль этих теоретических знаний в обобщении, объяснении и предсказании природных явлений.

В 9 классе вы продолжите систематическое изучение основ химии: глубже и конкретнее рассмотрите свойства групп химических элементов, изучите их соединения, а также характерные для этих соединений химические реакции. Хорошо усвоенные знания об этих химических объектах послужат фундаментом для изучения основ химической технологии — науки о промышленных способах получения важных для человека веществ и материалов. Ведущую роль при этом будут играть теоретические знания, которые в 9 классе пополнятся теорией электролитической диссоциации, закономерностями протекания химических реакций.

Помимо собственно химического содержания, курс химии включает экологические и исторические сведения, а также знания, необходимые в повседневной жизни. Они помогут вам понять значение химии в жизни каждого человека, в сохранении его здоровья, окружающей среды, в создании материальных благ.

Для наиболее любознательных учеников, желающих углубить свои знания по отдельным вопросам, в некоторые главы учебника включён дополнительный материал исторического, экологического и прикладного характера.

Систематизации знаний способствуют обобщающие выводы к главам и некоторым параграфам, выделение основных понятий, которые должны быть усвоены, классификационные схемы, сравнительные и обобщающие таблицы. Глубоко и основательно усвоить учебный материал помогут также рисунки и описания демонстрационных и лабораторных опытов, практических работ. В начале каждого параграфа содержатся вопросы, направленные на актуализацию ранее изученного материала, являющиеся базой для изучения нового материала.

Однако никакой учебник не обеспечит качественного усвоения знаний без вашей активной самостоятельной работы. Для её организации в каждый

параграф учебника включены проблемные вопросы. Описание лабораторных опытов дано в виде руководства к выполнению экспериментов. Для решения химических задач и описания веществ предложены планы – характеристики химических объектов и алгоритмы действий. В конце параграфов выделены основные понятия, которые должны быть хорошо усвоены.

В каждый параграф включена серия заданий, содержащих комплексные межпредметные проблемы разного уровня сложности, и задания творческого характера. Они помогут вам реализовать ваш творческий потенциал, развить интерес к химии, к практическому применению полученных знаний.

Авторы учебника желают вам успешной учёбы!

Глава 1. Химические реакции и закономерности их протекания

В курсе химии 8 класса вы познакомились с различными химическими реакциями, их классификациями и уравнениями, а также законами, которым они подчиняются. Цель изучения химических реакций на данном этапе – продолжить накопление знаний о них, о закономерностях их протекания, чтобы активно использовать эти знания для самостоятельного объяснения и предсказания реакций электролитов, металлов и неметаллов, для раскрытия химизма изучаемых производств. Для этого важным является выяснение вопросов: почему и как происходят химические реакции?

§ 1

Энергетика химических реакций

- ? Дайте определение понятия «химическая реакция».
Запишите уравнение реакции оксида кальция с водой, дайте её характеристику.
Как объяснить на примере химических реакций закон сохранения массы веществ?

В природе постоянно происходят различные явления (физические, химические, геологические, биологические и др.). Их изучением занимаются естественные науки. Химические явления (реакции) изучает наука химия, поэтому химические реакции – важнейший объект её познания. Химические реакции всегда непосредственно связаны с веществами, с которыми они происходят. Взаимосвязь веществ и химических реакций отражена в определении химии.



Химия – наука, изучающая вещества, их превращения, а также способы управления этими превращениями.

Мы живём в мире химических превращений веществ, протекающих в недрах и на поверхности Земли, в океане, в атмосфере и стратосфере. Множество реакций осуществляется в двигателях внутреннего сгорания, в производственных аппаратах, в клетках живых организмов, в окружающей нас живой и неживой природе. Одни реакции протекают чрезвычайно быстро (сгорание пороха, взаимодействие водорода и кислорода со взрывом в эвдиометре), другие реакции, наоборот, протекают медленно (взаимодействие оксида кремния (IV) и воды с горными породами). Многие из реакций человек может наблюдать непосредственно и контролировать их осуществление, но ещё больше таких, ход которых проследить весьма сложно (реакции, протекающие в живых организмах, в живой и неживой природе). Неисчислимо многообразие химических реакций, как известных, так и ещё не изученных, но по мере развития науки и методов научного исследования расширяются и углубляются знания о химических реакциях.

Суть химической реакции заключена в превращении *исходных веществ* (реагентов) в *продукты реакции*.

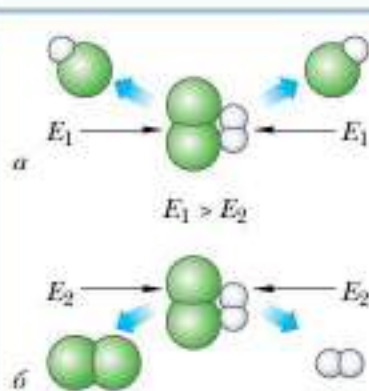


Рис. 1. Возможные варианты столкновения молекул:
а – столкновение, приводящее к химическому взаимодействию;
б – соударение, не приводящее к химической реакции

Проблема. Всегда ли между веществами происходят химические реакции? Какие условия необходимы для их возникновения и протекания?

Выясним условия, необходимые для возникновения реакций. Каждое вещество как химическая система обладает внутренней энергией. Она включает в себя *кинетическую энергию* образующих её частиц (молекул, атомов, ионов) и *потенциальную энергию* их возможных взаимодействий между собой. Чтобы произошла реакция между веществами-реагентами, их взаимодействующие частицы должны столкнуться и, кроме этого, обладать достаточной энергией для преодоления некоторого энергетического барьера, мешающего им вступить во взаимодействие.

Далеко не каждое столкновение молекул приводит к их взаимодействию, а только незначительное их число, так называемые **активные столкновения** (рис. 1, *а*). Подавляющее число соударений молекул не приводит к образованию новых веществ и напоминает соударение «упругих шаров»: молекулы

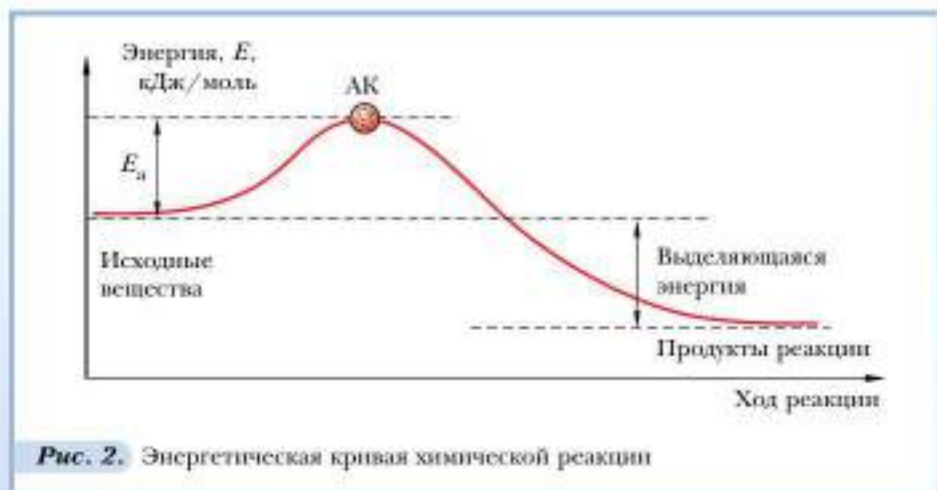
сталкиваются и разлетаются, не прореагировав друг с другом (рис. 1, б). С ростом температуры, например при подогревании реагирующих веществ, число активных соударений возрастает. К реакции приводит столкновение только тех молекул или других частиц, у которых запас энергии достаточен для взаимодействия, для преодоления энергетического барьера. Большинство веществ достаточно устойчивы, иначе они не могли бы существовать. Для того чтобы произошло взаимодействие, должен произойти разрыв химических связей между частицами в исходных веществах. При этом образуются временные непрочные, менее устойчивые, чем реагенты и продукты реакции, соединения. Их называют **активированными комплексами (АК)**.

Минимальная энергия, которой должны обладать молекулы (или другие частицы вещества), чтобы их столкновение привело к взаимодействию и образованию новых веществ, называется **энергией активации**.

Энергия активации представляет собой разность между высокой потенциальной энергией АК и низкой потенциальной энергией исходных веществ (рис. 2):

$$E_a = E_{\text{АК}} - E_{\text{исх. в-ва}}$$

Итак, осуществление реакции зависит от природы веществ-реагентов (в том числе их внутренней энергии), условий возникновения и протекания реакции и внешних факторов. Рассмотрим это на примере реакции железа с серой.



Взаимодействие серы с железом. Приготовим смесь из 7 г железа и 4 г серы. Убедимся, что железо и сера сохраняют в смеси свои свойства (железо намагничивается, сера не тонет в воде). Нагреем часть смеси. Через некоторое время смесь загорается со вспышкой. Мы наблюдаем признаки реакции: выделение света

и тепла. Образовалось новое вещество с новыми свойствами (оно не намагничивается магнитом и тонет в воде). Это вещество – сульфид железа (II) FeS .

Из опыта следует, что условиями начала реакции послужили:

- измельчение и соприкосновение веществ-реагентов (железа и серы);
- предварительное нагревание их смеси.

Итак, для возникновения реакции необходимо:

- столкновение молекул (или других частиц) веществ-реагентов, обладающих необходимым запасом энергии;
- создание условий для протекания реакции.

Характерной особенностью и признаком химических реакций является то, что они сопровождаются выделением или поглощением энергии.

Энергия химических реакций называется **химической энергией**.

Из курса физики вы знаете взаимопревращения разных видов энергии.

Чаще всего химические реакции сопровождаются превращением химической энергии в тепловую энергию, и наоборот, тепловая энергия и другие её виды превращаются в химическую энергию. В 8 классе вы познакомились с классификацией реакций по энергетическому признаку (см. учебник химии для 8 класса).



Вспомните, какие реакции называются экзотермическими и эндотермическими. Приведите примеры таких реакций.

Следует иметь в виду, что одно и то же вещество может участвовать и в *экзотермических*, и в *эндотермических процессах*. Известно, что многие реакции в одних условиях протекают с выделением энергии, в других – в обратном направлении, т. е. с её поглощением. Так, при температуре $600\text{ }^{\circ}\text{C}$ водород с кислородом реагируют со взрывом и с выделением большого количества теплоты, образуя воду. При температуре $4000\text{ }^{\circ}\text{C}$, наоборот, водяные пары разлагаются на водород и кислород с поглощением энергии.

Важнейшей характеристикой химической реакции является её *тепловой эффект*. Напомним, что **тепловой эффект** – это то количество теплоты, которое выделяется или поглощается во время реакции.

Протекание химических реакций связано с разрывом химических связей в веществах-реагентах и образованием новых химических связей в продуктах реакции. Тепловой эффект реакции определяется разностью энергии образующихся связей и тех, которые претерпели разрыв. Он обозначается буквой Q и выражается в килоджоулях на моль (кДж/моль). Однако в некоторых книгах и учебниках теплота представлена в калориях и килокалориях (ккал). В современной медицинской и популярной литературе, касающейся питания, используются именно эти единицы теплоты и калорийности пищи. Для измерения количества энергии, высвобождаемой или поглощаемой в результате химической реакции, используются *калориметры*, представляющие теплоизолированные сосуды (с калориметрами вы знакомы из курса физики).

Итак, тепловой эффект реакции равен разности между теплотой образования (энергией связи) продуктов реакции и исходных веществ. Чем больше тепла выделяется при образовании соединения, например оксида магния MgO, полученного горением магния на воздухе, тем оно устойчивее, и наоборот, соединения, при образовании которых энергия поглощается, малоустойчивы (NO и др.). Измерение и расчёты тепловых эффектов позволяют составить правильное представление об энергетической ценности реакции, возможном её направлении и взаимоотношениях её внутренних этапов.

Уравнение реакции, в котором обозначен тепловой эффект, называется **термохимическим уравнением**.

Задание. Запишите термохимические уравнения приведённых выше экзотермических и эндотермических реакций.

Обобщим сведения о тепловом эффекте реакции, изучив схему (рис. 3).

Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных веществ и конечных продуктов реакции, но не зависит от пути перехода реагентов в продукты, т. е. от промежуточных этапов реакции (закон Гесса).



Рис. 3. Зависимость направления химической реакции от запаса энергии веществ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Химия • Химическая энергия • Тепловой эффект • Термохимическое уравнение

Вопросы и задания

1. Что представляет собой внутренняя энергия вещества?
2. Что такое энергия активации, какова её роль в возникновении реакции?
3. Предложите возможные варианты изменения условий протекания реакций, влияющие на снижение энергетического барьера.
4. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения аммиака в кислороде с образованием молекулярного азота и воды, зная энергии связей веществ, участвующих в реакции: NH_3 – 1161 кДж/моль, O_2 – 492 кДж/моль, N_2 – 942 кДж/моль, H_2O – 919 кДж/моль.

§ 2

Скорость химической реакции. Химическое равновесие

- ? Опишите, как осуществляются такие реакции, как ржавление железа, взаимодействие цинка с соляной кислотой, скисание молока. Назовите признаки этих реакций.

В процессе изучения химии вы неоднократно наблюдали, что реакции протекают неодинаково: одни – быстро, другие – медленно, т. е. идут с разной скоростью.

- ? Приведите примеры реакций, протекающих с разной скоростью.

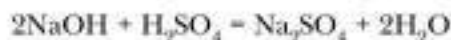
Понятие «скорость» вам хорошо известно из курса физики. Скорость показывает изменения какой-либо величины во времени.

Действительно, разные реакции протекают по-разному. Многие реакции протекают очень быстро, например реакции обмена между растворами кислот и оснований или некоторых солей друг с другом. Мгновенно происходят реакции, которые сопровождаются взрывом, например взаимодействие водорода с фтором. Некоторые же реакции осуществляются в течение более длительного времени, иногда нескольких часов или лет. Примером таких реакций служат превращения, происходящие в горных породах под воздействием атмосферных явлений (дождя, ветра и др.). С разной скоростью протекают и биохимические процессы в организмах.

Скорость химических реакций — один из решающих параметров протекания химических процессов, осуществляемых в промышленности, в научно-производственной деятельности, так как он определяет производительность и эффективность производства. Даже в том случае, если химизм пере-

работки сырья прост, но время, затраченное на получение продукта, значительно, такой процесс нерентабелен. Как определить скорость химической реакции?

Подумаем вместе: в реакцию вступают разные вещества и в разном состоянии: твёрдом, жидком, газообразном. Обратимся к известным вам реакциям обмена, протекающим в растворе, например к реакции нейтрализации:



Очевидно, что по мере протекания химической реакции исходные вещества (гидроксид натрия и серная кислота) расходуются, следовательно, с течением времени будет уменьшаться их концентрация, а концентрация образующихся веществ (сульфата натрия и воды) будет увеличиваться.

Это обусловлено тем, что в начале реакции концентрация реагентов наибольшая, а следовательно, наибольшая вероятность соударений частиц реагирующих веществ. По мере того как исходные вещества превращаются в продукты реакции, концентрация этих веществ уменьшается. Вместе с этим уменьшается и вероятность столкновения молекул (или других частиц, например ионов).



Скорость химической реакции измеряется изменением концентраций реагирующих веществ в единицу времени.

Если при постоянной температуре и объёме концентрация одного из реагирующих веществ уменьшилась от c_1 до c_2 за промежуток времени от t_1 до t_2 , то в соответствии с определением скорость реакции за этот промежуток времени равна:

$$v = -\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Для реакций, протекающих в растворах, концентрации реагентов выражаются в молях на 1 л (моль/л), а скорость реакции в молях на 1 л за 1 с (моль/л · с).

Скорость химических реакций **зависит от многих факторов**. Важнейшие из них:

- природа реагирующих веществ и степень их измельчения (для твёрдых веществ);
- концентрация реагентов;
- температура;
- катализаторы.

На реакции газообразных веществ оказывает влияние *давление*, так как с изменением давления изменяется их концентрация. Чем выше давление,

тем меньше объём смеси газов, а следовательно, больше концентрация веществ в этом уменьшенном объёме.

Рассмотрим влияние указанных выше факторов на скорость химической реакции.

Природа реагирующих веществ (строение, внутренняя энергия, химические свойства и др.) оказывает решающее влияние на скорость реакции. Например, галоген фтор реагирует с водородом уже при комнатной температуре чрезвычайно энергично, со взрывом, реакция же брома с водородом идёт значительно медленнее даже при нагревании. Это говорит о разной реакционной способности фтора и брома по отношению к водороду.

Реакционная способность веществ характеризуется их природой. Но о реакционной способности веществ — участников реакции судят по величине её скорости.

Чем больше **концентрация** вступающих в реакцию веществ, тем чаще столкновение их молекул или других частиц во время их неупорядоченного движения в растворах или газах.

Степень измельчения реагентов также влияет на скорость реакции. Твёрдые вещества быстрее реагируют в мелкоизмельченном состоянии, и реакции с их участием протекают быстрее.

Температура также оказывает влияние на скорость химических реакций: с её повышением скорость реакции, как правило, возрастает, так как возрастает скорость движения частиц.

Экспериментально доказано, что при повышении температуры на $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость увеличивается в два—четыре раза (если принять, что при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость реакции равна 1).

Однако при дальнейшем повышении температуры скорость реакции резко возрастает, например при увеличении температуры до $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ скорость некоей реакции увеличивается в восемь раз, а при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ её скорость увеличивается более чем в тысячу раз. Этим объясняется роль нагревания веществ для начала и ускорения хода реакции. Вы неоднократно убеждались в этом при наблюдении или самостоятельном проведении опытов (подогревание смеси серы с железом приводит к их бурной реакции, нагревание пробирки с цинком и с раствором соляной кислоты значительно ускоряет реакцию и др.).

Убедимся во влиянии перечисленных факторов на скорость реакции, проделав лабораторные опыты.



1. В две пробирки налейте (не более половины пробирки) раствор HCl (1 : 2). Осторожно опустите в них по кусочку металлов разной природы: цинка и магния. Что наблюдаете?
2. В две пробирки, наклонив их, опустите по кусочку одного и того же металла — цинка и осторожно прилейте растворы

серной кислоты: в первую пробирку раствор 1 : 5, а во вторую – 1 : 10. В какой из них реакция идёт быстрее?

3. Возьмите две пробирки с одинаковыми растворами соляной кислоты (1 : 2). В первую пробирку добавьте гранулу цинка, а во вторую пробирку осторожно поместите цинковую пыль. Что наблюдаете?

4. В две пробирки с одинаковым раствором серной кислоты (1 : 10) добавьте по грануле цинка. Одну из пробирок нагрейте. Различаются ли их скорости реакций?

При изучении способов получения кислорода в лаборатории в 8 классе вы уже познакомились с *катализаторами*.

Катализаторы – это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами в этом процессе не расходуются и не входят в состав продуктов реакции.

Многие катализаторы *ускоряют* реакцию (например, диоксид марганца MnO_2 в реакции разложения перманганата калия $KMnO_4$). Роль катализатора, вызывающего ускорение реакции, в том, что он снижает энергию активации, а следовательно, и энергетический барьер.

Но есть и такие катализаторы, которые *замедляют* ход реакции, например органическое вещество формальдегид, замедляющий коррозию металлов. Такие вещества называют *ингибиторами*.

Химические реакции, протекающие в присутствии катализатора, называются *каталитическими*, а изменение скорости реакции под действием катализатора называется *катализом*.

5. На дно небольшого стакана налейте 3%-й раствор перекиси водорода. Что наблюдаете? Добавьте в раствор H_2O_2 немного чёрного порошка MnO_2 , а в стакан внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Сделайте выводы на основании наблюдений.

Большинство реакций идут в двух направлениях: в прямом (\rightarrow) и обратном (\leftarrow), т. е. являются *обратимыми*. Уравнения таких реакций записывают со знаком обратимости (\rightleftharpoons).

Обратимыми называются такие реакции, которые протекают при данных условиях (t и др.) одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном.

В обратимых реакциях с течением времени скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной увеличивается вследствие уменьшения концентрации исходных веществ, расходуемых на образование продуктов реакции. Наоборот, в обратной реакции, которая вначале имела минимальную скорость, по мере увеличения концентрации продуктов реакции скорость увеличивается.

Наконец, наступает такой момент, когда $v_{пр} = v_{обр}$. Такое состояние обратимого процесса называют *химическим равновесием*.

Химическое равновесие является динамическим (подвижным). Реакция при этом не прекращается и идёт в обоих направлениях, но концентрации исходных веществ и продуктов реакции остаются неизменными. За единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, сколько их превращается в исходные вещества. При данных условиях (постоянных t , p и др.) такое равновесие может сохраняться неопределённо долгое время. Для смещения химического равновесия, например в сторону образования продуктов реакции, надо изменить условия. На смещение равновесия влияют те же факторы, что и на скорость химических реакций: увеличение или уменьшение концентрации исходных веществ; повышение или понижение давления (для реакций газообразных веществ); нагревание или охлаждение — изменение температуры. Катализатор не оказывает влияния на смещение равновесия, так как одинаково влияет как на прямую, так и на обратную реакцию.

Основные понятия

Скорость химической реакции · Зависимость скорости реакции от некоторых факторов · Катализаторы

Вопросы и задания


1. Что такое скорость химической реакции и в каких единицах она измеряется?
2. Назовите факторы, изменяющие скорость химической реакции, приведите примеры, показывающие их влияние на скорость реакций.
3. Какие вещества называют катализаторами, что такое катализ и какие виды катализа вам известны?
4. Приведите примеры каталитических реакций и объясните процесс изменения скорости реакций под их влиянием.
5. Приведите примеры каталитических реакций, используемых в быту и в технике, происходящих в живом организме, и дайте их описание. Назовите вещества, выполняющие в них роль катализаторов (ингибиторов).

Выводы

1. Возникновение и протекание химической реакции находится в зависимости от природы реагентов (их строения, внутренней энергии, реакционной способности и др.), от энергии активации их частиц.
2. Важной энергетической характеристикой химической реакции является тепловой эффект реакции (Q). По этому признаку реакции делят: а) на экзотермические (протекающие с выделением энергии); б) эндотермические (протекающие с поглощением энергии).
3. Важным параметром и показателем химической реакции и реакционной способности реагентов является скорость химической реакции. Она определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени.
4. На скорость химической реакции влияют многие факторы. Важнейшие из них: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы.
5. Многие реакции, используемые в лабораториях, на производстве, в быту и протекающие в живом организме, являются каталитическими, т. е. идут в присутствии катализаторов. Катализаторы – вещества, изменяющие скорость реакции, но остающиеся в конце её неизменными. Изменение скорости под действием катализаторов называется катализом.
6. Зависимости скорости реакций от этих факторов относят к закономерностям протекания химических реакций, так как они отражают в себе их отношения и причинно-следственные связи. Важная функция закономерностей – прогнозирование, предсказывание возможностей и условий протекания реакций.
7. Общая закономерность протекания реакций: зависимость протекания реакций от природы взаимодействующих веществ и внешних факторов.

Глава 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации


Изучая химию в 8 классе, вы узнали, что не все вещества подчиняются закону постоянства состава, т. е. не все вещества имеют постоянный, не зависящий от способа получения состав.

 Какова роль закона постоянства состава в химии? (См. учебник химии для 8 класса.)


К смесям, характеризующимся непостоянным составом, относятся и растворы. Следует отметить, что английский исследователь Дж. Дальтон и французский химик Ж. Пруст рассматривали растворы лишь «как совокупности сочетаний», которые не связываются природой прочно в определённых пропорциях и не являются индивидуальными химическими соединениями. Французский химик К. Бертолле предложил рассматривать растворы как соединения переменного состава. Много позднее работами Д. И. Менделеева и других учёных была доказана *физико-химическая природа растворов*. В результате многочисленных экспериментальных исследований было установлено, что растворы представляют собой однородные смеси, а не химические соединения. Из этой главы вы узнаете, в чём состоят особенности растворов.

§ 3

Немного о растворителях

 Дайте определения понятий «раствор», «растворитель», «растворённое вещество» (см. учебник химии для 8 класса).

Вы уже знаете, что *растворами называют гомогенные (однородные) системы*. Наиболее распространены жидкие растворы, причём в земных условиях в качестве растворителя чаще выступает вода. Однако вода – не единственный растворитель. Известны многочисленные неводные растворители. К наиболее изученным относятся сероуглерод, четырёххлористый углерод, жидкий аммиак, органические растворители: бензин, керосин, спирты и др. Познакомимся с одним из них с помощью опыта.

 Растворим небольшие количества поваренной соли, карбоната натрия, серы и кристаллического йода в воде (полярный растворитель) и в бензине (неполярный растворитель). Представим результаты наблюдений в таблице.

Формула вещества	Растворимость	
	в воде	в бензине
NaCl		
Na ₂ CO ₃		
S		
I ₂		

Проанализируем результаты опыта. Сделаем вывод.

Наблюдения свидетельствуют о том, что одни и те же вещества по-разному ведут себя в разных растворителях. Следовательно, объяснения этому надо искать в природе растворителей.

Сравнение химической природы двух растворителей (воды и бензина) показывает, что молекулы воды сильно полярны в отличие от молекул веществ в составе бензина. Это объясняется тем, что молекулы воды состоят из атомов кислорода и водорода, которые существенно различаются значениями относительной электроотрицательности (ОЭО). Молекула воды представляет собой *диполь*¹. Молекулы веществ, из смеси которых состоит бензин, построены из атомов другой пары элементов – углерода и водорода. Различие в значениях ОЭО у них не столь велико, поэтому внутримолекулярные ковалентные связи в этих веществах слабополярные. Таким образом, вода является *полярным*, а бензин – *неполярным* растворителем. В воде хорошо растворяются щёлочи, многие соли, хлороводород, аммиак, спирты и другие вещества с ионной и ковалентной полярной связью. В бензине растворяются сероуглерод, сера, йод и другие вещества с ковалентными неполярными или слабополярными связями.

Вещества с ионными и ковалентными полярными связями хорошо растворяются в полярных растворителях (например, в воде), а вещества с ковалентными неполярными связями – в неполярных растворителях (например, в бензине).

Это было установлено ещё средневековыми алхимиками, сформулировавшими правило «*Similia similibus solventur*» («Подобное растворяется в подобном»), которое можно считать первой теорией растворов.

¹ В рассматриваемом случае диполь – электронейтральная молекула, характеризующаяся наличием равных по абсолютной величине разноимённых зарядов, находящихся на некотором расстоянии друг от друга.

Вопросы и задания

- 1. Как вы думаете, какую цель ставили алхимики в работах, в результате которых они установили «золотое правило растворения»?
- 2. Может ли быть универсальный растворитель жидкостью, в которой можно растворить любое вещество?
- 3. Из приведённого ниже перечня веществ выберите те вещества, которые должны растворяться: а) в серной кислоте; б) в воде; в) в керосине (смесь веществ, молекулы которых состоят из атомов углерода и водорода).
Вещества: KBr , I_2 , HCl , P_4 (белый фосфор), H_2S , KNO_3 .

§ 4

Ионы — переносчики электрических зарядов

- ? Вспомните, сколько видов ионов существует в зависимости от знака заряда.
Сформулируйте определение иона.
Что означают термины «анион», «катион»?

Из курса физики вы уже знаете, что некоторые вещества, в том числе водные растворы кислот, солей и оснований, проводят электрический ток. Их называют электролитами или проводниками второго рода (рис. 4).

Все вещества по способности их растворов и расплавов проводить электрический ток подразделяются на две группы — **электролиты** и **неэлектролиты**.

Группа	Свойства	Примеры
Электролиты	Проводят электрический ток в растворах и расплавах	Кислоты: HCl , H_2SO_4 и др. Соли: $NaCl$, K_3PO_4 и др. Щёлочи: $NaOH$, KOH и др.
Неэлектролиты	Не проводят электрический ток	Водород, кислород, азот, сера, метан, глюкоза, сахароза, большинство органических кислот, бензол и др.

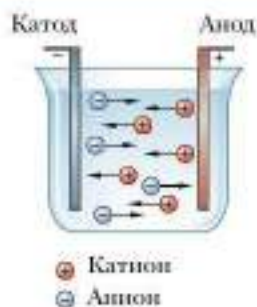


Рис. 4. Направленное движение ионов под воздействием электрического тока

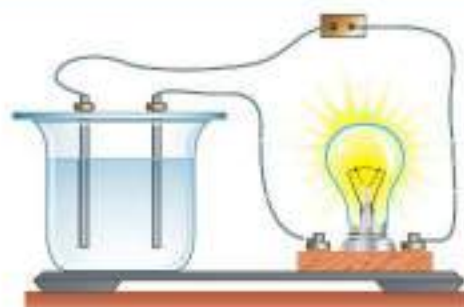


Рис. 5. Прибор для исследования электрической проводимости растворов



Электрическую проводимость (электропроводность) раствора можно определить с помощью прибора, изображённого на рисунке 5. Лампочка прибора загорается только в случае замыкания электрической цепи. А цепь замыкается только при условии погружения электродов в раствор (расплав) электролита.

Электропроводность растворов была обнаружена в начале XIX в. М. Фарадеем. Исследовав это явление, великий английский учёный сделал абсолютно верный вывод, что переносчиками тока являются ионы. Однако он ошибочно считал, что ионы образуются под действием электрического тока (знаменитая «ошибка Фарадея»).

Знания о строении веществ во времена Фарадея не позволяли вскрыть истинные причины образования ионов при растворении и расплавлении веществ. Дальнейшее развитие физики и химии растворов позволило установить следующее.

- К электролитам относятся вещества, имеющие ионный (соли, щёлочи) либо полярный ковалентный (растворы некоторых кислот) тип химической связи.
- При растворении электролитов происходит их распад на ионы. Этот процесс называется **электролитической диссоциацией**.
- У электролитов с ионным и ковалентным типами химической связи процесс электролитической диссоциации протекает по-разному. В этом процессе огромная роль принадлежит растворителю. Во всех рассматриваемых нами случаях растворителем является вода.

Механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью



Приведите примеры веществ с ионной связью.

Какой тип кристаллической решётки у веществ с ионной связью?

Какие химические связи удерживают ионы в узлах кристаллической решётки?

Для проверки электропроводности веществ воспользуемся прибором, изображённым на рисунке 5. Последовательно опустим электроды прибора (не забывая каждый раз промывать их в дистиллированной воде) в растворы гидроксида натрия, хлорида калия, бромида натрия и т. д. — веществ с ионной химической связью.

Загорание лампочки будет свидетельствовать о том, что данные растворы проводят электрический ток, что говорит о наличии в них заряженных частиц — ионов.

Проблема. Современная теория электролитической диссоциации говорит о том, что при растворении в воде электролиты распадаются на ионы. Почему же разрушаются прочные ионные кристаллы?

Как известно, показателем прочности химических связей является **энергия связей в кристаллической решётке**. Для хлорида натрия, например, она составляет около 800 кДж/моль. Известен пример, иллюстрирующий прочность кристаллов поваренной соли: если бы можно было применить современную технику для разрушения химических связей в кристалле массой 58,5 г (1 моль), то для этого потребовалась бы мощность 20 легковых автомобилей!

Так что же заставляет кристаллы соли или щёлочи распадаться на ионы при их попадании в растворитель? Оказывается, сам растворитель, в данном случае — это вода. Каким образом молекулы воды обеспечивают распад кристалла? Чтобы ответить на этот вопрос, необходимо вспомнить особенности строения молекулы воды.

Задание. В 8 классе вы изучали строение вещества. Вспомните особенности строения молекулы воды (ковалентная полярная химическая связь, угловое строение, дипольный характер). Рассмотрите рисунок 6, изображающий механизм растворения хлорида натрия NaCl в воде. Попробуйте объяснить механизм разрушения ионного кристалла в воде — полярном растворителе.

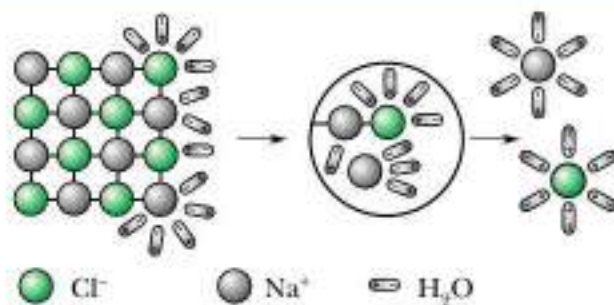
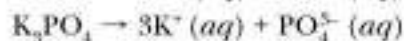
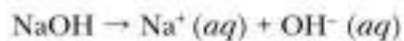


Рис. 6. Механизм растворения хлорида натрия в воде

Объяснения можно свести к положениям **современной теории электролитической диссоциации**.

- В узлах кристаллической решётки находятся противоположно заряженные и притягивающиеся друг к другу ионы – анионы и катионы.
- При попадании кристалла в растворитель (воду) ионы наружных слоёв оказываются окружёнными полярными молекулами растворителя.
- Диполи воды ориентируются вокруг ионов кристалла в соответствии с законом электростатического притяжения и образуют *гидратные оболочки ионов*.
- Окружённые гидратными оболочками ионы переходят в раствор, что приводит к разрушению кристаллической решётки, твёрдое вещество растворяется.

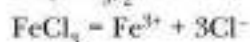
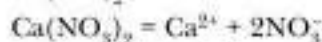
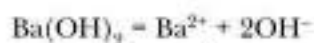
Приведём примеры записи сущности процессов электролитической диссоциации электролитов с ионной связью:



Такие уравнения называются *уравнениями электролитической диссоциации*.

Ионы (анионы и катионы), окружённые оболочками из молекул воды, называются *гидратированными* и обозначаются *aq* – двумя первыми буквами латинского названия воды – *aqua*. Процесс образования таких ионов называется *гидратацией*. Этот процесс всегда сопровождает растворение

в воде ионных соединений. Однако указание на то, что образуются гидратированные ионы, при записи уравнений электролитической диссоциации нередко опускается. Например:



Коэффициенты в таких уравнениях указывают на число ионов, а цифры со знаком «+» или «-» обозначают заряды ионов. Заряды ионов можно установить по таблице растворимости (см. форзац 2).

Если вместо воды используются иные растворители (аммиак, этиловый спирт, серная кислота и т. п.), то процесс образования вокруг ионов оболочек молекул растворителя называется *сольватацией*, а ионы, окружённые оболочками, — *сольватированными*.

Основные понятия

Электролиты • Неэлектролиты • Электролитическая диссоциация

Вопросы и задания

- ▲ 1. Электролитами являются
 - 1) $\text{Cu(NO}_3)_2$
 - 2) NaOH
 - 3) BaSO_4
 - 4) AgBr
- ▲ 2. Неэлектролитом является
 - 1) раствор хлорида лития
 - 2) раствор сахара
 - 3) раствор уксусной кислоты
 - 4) раствор гидроксида калия
- 3. Определите, на какие ионы распадаются следующие соединения: CuCl_2 , KMnO_4 , NaBr , Ca(OH)_2 , $\text{Fe(NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AgNO_3 , ZnSO_4 , AlCl_3 , $\text{Mg(NO}_3)_2$. Составьте уравнения электролитической диссоциации данных веществ.
- 4. Напишите формулы веществ, которые при растворении в воде образуют следующие ионы: а) K^+ и CO_3^{2-} ; б) Cr^{3+} и NO_3^- ; в) Fe^{2+} и Cl^- .
- 5. Составьте перечень анионов и катионов, присутствующих в морской воде. Известны ли вам примеры получения из морской воды каких-либо простых или сложных веществ?

Некоторые сведения о структуре растворов. Кристаллогидраты

(Дополнительный материал к § 4)

В жидкостях происходит постоянное перемещение частиц относительно друг друга. Именно этим обусловлено важнейшее свойство жидкостей — **текучесть**. Однако любая жидкость, в том числе раствор, обладает собственной структурой. Конечно, структура жидкости менее упорядоченна, чем структура веществ, находящихся в твёрдом состоянии. Если жидкость охлаждать, то упорядоченность её структуры будет увеличиваться по мере приближения к значению температуры замерзания.

Структура растворов обусловлена:

- взаимодействием ионов или молекул растворённого вещества с окружающими их молекулами растворителя;
- взаимодействием молекул растворителя.

Структура раствора — это определённая, относительно устойчивая в пространстве и во времени упорядоченность в расположении частиц, образующих этот раствор и взаимодействующих между собой.

Структура растворителей изучена пока недостаточно. Наиболее исследованной жидкостью является вода.

Как известно, молекулы воды представляют собой **диполи**, т. е. частицы с противоположно заряженными полюсами. Это является причиной взаимодействия, возникающего между положительно заряженным атомом водорода одних молекул и электроотрицательным атомом других. Такое межмолекулярное взаимодействие называется **водородной связью**.

Энергия водородной связи примерно на порядок меньше энергии ковалентной связи:

$$E(\text{H}\cdots\text{O}) = 21 \text{ кДж/моль}$$

$$E(\text{H}-\text{O}) = 466 \text{ кДж/моль}$$

Установлено, что молекулы воды благодаря водородным связям соединяются в **ассоциаты** — группы состава $(\text{H}_2\text{O})_n$, где $n \geq 5$.

В структуре водных растворов электролитов с ионной связью присутствуют ассоциированные молекулы воды (растворителя) и ионы электролита, окружённые гидратными оболочками, т. е. гидратированные ионы.

Идея о гидратации ионов, т. е. о взаимодействии с молекулами растворителя, принадлежит известному русскому химику И. А. Каблукову и разработана им в 1889–1891 гг. Позднее



Иван Александрович
Каблуков
(1857–1942)

она была подтверждена многочисленными исследованиями. Как уже говорилось, было установлено, что ионы, образующиеся в процессе электролитической диссоциации, гидратируются — окружаются оболочкой из молекул растворителя. При этом происходит взаимодействие иона и молекул воды. Образуются новые химические соединения — **кристаллогидраты**, которые содержат в кристаллической решётке наряду с собственными молекулами или ионами молекулы воды, например $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Такая вода называется **кристаллизационной**. Процесс гидратации является экзотермическим, т. е. сопровождается выделением энергии.

Кристаллогидраты можно получить из насыщенных растворов некоторых солей (рис. 7). Поскольку ионы солей в составе кристаллогидратов находятся в гидратированном виде, окраска этих веществ часто отличается от окраски безводных солей (табл. 1).

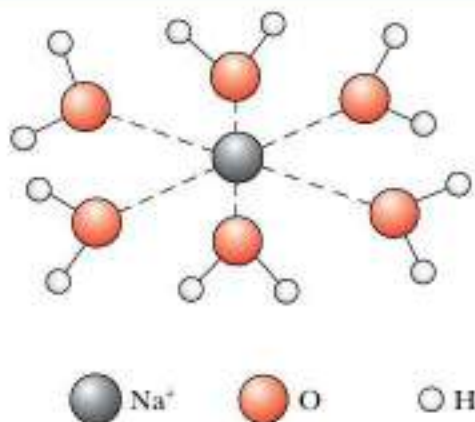


Рис. 7. Гидратированный ион натрия в растворе, окружённый гексаэдром отрицательных зарядов, принадлежащих дипольным молекулам растворителя — воды

Таблица 1. Окраска некоторых кристаллогидратов и безводных солей

Формула кристаллогидрата	Окраска кристаллогидрата	Окраска безводной соли
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Синий	Белый
$\text{CuCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Голубой	Зелёный
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Тёмно-розовый	Синий

Влияние различных факторов на скорость химической реакции

Цель работы: изучить условия, влияющие на скорость протекания предложенных химических реакций; совершенствовать умения работать с химической посудой и реактивами.

Вспомните правила техники безопасности при работе с кислотами и нагревательными приборами.

Ход работы

1. Природа реагирующих веществ (состав и строение)

а) В две пробирки поместите немного чёрного порошка оксида меди (II). В первую пробирку добавьте 1 мл серной кислоты, а во вторую – 1 мл соляной кислоты. Наблюдайте признаки химической реакции. В какой из пробирок она протекает быстрее?

б) В одной пробирке смешайте твёрдые кристаллические соли: сульфат натрия и хлорид бария. В другой пробирке смешайте растворы этих солей. Отметьте свои наблюдения.

2. Площадь поверхности соприкосновения (контакта) веществ

а) В одну пробирку поместите железную кнопку или стружку, а в другую – порошок железа. Добавьте в каждую пробирку по 1 мл раствора сульфата меди (медного купороса). Через некоторое время наблюдайте произошедшие изменения.

б) В одну пробирку поместите кусочек мрамора, а в другую – мраморный порошок. Добавьте в каждую из пробирок по 1 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

3. Концентрация

В две пробирки поместите по одинаковому кусочку железной стружки или по одной грануле железа. В первую пробирку добавьте 1 мл разбавленной серной кислоты, а во вторую – 1 мл концентрированной серной кислоты. В какой пробирке реакция протекает быстрее?

4. Температура

а) В пробирку поместите немного чёрного порошка оксида меди (II) и добавьте 1 мл разбавленной серной кислоты. Отметьте наблюдения. Затем пробирку немного нагрейте на пламени спиртовки (или в электронагревателе для пробирок). Что изменилось? Почему?

б) Получите гидроксид меди (II). Для этого в пробирку с 2 мл раствора сульфата меди добавьте (по каплям!) раствор щёлочи. Гидроксид меди (II) – студенистый осадок голубого цвета. Нагрейте его на пламени спиртовки (или в электронагревателе для пробирок). Отметьте признак реакции.

5. Катализатор

В пробирку налейте 2 мл перекиси водорода. Добавьте немного чёрного порошка оксида марганца (IV). Отметьте свои наблюдения.

Отчёт о работе оформите в виде таблицы.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций	Уравнения реакций	Скорость реакций (быстро или медленно)	Выводы
1. Природа реагирующих веществ	а) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ б) $\text{CuO} + \text{HCl} =$		

§ 5

Механизм электролитической диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

? Неорганические вещества каких классов относятся к электролитам? Сравните кислоты, соли и щёлочи по особенностям их строения.

В узлах кристаллических решёток ионных соединений (солей и щелочей) находятся ионы. В соединениях с ковалентной полярной связью, к которым относятся кислоты, ионов нет. Следовательно, *механизм электролитической диссоциации кислот* отличается от рассмотренного выше механизма растворения соли NaCl в воде (см. рис. 6).

В процессе электролитической диссоциации ковалентных полярных соединений под влиянием молекул воды происходят глубокие изменения. Рассмотрите рисунок 8. Примером ковалентного полярного соединения является хлороводород HCl. Молекула хлороводорода – диполь вследствие значительной полярности связи H–Cl. Молекулы воды, также являющиеся диполями, притягиваются к её концам и в результате диполь-дипольного взаимодействия усиливают поляризацию молекулы электролита, от которой отщепляется катион водорода (протон). Напомним, что силы взаимодействия между заряженными частицами в воде уменьшаются в 81 раз.

В этом случае процесс образования ионов из молекул электролита происходит благодаря отщеплению протона от полярной молекулы хлороводорода.

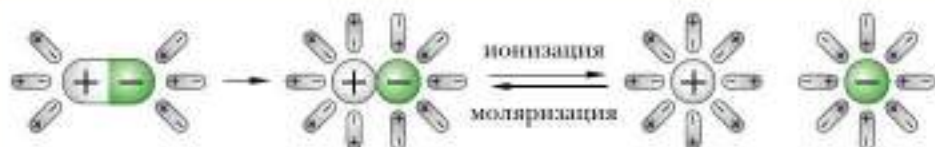
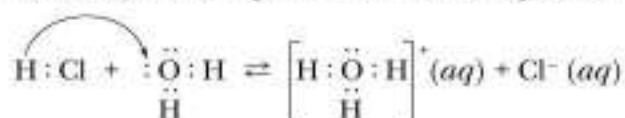


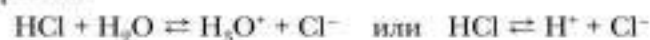
Рис. 8. Механизм диссоциации электролитов с ковалентной полярной связью

да с последующей его гидратацией (гидратация хлорид-иона здесь не учитывается), ведущей к образованию иона гидроксония (H_3O^+):



Атом кислорода в составе молекулы воды имеет неподелённые электронные пары, за счёт одной из которых и образуется ковалентная связь между атомом кислорода и протоном. При этом атом кислорода выступает в роли донора, предоставляющего пару электронов в «общее пользование», а протон выступает в роли акцептора, принимающего электроны. Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*.

Уравнение реакции диссоциации хлороводорода выглядит следующим образом:



Подтвердить роль воды в процессе электролитической диссоциации можно с помощью опыта, схема которого представлена на рисунке 9. Лампочка прибора загорается только при погружении электродов в раствор электролита, диссоциировавшего на ионы.

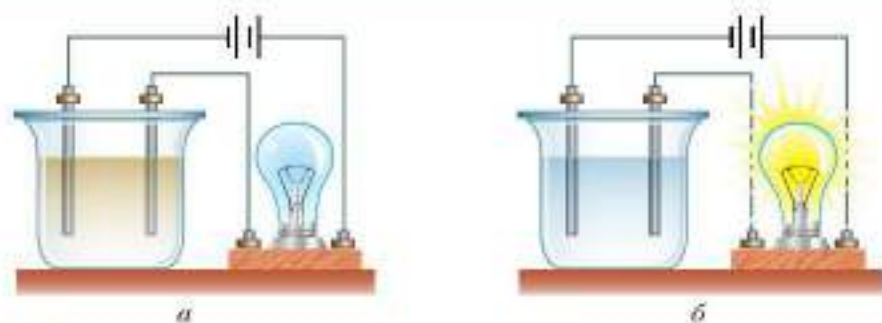
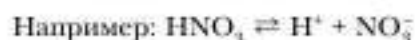


Рис. 9. Электропроводность растворов хлороводорода в безволе (а) и воде (б)

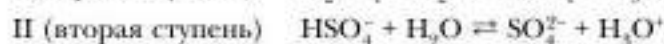
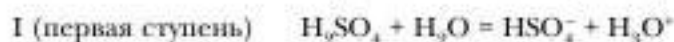
При диссоциации более сложных молекул разрушению в первую очередь подвергается наиболее полярная связь. Определить её можно, сравнивая значения ОЭО атомов элементов, образующих молекулу. Рассмотрим конкретные примеры. Составим графические формулы кислот, расставим значения ОЭО атомов элементов, определим разность значений ОЭО.

	Серная кислота	Азотная кислота	Хлорная кислота
Графические формулы:	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad 1,4 \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{S} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \quad 2,1 \quad 3,5 \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{N} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \quad 2,1 \quad 3,5 \quad 3,0 \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{Cl} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \quad 2,1 \quad 3,5 \quad 3,0 \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$
Разности значений ОЭО:	$\underbrace{1,4} \quad \underbrace{1,1}$	$\underbrace{1,4} \quad \underbrace{0,5}$	$\underbrace{1,4} \quad \underbrace{0,5}$

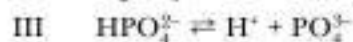
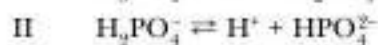
В молекулах *кислородсодержащих кислот* наиболее полярные связи образованы атомами водорода и кислорода. Поэтому при диссоциации этих кислот обычно отщепляется протон.



Диссоциация *многоосновных кислот* протекает обратимо и ступенчато: сначала отщепляется один протон, затем второй, третий и т. д.:



Обычно уравнения электролитической диссоциации кислот записывают упрощённо, без учёта образования иона гидроксония:



Диссоциация многоосновных кислот протекает главным образом по первой ступени, в меньшей мере – по второй и лишь в незначительной степени – по третьей.

Основные понятия

Механизм электролитической диссоциации кислот • Ступенчатая диссоциация многоосновных кислот

Вопросы и задания

- ▲ 1. Объясните роль воды в процессе электролитической диссоциации кислот.

2. Почему кислоты, в отличие от ионных электролитов, диссоциируют ступенчато? Составьте уравнения электролитической диссоциации азотной, сероводородной, сернистой кислот.

§ 6

Свойства ионов

? Какие особенности состава и строения электронной оболочки отличают атомы от ионов?

Научные противники теории электролитической диссоциации С. А. Аррениуса не могли примириться с мыслью о возможности образования ионов при растворении солей. Неоднократно ставился вопрос: как можно представить существование ионов натрия и хлора в стакане раствора поваренной соли (или, скажем, в тарелке с обыкновенным супом)? Ведь натрий бурно реагирует с водой, а хлор как ядовитое вещество, к несчастью, неоднократно использовался в качестве химического оружия.

Проблема. Как вы полагаете, отсутствие каких знаний мешало учёным XIX столетия согласиться с возможностью существования ионов в растворах солей?

Разумеется, сегодня ни у кого не возникло бы таких вопросов. Ведь особенности состава и строения, а следовательно, и свойства ионов не позволяют отождествлять их с атомами (табл. 2).

Таблица 2. Зависимость свойств атомов и ионов от их состава и строения

Характеристика	Атомы		Ионы	
Состав	${}_{11}^{11}\text{Na}$ $\begin{matrix} {}^1_1p - 11 \\ {}^0_0n - 12 \\ \bar{e} - 11 \end{matrix}$	${}_{17}^{17}\text{Cl}$ $\begin{matrix} {}^1_1p - 17 \\ {}^0_0n - 18 \\ \bar{e} - 17 \end{matrix}$	Na^+ $\begin{matrix} {}^1_1p - 11 \\ {}^0_0n - 12 \\ \bar{e} - 10 \end{matrix}$	Cl^- $\begin{matrix} {}^1_1p - 17 \\ {}^0_0n - 18 \\ \bar{e} - 18 \end{matrix}$
Строение атомов и ионов	$(+11) \left. \begin{matrix}) \\) \\) \end{matrix} \right\} \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 1 \end{matrix}$	$(+17) \left. \begin{matrix}) \\) \\) \end{matrix} \right\} \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 7 \end{matrix}$	$(+11) \left. \begin{matrix}) \\) \\) \end{matrix} \right\} \begin{matrix} 2 \\ 8 \end{matrix}$	$(+17) \left. \begin{matrix}) \\) \\) \end{matrix} \right\} \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 8 \end{matrix}$
Свойства	Сильный восстановитель	Сильный окислитель	Не имеют выраженных окислительных или восстановительных свойств	

Свойства ионов и атомов различны, поскольку различны их состав и строение: у ионов натрия и хлора завершён внешний энергетический уровень их электронных оболочек, поэтому они не проявляют высокой химической активности.

В отличие от атомов, ионы окрашивают растворы (это характерно для ионов некоторых металлов побочных подгрупп). Так, гидратированные ионы меди Cu^{2+} окрашивают растворы в голубой цвет, гидратированные ионы кобальта Co^{2+} – в розовый, а никеля Ni^{2+} – в зелёный.



Рассмотрите растворы хлоридов и сульфатов меди(II), кобальта(II), никеля(II), калия; перманганата калия, дихромата калия, хлорида железа(III). Отметьте в таблице, какой из ионов, образующих вещество, определяет наблюдаемое окрашивание раствора. Результаты оформите в виде таблицы.

Формула соли	Уравнение электролитической диссоциации (ион, определяющий окрашивание, подчеркнуть)	Окрашивание, свойственное иону

Общие свойства некоторых классов неорганических соединений в ряде случаев обусловлены именно наличием в их растворах одинаковых ионов. Так, общие свойства растворов кислот связаны с содержанием в растворах ионов водорода (гидроксония) H^+ , а общие свойства щелочей – с наличием гидроксид-ионов OH^- . Сравним свойства растворов кислот и щелочей.

Растворы кислот	Растворы щелочей
<p>H^+</p> <ul style="list-style-type: none"> Кислый вкус Изменение окраски индикаторов Разъедающее действие на животные и растительные ткани Способность взаимодействовать с металлами, их оксидами, основаниями и солями 	<p>OH^-</p> <ul style="list-style-type: none"> Мылкость на ощупь Изменение окраски индикаторов Разъедающее действие на животные и растительные ткани Способность взаимодействовать с кислотными оксидами, кислотами, растворами солей

Вопросы и задания

1. Приведите примеры уравнений реакций, характеризующих свойства кислот и щелочей.
2. В замечательной книге П. Руденко и Е. Таубе «От водорода до...» статья о хлоре называется «Убийца, спрятавшийся в солонке». Объясните это название.
3. Людям, страдающим нервными заболеваниями, иногда прописывают бром. Как вы думаете, о каком бrome в таких случаях может идти речь?
4. Рассмотрите отличия ионов от атомов на примерах кальция и фтора.
5. В склянках без этикеток находятся растворы хлорида натрия, дихромата калия, хлорида железа (III) и хлорида меди (II). Как их определить?
6. С помощью компьютера подготовьте презентацию на тему «История создания и развития теории электролитической диссоциации».



Из истории создания и развития теории электролитической диссоциации

(Дополнительный материал к § 4–6)

На протяжении всей истории развития химических знаний растворы постоянно были предметом изучения. Способность растворов многих веществ проводить электрический ток была открыта М. Фарадеем в начале XIX в. Гипотезы о диссоциации веществ на ионы высказывались К. Гротгусом (1805), А. У. Уильямсоном (1851), Р. Клаузиусом (1857), Г. Гельмгольцем (1882). Однако все они ограничивались лишь предположением, не давая развёрнутых доказательств этой идеи. Например, немецкий физик Гельмгольц полагал, что все электролиты в растворах полностью распадаются на ионы. Однако эта гипотеза не объясняла, например, факта увеличения электропроводности растворов по мере их разбавления, как и многих других фактов, обнаруженных в экспериментальных исследованиях.

К 80-м гг. XIX в. в науке накопилось много фактов, характеризующих поведение растворов, но не поддающихся объяснению.

Например, не удавалось объяснить, почему реакция нейтрализации между разными кислотами и щелочами в тех случаях, когда на 1 моль щёлочи приходится 1 моль кислоты, всегда сопровождается одинаковым тепловым эффектом, равным 57 кДж.



Сванте-Аугуст
Аррениус
(1859–1927)

Было установлено также, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители. При этом понижение температуры замерзания всегда пропорционально числу частиц растворённого в единице объёма вещества. Так, при растворении в 1000 г растворителя 1 моль вещества температура замерзания должна понижаться на $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$. Однако при определении температуры замерзания электролитов было обнаружено много несоответствий этим расчётно-экспериментальным данным. Например, раствор хлорида натрия, содержащий 1 моль вещества в 1000 г растворителя, замерзает не при $-1,86\text{ }^{\circ}\text{C}$, а при $-3,36\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Подобных фактов было накоплено немало.

Требовалось дать им объяснение на основе новой

системы теоретических взглядов. Эту задачу и решил 29-летний шведский исследователь С. А. Аррениус. Многочисленные опыты и наблюдения, проведённые Аррениусом, а также научные результаты, полученные его коллегами (в первую очередь теория разбавленных растворов Вант-Гоффа), позволили ему сформулировать положения **физической теории электролитической диссоциации**, согласно которым:

- вещества делятся на электролиты и неэлектролиты;
- при растворении в воде электролиты диссоциируют на ионы;
- образующиеся ионы и молекулы растворителя находятся в состоянии неупорядоченного теплового движения.

Причин диссоциации Аррениус не раскрыл. Теории электролитической диссоциации было суждено пройти путь от полного неприятия большинством учёных до полного признания. Д. И. Менделеев принадлежал к категорическим противникам идей Аррениуса и отстаивал идею образования соединений из молекул растворённого вещества и растворителя, т. е. предполагал, что растворы имеют химическую природу. **Химическая, или гидратная, теория растворов** противопоставлялась теории Аррениуса (физической). В дальнейшем синтез идей этих двух теорий привёл к созданию **современной теории растворов**. Огромная роль в создании гидратной теории принадлежит представлениям о химической сущности процесса растворения, обоснованным русскими учёными Д. П. Коноваловым, И. А. Каблуковым и В. А. Кистяковским.

Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации

? Какие вещества называют электролитами? Приведите примеры электролитов.

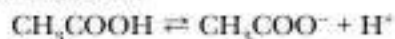
Все ли молекулы электролитов, содержащиеся в растворе, подвергаются диссоциации?

Поиск ответа на вопрос начнём с демонстрации опыта.

Исследование электропроводности растворов. Налейм в химические стаканы концентрированные растворы аммиака и уксусной кислоты и поочерёдно (не забывая каждый раз промывать их в дистиллированной воде) опустим в жидкости электроды прибора для исследования электропроводности растворов (см. рис. 5). В обоих случаях лампочка прибора загорается очень слабо или не загорается совсем. Соединим содержимое стаканов и повторим испытание. Лампа ярко вспыхивает, что свидетельствует об электропроводности раствора, а следовательно, о присутствии в нём ионов. Как это объяснить?

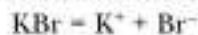
Оказывается, электролиты по способности диссоциировать на ионы при растворении делятся на *сильные* и *слабые*. Их поведение при растворении различно.

Часть молекул *слабых электролитов* под действием растворителя распадается на ионы. Процесс их диссоциации обратим, так как при столкновениях ионы легко ассоциируются (объединяются), поэтому в растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами. Например, при диссоциации уксусной кислоты:



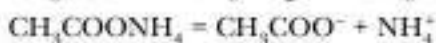
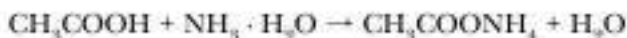
В растворах слабых электролитов ионов может быть так мало, что для обнаружения электропроводности раствора потребуются чувствительные приборы.

При растворении *сильных электролитов* диссоциация происходит практически полностью, ионные кристаллы или молекулы распадаются с образованием гидратированных (сольватированных) ионов. Химические уравнения, описывающие этот процесс, мы неоднократно составляли:



В рассмотренном опыте при соединении растворов слабых электролитов, например раствора аммиака (гидроксида аммония) и уксусной кислоты,

образуется ацетат аммония – соль, имеющая ионное строение и являющаяся сильным электролитом:



Поскольку в растворах электролитов наряду с ионами присутствуют молекулы, важной их характеристикой является *степень диссоциации*.

Степенью диссоциации (α) называется отношение числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу растворённых молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Степень диссоциации обозначается буквой греческого алфавита α (альфа) и измеряется в долях единицы: от 0 (диссоциации нет) до 1 (все молекулы диссоциированы); в процентах: от 0 до 100%. Например, если $\alpha = 40\%$, это означает, что из каждых 100 молекул на ионы распалось 40 (рис. 10).



¹ Все практически нерастворимые соли всё же обладают некоторой растворимостью, и та их часть, которая растворяется, проявляет свойства сильного электролита.

Чтобы выяснить, от чего зависит степень диссоциации, можно провести опыт.



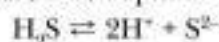
Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации раствора. Опустим электроды прибора для исследования электропроводности растворов в концентрированный раствор уксусной кислоты и будем постепенно разбавлять раствор небольшими порциями воды. Свечение лампы прибора усиливается по мере разбавления раствора. Уксусная кислота – слабый электролит. При разбавлении раствора его концентрация уменьшалась, а электропроводность, наоборот, увеличивалась.

Проделанный опыт отражает общую закономерность.



Степень диссоциации слабых электролитов зависит от концентрации раствора: по мере уменьшения концентрации степень диссоциации увеличивается.

Это объясняется тем, что при разбавлении раствора образующиеся при диссоциации гидратированные ионы слабых электролитов удаляются друг от друга на всё большее расстояние. В результате уменьшается возможность их столкновений и ассоциации (т. е. снижается вероятность протекания процесса, обратного диссоциации):



Степень диссоциации также зависит от природы электролита, природы растворителя, температуры.

Выводы

1. Деление электролитов на сильные и слабые в известной степени условно, поскольку в очень разбавленных растворах электролиты диссоциированы практически полностью.
2. Для количественного описания диссоциации слабых электролитов применяют степень диссоциации (α).
3. Электролит считается сильным, если степень диссоциации имеет значение больше 30%.

Основные понятия

Сильные электролиты • Слабые электролиты • Степень диссоциации

Вопросы и задания

1. Из предлагаемого перечня выберите и выпишите в два столбика формулы сильных и слабых электролитов: HCl , Na_2S , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, MgCl_2 , HClO_4 , NaOH , H_2S , HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KBr .

- 2. Как вы думаете, почему плавиковая кислота HF относится к слабым электролитам?
- 3. Объясните наблюдение, сделанное австрийским химиком Ф. Кольраушем: электропроводность воды, оставленной на 4–6 ч в открытой платиновой чашке, повышается примерно в 2 раза.

§8

Реакции электролитов в водных растворах и их уравнения



Какие типы реакций вам известны?

Сформулируйте определение реакций обмена. Приведите примеры.

В свете представлений теории электролитической диссоциации реакции в водных растворах протекают между частицами (ионами или молекулами), реально присутствующими в растворе. Реакции между ионами называются *ионными*, и описывающие их уравнения называются также *ионными*. При составлении последних необходимо учитывать, что нерастворимые, малорастворимые (выпадающие в осадок) (см. таблицу растворимости на форзаце 2), слабодиссоциированные вещества (например, вода) мало диссоциируют в растворах на ионы и не могут изображаться в виде ионов.

Рассмотрим последовательность действий при составлении ионных уравнений на конкретном примере взаимодействия нитрата свинца и иодида калия.

Алгоритм составления ионных уравнений

Действие	Примеры
1. Записать уравнение реакции в молекулярной форме	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$
2. Составить <i>полное ионное уравнение</i>	<p>Переписать уравнение реакции, представив диссоциированные вещества в виде ионов, а уходящие из среды реакции или малодиссоциированные – в молекулярной форме с учётом коэффициентов:</p> $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^-$ <p>Алгебраические суммы электрических зарядов в обеих частях уравнения должны быть равны</p>

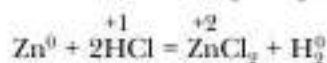
Действие	Примеры
3. Определить ионы, не принимающие участия в реакции, подчеркнуть их.	$\text{Pb}^{2+} + \underline{2\text{NO}_3^-} + \underline{2\text{K}^+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow + \underline{2\text{K}^+} + \underline{2\text{NO}_3^-}$
4. Составить <i>сокращённое ионное уравнение</i> , выражающее сущность реакции.	<p>Выписать обозначения тех частиц, которые принимают непосредственное участие в химическом превращении:</p> $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2\downarrow$

Рассмотрим ещё один пример — взаимодействие растворов хлорида алюминия и сульфата натрия:



Если выпарить образовавшийся в результате реакции раствор, то получим смесь четырёх солей: сульфата натрия, хлорида алюминия, хлорида натрия и сульфата алюминия. Однако с точки зрения теории электролитической диссоциации в данном случае реакция не происходит, так как образующиеся продукты растворимы и в растворе существуют в виде ионов.

Реакции электролитов в растворах делятся на две большие группы: окислительно-восстановительные и обменные, или *реакции ионного обмена*. В первой группе реакций происходит изменение степеней окисления атомов элементов. Например:



В *реакциях ионного обмена* степени окисления атомов остаются неизменными.

Проблема. В каких случаях обменные реакции протекают необратимо, т. е. до конца?

Это имеет место в трёх случаях, когда в качестве продуктов реакции ионного обмена образуются вещества, покидающие сферу реакции. Рассмотрим эти случаи (табл. 3).

Таблица 3. Условия необратимости реакций ионного обмена

№ п/п	Продукты реакции ионного обмена	Примеры
1	Нерастворимые вещества, выпадающие в осадок	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Cu}^{2+} + \underline{2\text{Cl}^-} + \underline{2\text{Na}^+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \underline{2\text{Na}^+} + \underline{2\text{Cl}^-}$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
2	Газообразные вещества	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ $\underline{2\text{Na}^+} + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + \underline{\text{SO}_4^{2-}} = \underline{2\text{Na}^+} + \underline{\text{SO}_4^{2-}} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
3	Малодиссоциированные вещества (слабые электролиты, например вода)	$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\underline{2\text{K}^+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \underline{\text{SO}_4^{2-}} = \underline{2\text{K}^+} + \underline{\text{SO}_4^{2-}} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$

Для решения вопроса о возможности протекания той или иной обменной реакции часто приходится обращаться к таблице растворимости кислот, оснований и солей в воде. Также необходимо помнить наиболее распространённые случаи образования газообразных соединений (углекислого и сернистого газов, аммиака). Они выделяются, если в результате реакции обмена образуются соответствующие кислоты (угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3) и гидроксид аммония $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — неустойчивые, разлагающиеся в момент образования.



Составьте прогноз относительно возможности протекания реакций ионного обмена между следующими растворами:

- хлорида железа (III) и гидроксида натрия;
- нитрата калия и хлорида натрия;
- карбоната натрия и уксусной кислоты;
- гидроксида кальция и фосфорной кислоты.

Проведите соответствующие опыты. Запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращённой ионной форме и укажите признаки их протекания.

Основные понятия

Полное и сокращённое ионные уравнения • Реакции ионного обмена

Вопросы и задания

1. Какое из перечисленных веществ вступит в реакцию с раствором соляной кислоты: гидроксид бария, нитрат серебра, сульфат меди (II), нитрат натрия, сульфит калия, гидроксид аммония, оксид меди (II), оксид фосфора (V)? Составьте соответствующие уравнения реакций в молекулярной и полной ионной формах.
2. Необратимо протекает реакция ионного обмена между растворами
 - 1) хлорида калия и нитрата железа (II)
 - 2) серной кислоты и нитрата бария
 - 3) сульфата натрия и гидроксида калия
 - 4) хлорида натрия и сульфата железа (III)
3. При добавлении к раствору карбоната калия соляной кислоты
 - 1) выпадает осадок
 - 2) выделяется газ
 - 3) выпадает осадок и выделяется газ
 - 4) видимых изменений не происходит
4. Нитрат меди (II) вступает в реакцию ионного обмена с
 - 1) железом
 - 2) ртутью
 - 3) хлоридом калия
 - 4) гидроксидом калия
5. Приведите не менее трёх примеров химических реакций, сущность которых может быть выражена следующими сокращёнными ионными уравнениями:
 - a) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 - б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 - г) $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$

§ 9

Кислоты как электролиты

- ? Какие общие свойства кислот вы знаете?
Чем обусловлены общие свойства кислот?
Какие группы кислот вам известны?

Рассмотрим в свете теории электролитической диссоциации свойства веществ, растворы которых обладают электропроводностью.

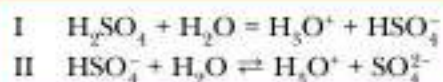
! *Кислотами* называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода (гидроксония).

По признаку **основности** кислоты подразделяются на три группы:

- **одноосновные** (HCl, HI, HNO₃, CH₃COOH);
- **двухосновные** (H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂SiO₃);
- **многоосновные** (H₃BO₃, H₃AsO₄, H₄P₂O₇).

Диссоциация многоосновных кислот протекает ступенчато. Рассмотрим пример реакции электролитической диссоциации.

Диссоциация серной кислоты протекает по двум ступеням:



В наибольшей степени диссоциация серной кислоты протекает по I ступени и значительно меньше по II ступени.

Среди кислот есть **сильные** и **слабые** электролиты, а их диссоциация протекает преимущественно по I ступени. Сильные кислоты диссоциируют в водных растворах практически полностью.

Рассмотрим важнейшие общие химические свойства кислот (табл. 4).

Таблица 4. Химические свойства кислот

Химические свойства	Пример	Примечание
Взаимодействие с <i>металлами</i>	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Hg} + \text{HCl} \not\rightarrow$	В реакции образуются соли и выделяется водород. Однако металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов справа от водорода, <i>не вытесняют</i> его из кислот. HNO ₃ и H ₂ SO ₄ (конц.) реагируют с металлами иначе (мы рассмотрим это позже)
Взаимодействие с <i>основными и амфотерными оксидами</i>	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgO} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgO} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgO} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{изб.}) = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$	– При избытке кислот образуются <i>кислые соли</i>

Химические свойства	Пример	Примечание
Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации)	а) $\text{NaOH} + \text{HBr} = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Br}^- =$ $= \text{Na}^+ + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 +$ $+ 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- =$ $= \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} +$ $+ 2\text{H}_2\text{O}$	В реакции образуются соль и вода
Взаимодействие кислот с солями	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- =$ $= \text{AgCl} \downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	В реакции образуется новая соль и новая кислота

Для протекания реакции необходимо выполнение одного из следующих условий:

- кислота должна быть более сильной, чем та, что образовала соль;
- в результате реакции должно образоваться нерастворимое или летучее соединение (покидающее сферу реакции).

Основные понятия

Основность кислот • **Сильные кислоты** • **Слабые кислоты**

Вопросы и задания

- ▲ 1. Почему безводные кислоты слабо проводят электрический ток?
- 2. Какая соль образуется при взаимодействии 4 г гидроксида натрия и 9,8 г фосфорной кислоты?
- 3. В соответствии с приведённой ниже схемой превращений составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной (там, где это возможно) формах:
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow ? \rightarrow ?$



Какие группы оснований вам известны?
 В чём состоят их различия по физическим и химическим свойствам?
 Какие основания известны человеку с глубокой древности? Какое применение они находили?



Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только *гидроксид-ионы*.

Общие свойства оснований обусловлены наличием в их составе гидроксигрупп. Число гидроксигрупп в составе основания определяет его **кислотность**. По признаку кислотности основания также делятся на три группы:

- *однокислотные* LiOH , NaOH , KOH , NH_4OH ;
- *двухкислотные* $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
- *многокислотные* $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Двух- и трёхкислотные основания диссоциируют ступенчато:



По особенностям химических свойств основания делят на три группы: *растворимые*, *нерастворимые*, *амфотерные*. Большинство оснований нерастворимо в воде.

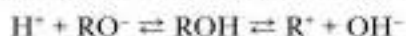
Наиболее сильными основаниями являются гидроксиды щелочных металлов – элементов главной подгруппы первой группы Периодической системы – **щёлочи**. В отдельных случаях их называют *едкими щелочами*: едкий натр (гидроксид натрия), едкое кали (гидроксид калия). К ним относятся и гидроксид бария. При попадании на кожу едкие щёлочи могут вызвать сильные ожоги. К растворимым основаниям относится слабый электролит – гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Для **нерастворимых оснований** характерны низкая способность к диссоциации и, соответственно, малые значения степени диссоциации.

Амфотерные гидроксиды способны вступать во взаимодействие как с кислотами, так и со щелочами.

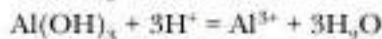
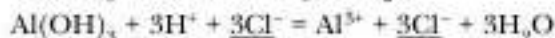
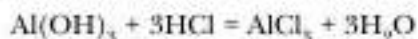


В водном растворе они диссоциируют как кислоты (с образованием катиона H^+) или как щёлочи (с образованием аниона OH^-) в зависимости от условий. В общем виде схему электролитической диссоциации амфотерного гидроксида можно выразить следующим образом:

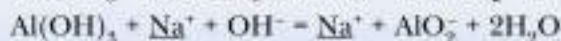


Примерами амфотерных гидроксидов являются гидроксиды алюминия $Al(OH)_3$, цинка $Zn(OH)_2$, бериллия $Be(OH)_2$, хрома (III) $Cr(OH)_3$.

В зависимости от химической природы сорреагента амфотерный гидроксид проявляет свойства **основания**:



или **кислоты**:



Согласно теории электролитической диссоциации общие свойства щелочных растворов: изменение цвета индикаторов, взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями, а также мылкость растворов на ощупь – обусловлены присутствием в них гидроксид-ионов.

Наиболее общие химические свойства щелочей и нерастворимых оснований представлены в таблице 5.

Задание. Приведите примеры уравнений реакций в молекулярной, полной и сокращённой ионной форме, характеризующие химические свойства растворимого, нерастворимого и амфотерного оснований.

Получим нерастворимые основания и изучим их свойства.



1. В первую пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди (II) $CuSO_4$, а во вторую 2 мл раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$.
2. В каждую пробирку медленно добавляйте раствор гидроксида натрия $NaOH$ до появления признака реакции.
3. В каждую из пробирок добавляйте растворы разбавленных кислот: в первую – серной H_2SO_4 , во вторую – соляной HCl .
4. Отметьте наблюдения, укажите признаки реакций и составьте полные и сокращённые ионные уравнения.

Признаки сравнения	Группы оснований		
	растворимые (щёлочи)	амфотерные	нерастворимые
Примеры	KOH , NaOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (м)	$\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и др.
Электролитическая диссоциация	I $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ II $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$	Очень слабые электролиты	
Взаимодействие с кислотами (нейтрализация)	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$ $= \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- =$ $= \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} =$ $= \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$ $= \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- =$ $= \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ =$ $= \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Отношение к нагреванию	Высокая термическая устойчивость гидроксидов щелочных металлов	Разложение при нагревании $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с кислот	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 =$ $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-	

Ионы оксидов	$2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{CO}_3^{2-} =$ $= 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$		
Взаимодействие со щелочами	—	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} =$ $= \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}^\dagger$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^- =$ $= \text{Na}^+ + \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	—
Взаимодействие с растворами солей	$2\text{KOH} + \text{CuSO}_4 =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ $2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$		

[†] В действительности в данной реакции в водной среде образуется сложное комплексное соединение $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Основные понятия

Основания • **Гидроксид-ионы** • **Кислотность оснований** • **Щёлочи** • **Нерастворимые основания** • **Амфотерные гидроксиды**

Вопросы и задания

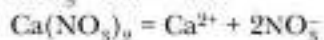
1. Дайте определения сильным и слабым электролитам. Назовите основания и кислоты – сильные электролиты.
2. Гидроксид алюминия – амфотерное малорастворимое в воде основание. С помощью уравнений реакций объясните, что происходит при его диссоциации.
3. Между какими парами веществ возможна обратимая реакция?
 - 1) FeCl_3 и KOH
 - 2) KOH и HCl
 - 3) K_2CO_3 и HNO_3
 - 4) KI и CaCl_2
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$
Результат работы обсудите с товарищем.

§ 11

Соли как электролиты

- ? Какие вещества относят к кислотам и основаниям? Приведите примеры кислот и оснований. Как называют вещества, которые получаются при взаимодействии кислот и щелочей?

Солями называются электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.



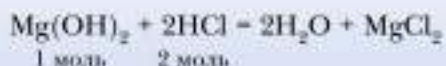
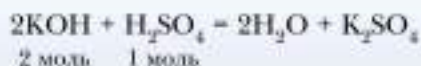
Соли классифицируют по составу:

- *средние*: сульфат калия K_2SO_4 , карбонат натрия Na_2CO_3 , фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- *кислые*: гидросульфат калия KHSO_4 , дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
- *основные*: карбонат гидроксожелеза (III) FeOHCO_3 , сульфат гидрохрома (III) CrOH_2SO_4 ;
- *двойные*: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$.

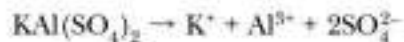
Если рассматривать соли как продукт реакции нейтрализации, т. е. взаимодействия соответствующих основания и кислоты, то легко понять условия образования средних, кислых и основных солей.

Кислые и основные соли — продукты неполного замещения в реакциях нейтрализации ионов водорода катионами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками. Они образуются двух- и многоосновными кислотами (H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.) или двух- и многокислотными основаниями ($\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.).

Средние соли, в отличие от кислых и основных, являются продуктами **полной нейтрализации**:



Двойные соли существуют только в твёрдом виде, при растворении они диссоциируют с образованием двух катионов:



Химические свойства солей представлены в таблице 6.

Задание. Рассмотрите химические свойства солей.

Таблица 6. Химические свойства солей

Химические свойства	Пример	Примечание
Взаимодействие с металлами, более активными, чем металл, образующий соль	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^0$ $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$	См. положение металлов в электрохимическом ряду напряжений
Взаимодействие с растворами щелочей	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{Fe}^{3+} + \underline{3\text{Cl}^-} + \underline{3\text{Na}^+} + 3\text{OH}^- =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \underline{3\text{Na}^+} + \underline{3\text{Cl}^-}$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	Если образуется осадок нерастворимого основания

Химические свойства	Пример	Примечание
Взаимодействие с кислотами	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\underline{2\text{Na}^+} + \underline{\text{SiO}_3^{2-}} + \underline{2\text{H}^+} + \underline{2\text{Cl}^-} =$ $= \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + \underline{2\text{Na}^+} + \underline{2\text{Cl}^-}$ $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$	Если образуется нерастворимое или газообразное вещество, покидающее сферу реакции
Взаимодействие друг с другом в растворах характерно для многих солей	$\text{AgNO}_3 + \text{KBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \underline{\text{NO}_3^-} + \underline{\text{K}^+} + \underline{\text{Br}^-} =$ $= \text{AgBr}\downarrow + \underline{\text{K}^+} + \underline{\text{NO}_3^-}$ $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$	См. условия протекания реакций полного обмена

Задание. Приведите другие примеры уравнений реакций в молекулярной, полной и сокращённой ионной форме, характеризующие химические свойства солей. Результаты работы обсудите с товарищем.

В качестве *способов получения солей* можно рассматривать различные реакции. Рассмотрим основные из этих реакций (табл. 7).

Таблица 7. Способы получения солей

№ п/п	Способ получения	Пример
1	Реакция между металлами и неметаллами	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
2	Реакция между металлами и кислотами	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3	Реакция между металлами и растворами солей	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{Hg} + \text{CuCl}_2$
4	Реакция между оксидами металлов и кислотами	$\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5	Реакция между оксидами металлов и неметаллов	$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$
6	Реакция между оксидами неметаллов и щелочами	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

№ п/п	Способ получения	Пример
7	Реакция между кислотами и щелочами	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
8	Реакция между кислотами и солями	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
9	Реакция между щелочами и солями	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
10	Реакция между двумя солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$

Задание. Какие из реакций, характеризующие способы получения солей, являются реакциями ионного обмена? Составьте их уравнения в полной и сокращённой ионной форме. Результат работы обсудите с товарищем.

Основные понятия

Соли • Средние соли • Химические свойства солей

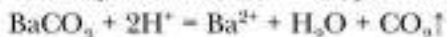
Вопросы и задания

1. Назовите основные химические свойства кислот, оснований, солей.
2. Составьте уравнения реакций, отражающие все возможные способы получения солей: а) сульфат бария; б) сульфид натрия; в) карбонат кальция. Выясните, где и как применяются эти соли.
3. Чистый оксид цинка, необходимый для приготовления пудры, медицинских препаратов подсушивающего и вяжущего действия и лейкопластыря, получают прокаливанием основного карбоната цинка (карбоната гидроксоцинка). Сколько оксида можно получить из 360 кг основной соли, содержащей 4% примесей?
4. Технический карбонат калия, или поташ (от нем. *Pott* – «горшок» и *Asche* – «зола»), – необходимый компонент сырья для производства стекла. В старину (в России – до середины XIX в.) его получали из золы древесины. Так, из 1 м³ сожжённой древесины вяза получали 0,76 кг поташа, из древесины липы – 0,5 кг поташа. Щёлок, полученный обработкой золы водой, выпаривался в горшках до образования кристаллического поташа. Почему такой способ получения экономически и экологически несостоятелен? Какими другими способами он заменён? Опишите эти способы.

■ 5. Какая пара веществ не может участвовать в реакции ионного обмена, идущей до конца?

- 1) карбонат натрия и соляная кислота
- 2) сульфат калия и нитрат бария
- 3) хлорид калия и азотная кислота
- 4) нитрит свинца (II) и соляная кислота

■ 6. Сокращённое ионное уравнение



соответствует уравнению химической реакции

- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 2) $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 3) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
- 4) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$



Практическая работа 2

Решение экспериментальных задач по теме «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Цель работы: научиться проводить реакции ионного обмена и пользоваться таблицей растворимости кислот, оснований, солей.

Вспомните правила техники безопасности при работе с химическими реактивами и оборудованием в кабинете химии.

Ход работы

Задача 1

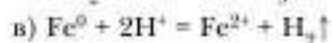
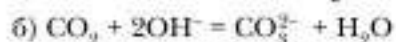
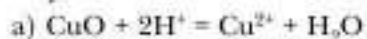
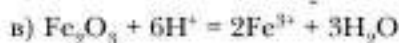
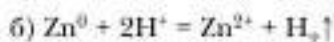
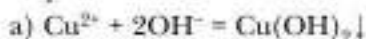
Исходя из реактивов, выданных для практической работы, приведите по одному примеру реакций ионного обмена, которые вы могли бы осуществить. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной (полной и сокращённой) форме. Эти реакции должны отвечать следующим требованиям:

- а) в результате реакции выделяется газ;
- б) признаком реакции является выпадение осадка;
- в) в результате реакции образуется вода.

Проведите соответствующие опыты. Отметьте признаки проведённых реакций.

Задача 2

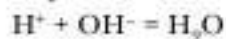
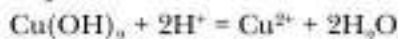
Выберите один из вариантов задания.

Вариант 1**Вариант 2**

Осуществите практически эти реакции. Запишите уравнения реакций в молекулярной и полной ионной форме. Отметьте признаки реакций и укажите их тип.

Задача 3

Для многих реакций, протекающих в растворах электролитов, можно записать одинаковые сокращённые ионные уравнения.

Вариант 1**Вариант 2**

Договоритесь с соседом по парте, какой вариант будет выполнять каждый из вас. Проведите по две реакции, сущность которых можно описать уравнением из выбранного вами варианта. Запишите уравнения этих реакций в молекулярной и полной ионной форме. Отметьте признаки реакций и условия их протекания. Сравните свои записи. Если понадобится, помогите друг другу.

Задача 4

Предложите не менее двух способов получения одного из веществ (по вашему выбору).

Вариант 1

Хлорид цинка

Вариант 2

Хлорид меди (II)

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной (полной и сокращённой) форме. Отметьте признаки реакций и условия их проведения.

Гидролиз солей*(Дополнительный материал к § 11)*

Если в три пробирки налить по 2—3 мл растворов солей, например хлорида алюминия, ацетата натрия, нитрата калия, и добавить в каждую пробирку по 2—3 капли раствора лакмуса, то можно наблюдать разные изменения окраски индикатора. Все исследуемые в опыте вещества — растворы солей сильных электролитов. Почему же в разных растворах окраска лакмуса изменилась неодинаково?

Начнём анализировать результаты опыта с раствора ацетата натрия, в котором лакмус стал синим. При растворении соль диссоциировала:



Катионы натрия и ацетат-ионы находятся в растворе, где наряду с молекулами воды присутствуют и её ионы, которые в незначительных количествах образуются при диссоциации этого слабого электролита. Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу, при столкновениях они могут ассоциироваться. Однако гидроксид натрия — сильный электролит, поэтому образовавшиеся ионные пары будут вновь диссоциировать. А вот ацетат-ионы, соединяясь с ионами H^+ , образуют молекулы слабого электролита — уксусной кислоты.

Связывание ацетат-ионами катионов H^+ ведёт к накоплению в растворе гидроксид-ионов, что и объясняет наличие щелочной среды и изменение окраски лакмуса в растворе ацетата натрия на синюю:



Описанное явление называется **гидролизом**.

Гидролиз (разложение водой) охватывает большой круг явлений, распространённых в природе и имеющих большое практическое значение. Существует даже целая отрасль народного хозяйства — гидролизная промышленность, занимающаяся производством ценных продуктов (глюкозы, белковых дрожжей) из непищевого сырья — древесных опилок, соломы, кукурузных кочерыжек и т. п.

Мы пока познакомимся лишь с одним частным случаем, а именно с гидролизом солей. Разобранный выше пример позволяет сформулировать определение.

Гидролиз соли — взаимодействия ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.

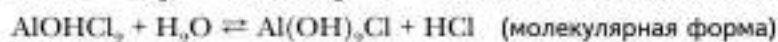
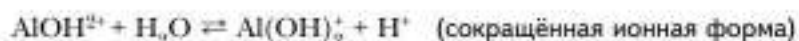
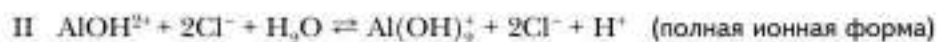
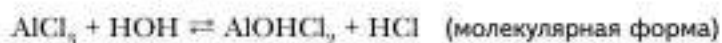
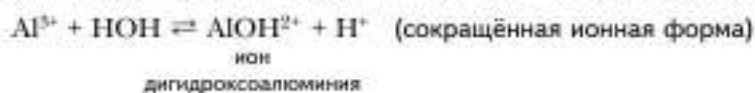
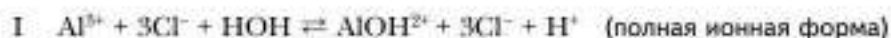
Из определения ясно, что для предсказания возможности протекания гидролиза необходимо анализировать состав соли в целях выяснения вопроса: какие электролиты (сильные или слабые) могут быть образованы её ионами в процессе обменного взаимодействия с водой? Отсюда становится понятным сохранение фиолетовой окраски лакмуса в растворе нитрата калия. При диссоциации этой соли:



образуются ионы, не способные в растворе связывать ионы водорода или гидроксид-ионы, поскольку в результате ассоциации образовались бы молекулы сильных электролитов — гидроксида калия и азотной кислоты, которые тут же диссоциируют вновь.

Покраснение лакмуса в растворе соли алюминия объясняется тем, что катионы алюминия в водном растворе взаимодействуют с водой, связывая гидроксид-ионы. Накопление ионов водорода определяет кислую реакцию

среды, в которой лакмус становится красным. Поскольку катион алюминия трёхзаряден, гидролиз может протекать по ступеням.



При прохождении гидролиза по первым двум ступеням происходит столь значительное накопление ионов водорода (гидроксония), что равновесие реакции смещается влево, и по третьей ступени гидролиз уже не протекает. При обычных условиях гидролиз в наибольшей степени идёт по первой ступени, поэтому мы ограничимся написанием уравнений гидролиза по первой ступени.

По способности к гидролизу все соли на основе их состава могут быть разделены на четыре группы (табл. 8).

Химические реакции в свете трёх теорий: атомно-молекулярного учения, электронного строения атома, теории электролитической диссоциации *(Дополнительный материал к главам 1 и 2)*

Мы познакомились с несколькими научными теориями, возникшими в разное время, сменившими друг друга или дополнявшими и обогатившими одна другую. Посмотрим, как с позиций разных теорий рассматривается важнейшее понятие химии — химическая реакция (табл. 9).

Эти теории опираются на различные факты, закономерности и, соответственно, имеют различные области применимости (табл. 10).

Таблица 8. Гидролиз солей

Состав соли		Примеры	Способность к гидролизу	Уравнение реакции гидролиза	Реакция среды
Катион	Анион				
Сильного основания	Сильной кислоты	BaCl ₂ , NaBr, K ₂ SO ₄	Не гидролизуются	–	Нейтральная
Слабкого основания	Слабой кислоты	CH ₃ COONH ₄ , (NH ₄) ₂ CO ₃	Гидролизуются в наибольшей степени	CH ₃ COONH ₄ + H ₂ O ⇌ ⇌ CH ₃ COOH + + NH ₃ · H ₂ O	Зависит от степени диссоциации (α) образующихся продуктов
Сильного основания	Слабой кислоты	Na ₂ CO ₃ , K ₂ SO ₃ , CH ₃ COONa	Гидролизуются	CO ₃ ²⁻ + H ₂ O ⇌ HCO ₃ ⁻ + + OH ⁻	Щелочная
Слабкого основания	Сильной кислоты	ZnCl ₂ , Fe(NO ₃) ₃ , CuSO ₄	Гидролизуются	Zn ²⁺ + H ₂ O ⇌ ZnOH ⁺ + + H ⁺	Кислая

Таблица 9. Химическая реакция с позиций разных изученных теорий


Теория и время её создания	Уровень структурной организации вещества	Структурные изменения, происходящие в ходе реакции	Пример
Атомно-молекулярное учение (60-е гг. XIX в.)	Атомы, молекулы	Перегруппировка неизменяющихся в процессе реакции атомов	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{эл. ток}} 2\text{H}_2\text{O}$ 
Теория электронного строения вещества (XX в.)	Атомы, протоны, электроны, ионы, молекулы	Переход электронов. Реакции делятся на электронодинамичные и электроно-статичные. В электронодинамичных реакциях осуществляется переход электронов, т. е. электронные оболочки атомов изменяются	$2\text{Ca}^0 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$
Теория электролитической диссоциации (конец XIX в.)	Молекулы, ионы, кристаллы	Разрушение кристаллических решёток исходных веществ. Образование ионов. Гидратация ионов. Образование кристаллической решётки продуктов реакции	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$

Таблица 10. Области применения теорий

Теория	Процессы, описываемые теорией	Основные характеристики веществ, учитываемые теорией	Приложение теории
Атомно-молекулярное учение	Взаимодействие молекул на основе закона сохранения массы	Количество, вид и масса атомов веществ, участвующих в реакции	Возможность расчёта массы и количества веществ, участвующих в реакции
Теория электронного строения вещества	Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов	Строение: тип и энергия связи, структура кристаллических решёток реагирующих и образующихся веществ	Качественное и количественное описание химических процессов Прогнозирование: состава, строения, свойств продуктов реакции; энергетических изменений в ходе реакции; возможности изменения направления, скорости протекания реакции. Запись соответствующих уравнений реакций
Теория электролитической диссоциации	Реакции электролитов в растворах		

В процессе изучения химии вы уже ознакомились со многими неметаллическими элементами и их соединениями. Наиболее известные неметаллы – водород, кислород и их уникальное соединение – вода. В 8 классе вы ознакомились с семейством неметаллических элементов VII группы главной подгруппы Периодической системы – галогенами, с их свойствами. В этом разделе вы получите целостные представления о других элементах-неметаллах. Учитывая, что вы имеете некоторые знания о них, умеете использовать Периодическую систему Д. И. Менделеева, мы изменим привычный порядок изложения и пойдём в изучении неметаллов не от частного к общему, а, наоборот, от их общих свойств к ознакомлению с их группами, а затем и с конкретными представителями групп неметаллов. Такой подход называют *дедуктивным*.

Глава 3. Общая характеристика неметаллов

§ 12

Элементы-неметаллы в Периодической системе Д. И. Менделеева и в природе

- ? По каким признакам можно разделить все химические элементы?
- Как различаются по строению атомов элементы металлов и неметаллов?
- Чем элементы-неметаллы отличаются от простых веществ-неметаллов?
- Где в Периодической системе размещаются неметаллические элементы и где металлические, каких больше?
- Какие неметаллы наиболее распространены в природе?

Рассмотрим положение элементов-неметаллов в Периодической системе. Уточним вначале их место *в периодах*. **Элементы-неметаллы** находятся в правом верхнем углу Периодической системы, занимая большую часть малых периодов и размещаясь в конце нечётных рядов больших периодов. С увеличением порядковых номеров неметаллические свойства этих элемен-

тов усиливаются. Причину следует искать в изменении электронных структур их атомов: с увеличением порядкового номера их внешний электронный слой последовательно увеличивается на один электрон, за исключением атомов элементов 1-го периода от H до He, у которых электроны заполняют лишь первый электронный слой (предельно $2e^-$) (табл. 11).

Таблица 11. Электронное строение атомов элементов-неметаллов 2-го периода

IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
B	C	N	O	F	Ne

? Почему фтор является самым активным неметаллом?

У неона, завершающего 2-й период, все электроны внешнего слоя (валентные электроны) спарены. Подобное строение имеют и другие атомы элементов, завершающих периоды (Ar, Kr, Xe, Rn), у которых все внешние слои заняты спаренными электронами, образующими устойчивую восьмизлектронную структуру. При обычных условиях их простые вещества, как правило, не вступают в химические реакции и представляют собой одноатомные газы. Поэтому их часто называют **инертными газами** или **благородными газами**. Последнее название более целесообразно, так как известны некоторые соединения этих элементов (например, XeO_4 , RnF_6 и др.).

					(H)	He
Be	B	C	N	O	F	Ne
		Si	P	S	Cl	Ar
			As	Se	Br	Kr
				Te	I	Xe
					At	Rn

Рис. 11. Положение элементов-неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева

Итак, элементы-неметаллы расположены в IIIA–VIIIA-группах Периодической системы.

Вместе с тем не все A-группы Периодической системы состоят из элементов-неметаллов. Их число в главной подгруппе возрастает с увеличением её номера. Так, в IIIA-группе находится только один элемент-неметалл (бор), в IVA-группе их два (углерод и кремний), в VA-группе – три элемента и т. д. В VIIA-группе уже все элементы – неметаллы. Это известные вам галогены. VIIIA-группу занимают благородные газы. Их также относят к неметаллам.

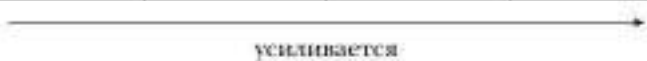
Проведённый анализ положения элементов-неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева позволяет сделать следующие выводы.

! Элементы-неметаллы расположены в правом верхнем углу Периодической системы, границы которого определяются условной диагональю, соединяющей знак бериллия (самый верхний элемент слева) и знак астата (с.м. нижнюю строку). Самый активный неметалл — фтор (рис. 11).

? Почему водород в равной мере занимает своё место как в IA-группе элементов, так и в VIIA-группе? Аргументируйте свой ответ.

Рассмотрим периодическое изменение некоторых свойств элементов-неметаллов на примере 3-го периода (табл. 12).

Таблица 12. Изменение свойств атомов элементов-неметаллов 3-го периода

Свойства	Si	P	S	Cl
Порядковый номер (Z)	14	15	16	17
Электронная структура атома	$(+14) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 4 \end{array} \right\}$	$(+15) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 5 \end{array} \right\}$	$(+16) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 6 \end{array} \right\}$	$(+17) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \ 8 \ 7 \end{array} \right\}$
Радиус атома, нм	0,117	0,111	0,104	0,099
ОЭО атома элемента	1,90	2,19	2,58	3,16
Высшая положительная степень окисления	+4 (SiO_2)	+5 (P_2O_5)	+6 (SO_3)	+7 (Cl_2O_7)
Отрицательная степень окисления	-4 (SiH_4)	-3 (PH_3)	-2 (H_2S)	-1 (HCl)
Неметаллический характер элемента				

? Сделайте выводы об изменении свойств атомов элементов 3-го периода и укажите причину этих изменений.

Для этих элементов характерны газообразные водородные соединения и высшие кислородные соединения кислотного характера, их оксиды являются кислотными оксидами, а гидроксиды – кислотами. Формы и свойства водородных и высших кислородных соединений зависят от характерных степеней окисления данного элемента.

Анализ свойств элементов-неметаллов по их положению в главных подгруппах. У всех элементов-неметаллов одной А-группы одинаковое число внешних электронов при разном количестве электронных слоёв в атомах.

Число электронов внешнего электронного слоя у атомов химических элементов одной А-группы равно номеру группы, в которой они располагаются в Периодической системе. Их числу соответствует и высшая степень окисления элемента в кислородных соединениях, а также форма последних.

Рассмотрим закономерности изменения некоторых свойств элементов-неметаллов на примере галогенов – элементов VIIA-группы (табл. 13).

Таблица 13. Изменения некоторых свойств атомов элементов VIIA-группы

Химический элемент	Z	A _r	Число валентных электронов	Радиус атома, нм	ОЭО	Степень окисления		Усиление неметаллических свойств
						высшая	низшая	
Фтор F	9	19,0	7	0,072	3,98	0	-1	↑
Хлор Cl	17	35,5	7	0,099	3,16	+7	-1	
Бром Br	35	79,9	7	0,114	2,96	+7 (+5)	-1	
Иод I	53	126,9	7	0,136	2,66	+7	-1	
Формы соединений						R₂O₇	HR	

Распространение элементов-неметаллов в природе. Распространение неметаллов на Земле и в космосе различно. Их содержание обычно выражается в массовых или атомных долях. Среднее относительное содержание химического элемента в какой-либо природной среде называется его *распространённостью*.

Наиболее распространёнными элементами земного шара являются кислород, кремний и азот. Другие элементы-неметаллы встречаются в природе в значительно меньшем количестве.

Кислород составляет примерно половину общей массы элементов, образующих земную кору (49,13%). Кислород является таюже составной частью атмосферы, он занимает $\frac{1}{5}$ часть её объёма (21%). Выдающаяся роль кислорода в жизни природы явилась причиной того, что кислород, по выражению Я. Берцелиуса, «сделался осью, вокруг которой вращается вся земная химия».

Вторым по распространённости на Земле элементом после кислорода является **кремний**. Масса земной коры более чем на четверть (27,6%) состоит из кремния, который образует самые разнообразные природные соединения с кислородом вследствие своего особенного сродства к кислороду. Это не только основополагающий элемент царства минералов, но и элемент, играющий огромную роль в жизни растений и животных, в научно-техническом прогрессе общества.

К распространённым элементам природы следует отнести и **азот**. Жизнь на Земле многим обязана азоту. Удивляет резкое несоответствие между содержанием этого элемента в земной коре (литосфере) — 0,01% и в атмосфере — 75,6% по массе или 78,09% по объёму. В общем-то мы обитаем в азотной атмосфере, умеренно обогащённой кислородом. Кислород и азот в обычных условиях не взаимодействуют между собой, что имеет большое значение для жизни на Земле.

В малых количествах в атмосфере встречаются и **инертные газы**. В составе воздуха их около 1% (0,94%) по объёму. Они также при обычных условиях не реагируют с другими компонентами воздуха.

Хорошо вам известный элемент **водород** распространён в земной коре значительно меньше, чем перечисленные выше элементы, он составляет лишь 1% (по массе). В атмосфере водород присутствует в незначительном количестве. На Земле он относился бы к крайне редким элементам, если бы большие массы водорода не сосредоточивались в гидросфере в виде его самого распространённого соединения — воды. Во Вселенной водород является господствующим элементом. Его особая роль в жизни Вселенной заключается в том, что водород является источником энергии Солнца и звёзд.

Углерод встречается в природе как в виде аллотропных модификаций (графит, алмаз), так и в виде разнообразных соединений (углекислый газ, соли и органические вещества). Вам хорошо известны такие природные соединения углерода, как известняки, сланцы, графит, торф, нефть, уголь и др. Вместе с тем в земной коре на долю углерода приходится всего лишь 0,001% всей её массы, а в воздухе углекислый газ занимает лишь 0,03% его объёма. Помимо Земли, углерод обнаружен в метеоритах, в атмосфере молодых звёзд.

В значительно меньших количествах в природе встречаются элементы-неметаллы — фосфор, сера и др.

В природе многие элементы-неметаллы находятся в виде смеси изотопов (см. учебник химии для 8 класса).

Химические элементы и их природные соединения, распространение их в земной коре и — насколько возможно — на земном шаре в целом изучает наука геохимия.

Элементы и образованные ими вещества, как формы их существования, составляющие живую и неживую природу, включаются в разные **биогеохимические циклы — круговороты**. Элементы, входящие в состав организмов и выполняющие важные биологические функции, называются **биогенными**. Основными биогенными элементами являются кислород, углерод, водород, азот, фосфор и некоторые другие.

Круговорот биогенных элементов в биосфере представляет собой переход их из минеральной формы в живую материю и наоборот за счёт множества химических, геохимических и биохимических превращений.

Основные понятия

Элементы-неметаллы: их положение в Периодической системе Д. И. Менделеева • Инертные газы • Распространённость в природе

Вопросы и задания

1. Какие элементы и по каким признакам относятся к неметаллическим?
2. Какое место занимают элементы-неметаллы в Периодической системе?
3. Назовите элементы-неметаллы, наиболее распространённые в земной коре, в атмосфере, составьте таблицу или диаграмму их распространённости.
4. Высший оксид химического элемента с порядковым номером 17 в Периодической системе Д. И. Менделеева проявляет свойства
 - 1) основные
 - 2) амфотерные
 - 3) кислотные
 - 4) несольобразующего оксида
5. Химическому элементу, строение электронной оболочки которого $2\bar{e}8\bar{e}6\bar{e}$, соответствует летучее водородное соединение типа
 - 1) H_4R
 - 2) H_5R
 - 3) H_2R
 - 4) HR

6. Общими признаками строения атомов химических элементов VA-группы Периодической системы Д. И. Менделеева являются:

- 1) одинаковый радиус атома
- 2) одинаковое число протонов в ядре атома
- 3) одинаковое число электронов в атоме
- 4) одинаковое число электронов на внешнем электронном слое

7. Используя Интернет, подготовьте краткое сообщение о применении радионуклидов элементов-неметаллов в медицине и сельском хозяйстве.

8. Используя энциклопедии, журналы и научно-популярную литературу, составьте общую характеристику выбранного вами элемента-неметалла.



Выводы

1. Элементы-неметаллы расположены в IIIA–VIIIA-группах Периодической системы Д. И. Менделеева, занимая её верхний правый угол.

2. Во внешнем электронном слое атомов элементов-неметаллов находится от трёх до восьми электронов.

3. Неметаллические свойства элементов усиливаются в периодах и ослабевают в A-группах с увеличением порядкового номера элемента.

4. Элементы-неметаллы обладают высокими значениями ОЭО и сродства к электрону по сравнению с элементами-металлами.

5. В отличие от элементов-металлов, неметаллы образуют газообразные водородные соединения формы: RH_4 , RH_3 , H_2R , HR .

6. Высшие кислородные соединения неметаллов имеют кислотный характер (кислотные оксиды и гидроксиды). Формы оксидов: RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 ; формы соответствующих им кислот: H_2RO_3 , HRO_3 , H_2RO_4 , HRO_4 . Далеко не все из этих соединений устойчивы.

7. Атомы элементов-неметаллов способны как принимать электроны, проявляя окислительные функции, так и отдавать их, проявляя восстановительные функции.

Простые вещества-неметаллы, их состав, строение, общие свойства и способы получения



Какие вещества называются простыми, а какие сложными?

С помощью какого типа химической связи образуются простые вещества-неметаллы?

В какие реакции вступают простые вещества-неметаллы?

Состав, агрегатное состояние и строение неметаллов. Вы уже знакомы со многими простыми веществами-неметаллами: кислородом, водородом, галогенами. Это вещества, в молекулах которых атомы одного и того же химического элемента связаны между собой *ковалентной неполярной связью*. С помощью этой связи образуются разные по составу и строению **простые вещества-неметаллы**. Одни из них в обычных условиях существуют в виде двухатомных молекул (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 и др.), другие образуют более сложные по составу молекулы (так, у фосфора они состоят из четырёх атомов, а у ромбической серы — из восьми и т. д.), а также есть простые вещества, представляющие собой атомные агрегаты (кремний, углерод в виде алмаза и графита и др.).

В обычных условиях неметаллы существуют в *различных агрегатных состояниях*: в виде газов, состоящих из одноатомных (инертные газы), двухатомных (кислород, водород, фтор, хлор, азот и др.), трёхатомных (озон) молекул, и в виде жидкости (бром); в виде твёрдых кристаллических и аморфных веществ (кремний, углерод и др.).

Строение твёрдых неметаллов также различно; оно может быть молекулярным и немолекулярным. Многие простые вещества-неметаллы в твёрдом состоянии имеют *молекулярный тип кристаллической решётки*. Из известных вам неметаллов у углерода и кремния *атомный тип* кристаллической решётки, в которой атомы связаны между собой прочной ковалентной связью, имеющей высокую энергию, например алмаз. Поэтому у веществ с атомной кристаллической решёткой высокие температуры плавления и кипения. Для молекулярных веществ характерен *молекулярный тип* кристаллической решётки, где связь между составляющими её частицами (молекулами) осуществляется благодаря сравнительно слабым межмолекулярным взаимодействиям, которые обуславливают их некоторые физические свойства: малую прочность, сравнительно низкую температуру плавления и кипения, а следовательно, и высокую летучесть.

Молекулярные вещества находятся при обычных условиях в газообразном (кислород, азот и др.) и твёрдом (фосфор, сера и др.) состоянии.

Вспомните свойства кристаллического иода.



Иод — твёрдое тёмно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском. При нагревании легко возгоняется, образуя фиолетовые пары. При быстром повышении температуры он плавится ($t_{\text{пл}} = 114\text{ }^{\circ}\text{C}$) и кипит ($t_{\text{кип}} = 184\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Некоторые неметаллы в твёрдом виде существуют не только в кристаллическом, но и в аморфном состоянии. **Аморфные вещества** представляют собой агрегаты частиц, расположенных более беспорядочно, чем в кристалле. В отличие от кристаллических веществ, имеющих определённую температуру плавления и кипения, аморфные вещества плавятся в интервале температур. В зависимости от условий, при которых происходит переход из расплавленного состояния в твёрдое, одно и то же вещество можно получить как в кристаллическом, так и в аморфном виде. Так, например, при прокаливании диоксида кремния SiO_2 с магнезиом можно получить бурый порошок аморфного кремния. Вещества в аморфном состоянии отличаются более высокой химической активностью по сравнению с веществами в кристаллическом состоянии.

Задание. Приведите примеры простых веществ, образованных атомами одного и того же химического элемента.

Некоторые неметаллы способны существовать в виде нескольких простых веществ. Примером может служить элемент углерод и его простые вещества: алмаз, графит и др.



Способность атомов одного и того же элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией.

Свойства аллотропных видоизменений элемента зависят от того, как и в каком количестве связываются между собой атомы в данном веществе (кислород O_2 , озон O_3) и как они расположены в пространстве (алмаз и графит).

Явление аллотропии широко распространено у неметаллов. В дальнейшем вы узнаете, что все элементы группы VIA образуют несколько аллотропных форм.



Простые вещества-неметаллы отличаются по своему составу, строению и агрегатному состоянию, характеризуются широким диапазоном физических свойств и способностью к аллотропии.

Химические свойства и получение неметаллов. В процессе изучения химии вы уже познакомились со многими химическими реакциями неметаллов, в которых проявляются их химические свойства.

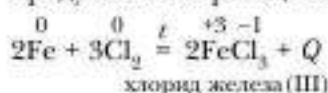
Задание. Приведите примеры химических реакций неметаллов. Почему они являются окислительно-восстановительными?

Все реакции неметаллов (кроме аллотропных превращений) относятся к окислительно-восстановительным.

Убедимся в этом, рассмотрев, какие функции выполняют в окислительно-восстановительных реакциях неметаллы, с какими веществами они взаимодействуют.

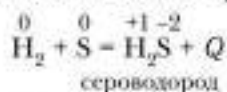
1. Взаимодействие неметаллов с металлами. Вы уже знаете, что многие металлы горят в кислороде и хлоре.

Задание. Опишите реакции кислорода, серы, хлора и других неметаллов с металлами. Составьте уравнения этих реакций методом электронного баланса (см. учебник химии для 8 класса). Назовите продукты этих реакций. Например:



2. Взаимодействие неметаллов с водородом. Неметаллы взаимодействуют с водородом. Эти реакции – окислительно-восстановительные (водород является восстановителем), экзотермические. Но характер их протекания зависит от условий. Так, например, кислород и хлор могут медленно реагировать с водородом, а могут и со взрывом (см. учебник химии для 8 класса).

С водородом реагируют и другие неметаллы, например сера:



Поскольку в школьных условиях демонстрация этих реакций небезопасна, дадим их описание.

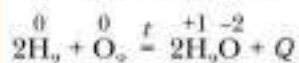


Рис. 12. Горение водорода в хлоре

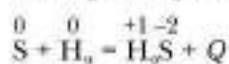
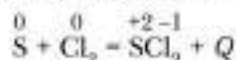


Горение водорода в кислороде и в хлоре. Если проверенный на чистоту водород поджечь у конца газоотводной трубки от прибора, в котором его получают, и внести пламя в сосуды (рис. 12), наполненные один кислородом, а другой хлором, то водород продолжает гореть в этих газах с изменением характера пламени. Если же поджечь смесь

водорода и кислорода («гремучий газ») или смесь водорода и хлора, то их реакция происходит со взрывом (цепная реакция). В данном случае изменение условий повлекло за собой изменение характера взаимодействия, но продукты реакции в обоих случаях будут те же самые. В реакции с кислородом это вода, а с хлором образуется «туман», состоящий из капелек соляной кислоты:



3. Взаимодействие неметаллов с другими неметаллами. В этом случае неметаллы могут выступать в качестве как окислителей, так и восстановителей. Например, при взаимодействии с водородом сера – окислитель, а в реакции с хлором она – восстановитель:



Задание. Вы наблюдали, как сгорают в кислороде уголь и фосфор. Охарактеризуйте эти реакции и напишите их уравнения.

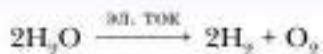
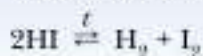
4. Взаимодействия неметаллов со сложными веществами. Со многими реакциями этого вида вы встречались при изучении процессов горения, химических свойств галогенов, серы и др. Приведём примеры:



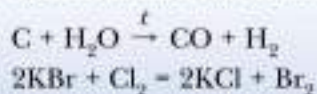
Неметаллы как простые вещества взаимодействуют с металлами, с неметаллами и со сложными веществами. Эти реакции являются окислительно-восстановительными.

Общие способы получения неметаллов. Неметаллы как простые вещества можно получить различными способами:

а) разложением сложных веществ:



б) вытесняем их из сложных веществ (реакция замещения):



Основные понятия

Простые вещества-неметаллы • Состав и строение неметаллов • Аллотропия неметаллов • Химические свойства и способы получения неметаллов

Вопросы и задания

1. Приведите примеры простых веществ-неметаллов. Какое строение имеют их кристаллические решётки?
2. Что такое аллотропия? Приведите примеры аллотропии некоторых неметаллов.
3. Какого типа кристаллические решётки у неметаллов в твёрдом состоянии? Приведите примеры веществ с разными типами решёток, дайте сравнительную характеристику их физических свойств.
4. Аллотропными модификациями являются
 - 1) кислород и водород
 - 2) кислород и озон
 - 3) фтор и хлор
 - 4) сера и кислород
5. Сера не взаимодействует с
 - 1) водородом
 - 2) кислородом
 - 3) металлами
 - 4) водой
6. Предложите схему, обобщающую физические и химические свойства неметаллов и их связь со строением этих веществ. Обсудите её с товарищем.

§ 14

Водородные и кислородные соединения неметаллов

- ? Приведите примеры формул высших кислородных и летучих водородных соединений элементов 3-го периода. Для атомов каких элементов характерны такие водородные соединения?

Приведённые в нижней части Периодической системы Д. И. Менделеева общие формулы высших кислородных и летучих водородных соединений элементов разных групп отражают типичные для этих групп элементов

формы их соединений. Понятие «форма соединений» ввёл в химию Д. И. Менделеев.

Общие формулы отражают состав соединений, типичный для целой группы или подгруппы элементов.

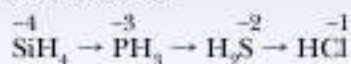
Задание. Опираясь на общие формулы водородных и кислородных соединений элементов 3-го периода, отметьте закономерные изменения состава и свойств этих соединений, а также изменения характера элементов.

Элементы-неметаллы, в отличие от металлов, имеют **газообразные водородные соединения**.

Их состав зависит от степени окисления неметалла (HCl , H_2O , PH_3 , CH_4 и др.).

При рассмотрении свойств летучих водородных соединений неметаллов в соответствии с их положением в периодах Периодической системы можно наблюдать некоторые общие закономерности в изменении их свойств (полярность, растворимость, характер водородных и кислородных соединений).

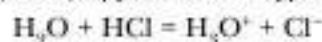
Так, полярность молекул газообразных водородных соединений у элементов 3-го периода возрастает с увеличением ОЭО атомов при переходе от IV к VII группе, т. е. при уменьшении отрицательной степени окисления центрального атома:



В этом же порядке возрастают растворимость соединений в воде, их кислотность и прочность.

Ещё раз обратимся к хорошо известному вам опыту по растворению хлороводорода в воде (рис. 13). Напомним, что в 1 л воды растворяется около 400 л хлороводорода. Вода с силой врывается в разреженное пространство, образовавшееся в сосуде, и бьёт фонтаном, заполняя склянку. Добавленный в водный раствор лакмус краснеет, что доказывает образование кислоты.

Рассмотрим сущность этого процесса: молекулы хлороводорода полярны, хорошо растворимы в воде и диссоциируют в ней по уравнению:

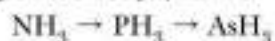


При взаимодействии с водой каждая молекула хлороводорода отдаёт молекуле воды протон (катион водорода), который присоединяется к ней по донорно-акцепторному механизму, образуя ион гидроксония H_3O^+ . Именно от этого иона зависят кислотные свойства раствора хлороводорода (см. § 5).

В периодах слева направо *усиливается* кислотный характер водородных соединений неметаллов:

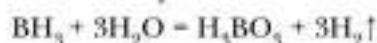


В А-группах полярность молекул, растворимость и основной характер водородных соединений неметаллов в воде, наоборот, *уменьшаются* при переходе сверху вниз:



По отношению к воде летучие водородные соединения неметаллов можно разделить на три группы:

- хорошо растворяющиеся в воде с диссоциацией на ионы (HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se , NH_3), проявляющие при этом кислотные или основные свойства;
- соединения, разлагаемые водой. К ним относятся летучие водородные соединения бора, кремния, германия. Они подвергаются гидролизу с образованием водорода и кислот:



- летучие водородные соединения неметаллов, не взаимодействующие с водой (например, фосфин – водородное соединение фосфора, метан – водородное соединение углерода и др.).

К другой группе соединений, характеризующих свойства неметаллов, относятся **высшие кислородные соединения** – оксиды: R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 .

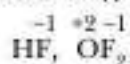
Кислотные оксиды по своему агрегатному состоянию могут быть газообразными (CO_2 , SO_2), твёрдыми (SiO_2) и жидкими (SO_3) (см. учебник химии для 8 класса).

Высшие оксиды неметаллов обычно являются кислотными оксидами, ещё их называют *ангидридами кислот*. Им соответствуют гидроксиды, относящиеся к кислотам: H_3RO_3 , H_2RO_3 , HRO_3 (H_3RO_4), H_2RO_4 , HRO_4 .

Установим периодические закономерности изменения свойств кислородных соединений неметаллов в периодах и А-группах.

С увеличением порядкового номера Z (или заряда ядра атомов) элементов в *периодах* кислотный характер высших оксидов и гидроксидов неметаллов усиливается, в А-группах – ослабевает.

Некоторые неметаллы могут проявлять в соединениях различные степени окисления; кроме положительной, соответствующей номеру группы, и отрицательной, равной разности между числом 8 и номером группы, у них существуют ещё промежуточные положительные, равные разности между номером группы и числом 2. Так, для элементов-неметаллов IVA—VIA-групп промежуточные степени окисления соответственно равны +2, +3, +4 (CO, P₂O₃, SO₂). У галогенов проявляются все степени окисления от +7 до +1, которые различаются между собой также на две единицы (в группе галогенов только фтор имеет в соединениях одну степень окисления, равную -1):



Основные понятия

Газообразные водородные соединения • Высшие кислородные соединения • Периодичность изменения свойств высших гидридов и гидроксидов неметаллов

Вопросы и задания

1. Для каких элементов характерны летучие водородные соединения?
2. Устойчивость водородных соединений в ряду $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{BiH}_3$
 - 1) возрастает
 - 2) не изменяется
 - 3) убывает
 - 4) сначала убывает, затем возрастает
3. Кислотные свойства высших оксидов в ряду $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$
 - 1) усиливаются
 - 2) ослабевают
 - 3) остаются неизменными
 - 4) сначала усиливаются, затем ослабевают
4. В ряду летучих водородных соединений неметаллов: $\text{PH}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{HCl}$ – свойства (слева направо) изменяются следующим образом:
 - а) основные свойства ослабевают, кислотные усиливаются
 - б) основные свойства усиливаются, кислотные ослабевают
 - в) ослабевают и основные, и кислотные свойства
 - г) усиливаются и основные, и кислотные свойстваВыберите правильные характеристики свойств.
5. Почему единственное соединение фтора с кислородом называют фторидом кислорода, а не оксидом фтора?
6. Водородные и кислородные соединения неметаллов могут реагировать друг с другом, например сероводород и оксид серы (IV):
$$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$
Какие функции выполняют в этом процессе водородное и кислородное соединения серы? Расставьте коэффициенты в уравнении реакции.

При изучении предыдущих глав мы уже неоднократно встречались с водородом. Пришло время обобщить и расширить знания об этом химическом элементе, познакомиться с областями и перспективами его применения.

§ 15

Водород — химический элемент и простое вещество

? Вспомните и назовите как можно больше веществ, содержащих в своём составе водород. Какие из этих веществ можно использовать в качестве источника для его получения? Почему?

Химический элемент водород относится к числу наиболее распространённых в природе. Древние китайские хроники свидетельствуют о том, что он и его состав известны человеку очень давно: название неоднократно упоминавшегося в них газа складывалось из иероглифов, означающих «огонь» и «газ».

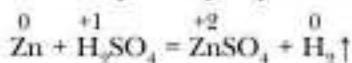


Генри Кавендиш
(1731–1810)

В Европе водород («горючий воздух») наблюдали многие замечательные естествоиспытатели: немецкий врач Парацельс, английские исследователи Дж. Пристли и Р. Бойль. Однако честь первооткрывателя этого газа принадлежит Генри Кавендишу, не только получившему (1766) водород, как Бойль и Пристли, но и исследовавшему его свойства.

Получение водорода в лаборатории. В современных лабораториях для получения водорода пользуются разными приборами. Самый известный из них — аппарат Киппа (рис. 14). Происхождение его названия связано с голландской фирмой, выпускавшей эти аппараты.

Исходными веществами являются металл и раствор кислоты. Обычно берут цинк и раствор серной кислоты:



Водород можно собирать методами вытеснения воды и воздуха (рис. 15, *а* и *б* соответственно).

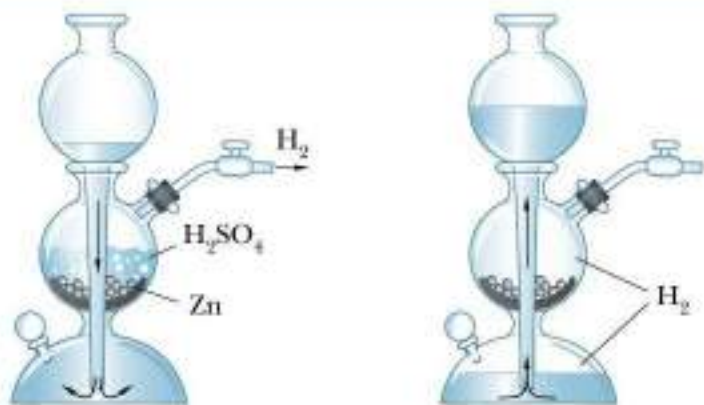


Рис. 14. Аппарат Киппа

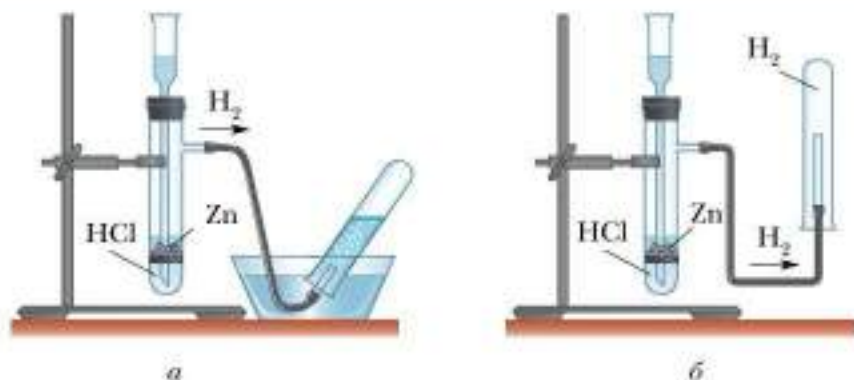
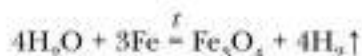


Рис. 15. Способы собирания водорода: вытеснением воды (а) и воздуха (б)

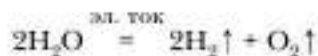
Чистый водород сгорает спокойно. Однако его смесь с кислородом воздуха при поджигании может взрываться. Наибольшую опасность представляет смесь двух объёмов водорода и одного объёма кислорода, получившая название *гремучий газ*. Поскольку в сосуде прибора (см. рис. 14, 15) воздух может оказаться не полностью вытесненным, водород перед работой с ним всегда проверяют на чистоту (см. с. 78).

Способ получения более чистого водорода был предложен А. Л. Лавуазье, пропускавшим пары воды через раскалённый на жаровне ружейный ствол:



Задание 1. Попробуйте изобразить прибор, в котором можно получить водород по способу Лавуазье. Результат работы обсудите с товарищем.

Наиболее чистый водород получают с помощью хорошо известной вам реакции (так как технический цинк содержит примеси):



К сожалению, это очень дорогой способ получения газов. Почему?

Физические свойства водорода. Водород – самый лёгкий из всех газов (рис. 16). В воде он малорастворим, обладает наибольшей среди газообразных веществ скоростью диффузии: его молекулы быстрее любых иных распространяются в среде другого вещества, будь то керамика или сталь, легко проходят через любые перегородки.

Задание 2. Рассмотрите рисунок 17. Объясните, почему подкрашенная жидкость вытекает из колбы.



Способность водорода к диффузии возрастает при повышении температуры и давления, что усложняет работу с водородом.

Температуры плавления и кипения водорода (рис. 18) очень низки, поэтому получение (и хранение) жидкого водорода связано с множеством трудностей.

Впервые жидкий водород (20 см^3) был получен профессором химии Лондонского университета Джеймсом Дьюаром 10 мая 1898 г. Через год последовал новый триумф: был получен твёрдый водород. В одной из своих работ Дьюар писал: «Если жидкий водород налить в сосуд с двойными стенками, пространство между которыми наполнено воздухом, то последний немедленно замерзает, и таким образом водород сам себя окружает сильной пустотой».

Для получения твёрдого водорода сосуд с жидким водородом был помещён в сосуд с жидким воздухом, а пары водорода были откачаны насосом. Когда давление достаточно снизилось, жидкий водород превратился в прозрачную массу.

Сравнительная характеристика элемента и простого вещества. Чрезвычайно важной особенностью химического элемента водорода является то, что его ион представляет собой элементарную частицу **протон**, размеры которой на несколько порядков меньше размеров других ионов. Этим обусловлены многие особенности свойств водорода и его соединений.

Химический элемент № 1 образован атомами трёх изотопов. Самым распространённым среди них является лёгкий водород ${}^1_1\text{H}$ – *протий*. На 6800 атомов протия в природе приходится один атом тяжёлого водорода D, или ${}^2_1\text{H}$ – *дейтерия*. *Тритий* (T, или ${}^3_1\text{H}$) – сверхтяжёлый водород; встречается ещё реже, но в природе не является какой-то исключительной редкостью.

В организме каждого человека содержится около $1,7 \cdot 10^9$ атомов радиоактивного трития, что намного меньше, чем содержание других радиоактивных элементов, входящих в его состав. Основным местонахождением сверхтяжёлого водорода-трития служит Мировой океан (85%).

Систематизируем знания о замечательном элементе, «рождающем воду», и его простом веществе – молекулярном водороде.

Задание 3. Ознакомьтесь с содержанием рисунка 18. Какова главная идея составления этой схемы? Как бы вы усовершенствовали содержание схемы и план характеристики элемента простого вещества водорода? Воспроизведите схему в своей тетради по памяти.

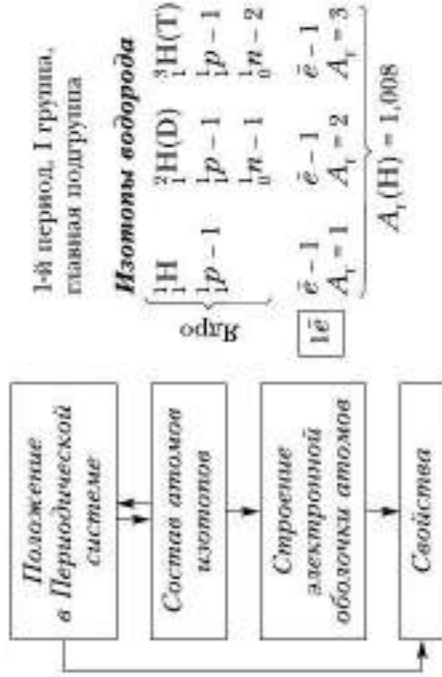
Вывод

Свойства водорода обусловлены составом и строением. Все химические реакции водорода – окислительно-восстановительные. Водород обычно выступает в качестве восстановителя, лишь при взаимодействии с активными металлами он выполняет функцию окислителя.

Основные понятия

Газообразный водород • Жидкий водород • Твёрдый водород

Химический элемент: Н



а) валентность I

б) всеметалл

в) ОЭО = 2,1

г) степени окисления: -1, 0, +1

$+n -1$ 0 $+1$

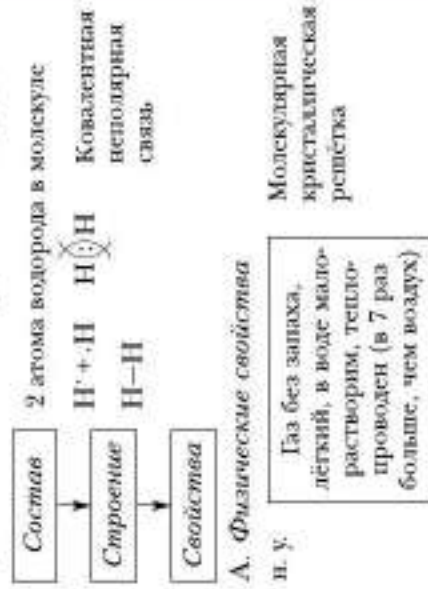
д) формы соединений: MeH_n , H_2 , H_2O

гидриды металлов

Распространение в природе

1 % массы земной коры, 16 % от общего числа атомов земной коры. Входит в состав многочисленных соединений

Простое вещество: H_2 (лёгкий водород)



Б. Химические свойства

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{+1, -2} 2\text{H}_2\text{O} + Q$
 - $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{+1, -2} \text{H}_2\text{S}$
 - $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{+2, -2} \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
 - $\text{H}_2 + 2\text{Na} \xrightarrow{+1, -1} 2\text{NaH}$
- $\text{H}_2 - 2\bar{e} = 2\text{H}^{+1}$ водород – восстановитель
- $\text{H}_2 + 2\bar{e} = 2\text{H}^{-1}$ гидрид-ион водород – окислитель
- гидрид натрия

Рис. 18. Водород (гидрогениум – «рождающий воду»)

Вопросы и задания

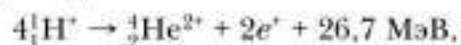
1. Какие из перечисленных металлов можно использовать в аппарате Киппа для получения водорода: Mg (порошок), Sn, Cu, Hg, Fe? Составьте уравнения возможных реакций.
2. Расскажите об устройстве и принципе действия аппарата Киппа.
3. Какую смесь водорода и кислорода называют гремучей?
4. Можно ли считать процесс получения водорода и кислорода путём разложения воды электрическим током безупречным с экологической точки зрения?
5. Как объяснить то, что водород, являющийся преимущественно восстановителем, при взаимодействии с щелочными и щёлочноземельными металлами выступает в качестве окислителя?
6. На примере вещества водорода раскройте взаимосвязь между его составом, строением и свойствами.

Химический элемент водород в космосе и на Земле

(Дополнительный материал к § 15)

Вселенная состоит в основном из водорода и гелия. На водород — самый распространённый химический элемент космоса — приходится основная часть межзвёздной среды и газовых туманностей. Он образует атмосферы и тела планет-гигантов Юпитера, Урана, Сатурна, Нептуна. В виде плазмы водород составляет около половины массы Солнца и большинства звёзд.

В недрах Солнца постоянно происходит превращение ядер атомов водорода в ядра атомов гелия:



где e^+ — позитрон (микрочастица, масса которой равна массе электрона, но с положительным электрическим зарядом).

Процесс протекает в несколько стадий и идёт лишь при таких температурах и давлениях, которые существуют в недрах звёзд. Образование 26,7 МэВ означает, что при «сгорании» 1 г протонов выделяется в 20 млн раз больше энергии, чем при сгорании 1 г каменного угля. Эта ядерная реакция является главным источником энергии, которую постоянно излучает Солнце.

Немало водорода и на Земле. На долю его атомов приходится 1% лито- и гидросферы. Если же сравнить распространённость в земной коре атомов всех образующих её химических элементов, то на долю водорода придётся около 17% от их общего числа. Правда, в земных условиях водород встречается преимущественно в связанном состоянии. Он составляет 11,19% (по

массе) самого распространённого на Земле вещества — воды; входит в состав органических соединений, слагающих угли, природный газ, нефть, глины, а также организмы животных и растений.

В атмосфере Земли содержится очень незначительное количество водорода (0,0001% по числу атомов).

Источниками поступления водорода в воздушную оболочку Земли являются:

а) Мировой океан, в глубинах которого протекают процессы преобразования органического вещества, сопровождающиеся выделением водорода;

б) кратеры вулканов;

в) некоторые фотохимические (протекающие под действием света) реакции в атмосфере.

Показательно, что в Северном полушарии содержание в атмосфере водорода выше, чем в Южном. Это обусловлено тем, что в этой части земного шара сильно развиты промышленность и транспорт, неизменным результатом работы которых является изменение химического состава окружающей среды.

Практическая работа 3

Получение водорода и изучение его свойств

Цель работы: получить водород, научиться проверять его на чистоту, доказать наличие восстановительных свойств у водорода.

Перед выполнением работы необходимо вспомнить следующее.

1. Водород — горючий газ. Смесь его с кислородом, содержащая по объёму от 4 до 94% водорода, называется гремучим газом.

2. В приборе для получения водорода должна быть предохранительная медная сетка (зачем?).

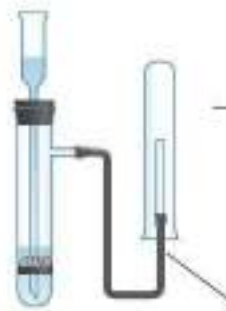

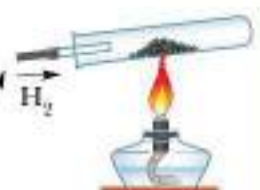
3. Перед работой с водородом необходима его проверка на чистоту. Для этого необходимо собрать водород в пробирку и поднести её к пламени спиртовки (см. схему проведения практической работы, с. 79). Сгорание чистого водорода сопровождается сухим хлопком.

Ход работы

1. Рассмотрите схему, определите последовательность своих действий, приготовьте всё необходимое.

2. Рассчитайте относительную плотность водорода по воздуху и объясните, почему его собирают в опрокинутую вверх дном пробирку.

Схема проведения практической работы

Получение водорода	Проверка его на чистоту	Восстановление оксида меди водородом
 $Zn + H_2SO_4 \rightarrow$	 $H_2 + O_2 \rightarrow$	 $CuO + H_2 \rightarrow$

3. Оформите в тетради таблицу – отчёт о практической работе, заполните графы 1–3.

№ п/п	Название опыта	Рисунок	Уравнение реакции и признаки её протекания	Вывод
1	2	3	4	5

4. Выполните опыты, заполните графы 4, 5. Какие пары веществ могут быть использованы для получения водорода: а) Hg и HCl; б) Zn и HCl; в) Na и H₂O; г) Cu и H₂SO₄; д) K и H₂O? Составьте уравнения возможных реакций.

Применение водорода

(Дополнительный материал к главе 4)

Герой одного из романов Жюль Верна, Сайрус Смит, говорил: «...наступит день, и вода заменит топливо; водород и кислород, из которых она состоит, будут применяться и раздельно: они окажутся таким неисчерпаемым и таким

мощным источником тепла и света, что углю до них далеко». Что вы думаете по поводу этого высказывания?

Первый полёт на воздушном шаре, заполненном газообразным водородом, совершил в 1783 г. французский учёный Жан Шарль. После этого лёгкий (в 14,5 раза легче воздуха) газ использовали для наполнения шаров, метеорологических зондов, стратостатов. В конце XIX в. немецкий конструктор Ф. Цепелин создал гигантские управляемые дирижабли, наполнявшиеся водородом. Во время блокады Ленинграда в период Великой Отечественной войны для противовоздушной обороны города служили аэростаты, которые поднимали в небо на 3—4 тыс. м, а грязный, «отработавший своё» в аэростатах водород в тот период использовали в качестве горючего для автомобилей.

К сожалению, водород не только лёгок, но и горюч. Мгновенная воспламеняемость от случайных и трудноустраняемых причин (например, грозových разрядов, искр, возникающих в результате трения) резко ограничивает возможности его применения. И тем не менее перспективы использования газа в качестве экологически чистого топлива учёные всесторонне изучают.

15 апреля 1988 г. самолёт Ту-155 совершил первый экспериментальный полёт, в котором в качестве топлива служил жидкий водород. Его применение сопряжено с многочисленными сложностями: водород имеет очень низкую температуру кипения (-253°C), для сохранения его в жидком состоянии необходима высокоэффективная теплоизоляция и система поддержания повышенного давления (вспомните о высокой способности газа к диффузии). Объём топлива, требуемого для полёта, очень велик. Кроме того, водород дорог.

При этом водородное топливо обладает чрезвычайно ценными качествами: его теплотворная способность в три раза выше, чем у керосина; при сгорании образуется только вода, безвредная для окружающей среды, т. е. водород является экологически чистым топливом. Поэтому учёные усиленно разрабатывают технологии его использования.

Одной из наиболее замечательных областей применения жидкого водорода является использование его в качестве ракетного топлива. Например, ракета «Энергия», выведшая 15 ноября 1988 г. на орбиту корабль многоразового действия «Буран», содержала 2 тыс. т топлива, в том числе жидкий кислород и жидкий водород. (Суммарная мощность двигателей «Энергии» составляет около $\frac{2}{3}$ мощности Единой энергетической системы бывшего Советского Союза, объединявшей около тысячи электростанций.) Для заправки ракет криогенным (т. е. имеющим очень низкую температуру) топливом на космодромах сооружают особые шаровые хранилища для жидких газов (водорода, азота, кислорода), оснащённые электронно-вакуумной изоляцией.

В нашей стране и за рубежом неоднократно создавались экспериментальные конструкции автомобилей, способных работать на перспективном водородном топливе, некоторые из них получили внедрение в практику.

Технические сложности, препятствующие замене нефтепродуктов водородом, побудили учёных искать другие подходы к его использованию. Оказа-

лось, что даже небольшая добавка водорода к бензину (5—10% по массе) активизирует процесс сгорания топлива, расход топлива сокращается, и коэффициент полезного действия (КПД) двигателя возрастает. Хранить водород в этом случае удаётся в виде соединений (гидридов) в особой установке, размещаемой в экспериментальных автомобилях.



Задание. С помощью компьютера подготовьте презентацию из шести-семи слайдов «Применение водорода».

§ 16

Вода — оксид водорода

? Молекулярная масса воды — всего 18 а. е. м. Существует немало веществ со значительно более тяжёлыми молекулами, являющихся при нормальных условиях газами. Что вы думаете по этому поводу? Что вы можете сказать относительно прочности молекул воды?

Вода

Вода — важнейшее вещество среди многочисленных соединений водорода. Это самое распространённое на Земле вещество. Гидросфера — водная оболочка планеты — занимает 71% поверхности. Как вам хорошо известно, вода входит в состав минералов, горных пород, всех живых организмов.

Вы познакомились с водой как растворителем, способами её синтеза и разложения, отдельными химическими свойствами. Обобщим и расширим эти знания.

Состав воды

В связи с существованием изотопов водорода (H, D, T) и кислорода (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O) известно несколько изотопных разновидностей воды. Наиболее распространённые из них существуют в природе в следующих соотношениях: 99,73% H_2^{16}O ; 0,2% H_2^{18}O ; 0,03% HD^{16}O ; 0,04% H_2^{17}O .

Особый интерес представляет тяжёлая вода D_2O , впервые выделенная из природной воды в 1932 г. Присутствие в составе молекул атомов дейтерия существенно сказывается на свойствах вещества. Последние в значительной степени отличаются от свойств обыкновенной воды. Так, у тяжёлой воды $t_{\text{зам}} = 101,43\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = 3,82\text{ }^\circ\text{C}$, плотность равна $1,104\text{ г/см}^3$. На живые организмы даже небольшие количества тяжёлой воды действуют угнетающе.

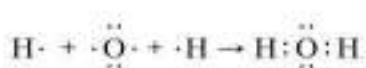
По химическим свойствам тяжёлая вода близка к обычной. Разговор об изотопах водорода будет неполным без упоминания тяжёлой воды (D_2O), т. е. воды, в состав которой вместо протия входят атомы дейтерия. Это вещество нашло применение в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах. Количество природной тяжёлой воды невелико (0,02% от общей массы воды). Собранная со всего земного шара, она могла бы наполнить водоём, равный по объёму Чёрному морю. В составе вод Земли содержится и сверхтяжёлая вода, имеющая в своём составе тритий. Этого экзотического вещества на планете всего 13—20 кг.



Вспомните значения плотности, температуры кипения и плавления, характерные для обыкновенной воды.

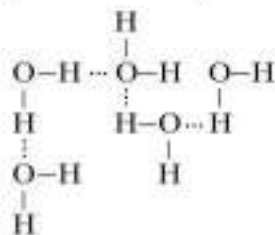
Молярные массы газов — углекислого, сероводорода соответственно равны 44 и 34 г/моль, а молярная масса воды — 18 г/моль.

Как объяснить, что более лёгкие молекулы воды образуют жидкость, в то время как более тяжёлые молекулы сероводорода (при н. у.) существуют в газообразном состоянии? По всей видимости, ответ следует искать в строении вещества. Вы уже знакомы с *образованием и строением молекулы воды*. Обе связи O—H в молекуле воды — *ковалентные, полярные, равноценные*. В то же время заряды в молекуле воды распределяются таким образом, что формируются две противоположно заряженные области, которые находятся на некотором расстоянии друг от друга.



Угловое строение молекулы воды, а также наличие в ней противоположно заряженных центров приводит к возникновению так называемых *водородных связей*.

Отрицательно заряженный атом кислорода одной молекулы притягивается к положительно заряженному атому водорода другой молекулы, и наоборот. Таким образом возникает межмолекулярное взаимодействие:



Молекулы воды оказываются ассоциированными (объединёнными) посредством водородных связей. В единый комплекс объединяется по пять—

семь молекул воды. Такое объединение ведёт к укрупнению частиц вещества, что и обуславливает физические свойства воды: $t_{пл} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{кип} = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (при атмосферном давлении), $\rho = 0,9982\text{ г/см}^3$ при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, т. е. самую высокую теплоёмкость среди жидкостей (4,184 кДж/моль).

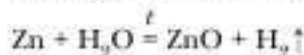
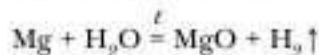
Итак, молекула воды полярна (диполь). Этим объясняется её универсальная способность к растворению всех веществ, имеющих полярное строение. Мы уже вспоминали, что во времена алхимии было сформулировано «золотое правило» растворения: *подобное растворяется в подобном*. Вода блестяще подтверждает это правило: в ней растворяются оксиды, кислоты, соли, щёлочи – вещества, для которых характерна ионная или полярная ковалентная связь.

Химические свойства воды

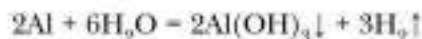
1. *Взаимодействие воды с металлами*. Эти реакции относятся к окислительно-восстановительным. При комнатной температуре с водой реагируют лишь наиболее активные – щелочные и щёлочноземельные металлы:



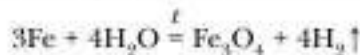
При нагревании в реакцию с водой вступают магний и цинк:



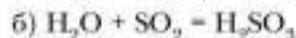
Алюминий будет взаимодействовать только после удаления с его поверхности оксидной плёнки:



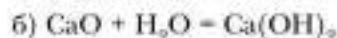
Железо вступает в реакцию с водой только при температуре красного каления, образуя оксид металла:



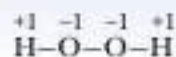
2. *Вода взаимодействует с растворимыми кислотными оксидами с образованием соответствующих кислот:*



3. *Вода взаимодействует с оксидами щелочных и щёлочноземельных металлов с образованием растворимых или малорастворимых в воде оснований:*



Пероксид водорода. Помимо воды, существует ещё одно кислородное соединение водорода. Это пероксид (или перекись) водорода. Состав вещества выражается формулой H_2O_2 . Структурная формула выглядит следующим образом:



В лаборатории обычно используют 3%-й и 30%-й (последний называется пергидролем) растворы пероксида водорода.

Пероксид водорода — очень непрочное химическое соединение. Оно способно разлагаться со взрывом. В результате реакции образуются вода и кислород:



Пероксид водорода — сильный окислитель. Он используется для отбеливания мехов и тканей; в сельском хозяйстве находит применение для протравливания семян в целях их дезинфекции. В медицине 3%-й раствор пероксида водорода используют в качестве дезинфицирующего средства. В качестве сильного окислителя H_2O_2 применяют в ракетной технике.

Основные понятия

Строение молекулы воды · Водородная связь · Химические свойства воды

Вопросы и задания

1. Как можно ускорить реакцию разложения пероксида водорода? Как называются вещества, ускоряющие протекание реакций?
2. Составьте сравнительную таблицу: состав и свойства кислородных соединений водорода. Обсудите её с товарищем.
3. Примите участие в подготовке и защите проекта на тему «Проблема чистой воды в вашей местности». Проведите исследования проб воды из различных источников (под руководством учителя).

§ 17

Строение атомов галогенов.
Галогены — простые вещества

? Назовите элементы, образующие семейство галогенов. Дайте характеристику семейству галогенов.

Галогены (от греч. *hals* — «соль» и *genes* — «рождающий»; буквально — «рождающие соль») — химические элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева: фтор — F, хлор — Cl, бром — Br, йод — I, астат — At.

Галогены — элементы, у которых наиболее ярко выражены свойства неметаллов. В свободном виде они в природе не встречаются. Наиболее распространённые минералы, в состав которых входят галогены: CaF_2 — флюорит (плавиковый шпат), NaCl — галит (каменная соль), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ — сильвинит, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — бишофит. Бром и йод встречаются в виде соединений в природных водах. Морские водоросли ламинарии — источник получения йода. Астат — радиоактивный элемент.

Некоторые сведения о семействе галогенов вам уже знакомы.

Задание. Используя знания о галогенах, заполните таблицу. Результаты работы обсудите с товарищем.

Химический знак элемента	Порядковый номер	Номер периода	Строение атома

На внешнем энергетическом уровне у всех атомов галогенов по семь электронов. Этим объясняется сходство их свойств. Атомы галогенов легко присоединяют по одному электрону, проявляя в соединениях степень окисления -1 . Фтор — самый электроотрицательный элемент, так как обладает наименьшим атомным радиусом и сильнее притягивает к себе электрон. Однако галогены, за исключением фтора, могут проявлять и положительные степени окисления: $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

Галогены — простые вещества

Задание. Запишите формулы молекул галогенов. Определите вид химической связи в молекулах.

В свободном состоянии молекулы галогенов состоят из двух атомов. С некоторыми физическими свойствами простых веществ — галогенов вы уже знакомы. Ваши знания дополнит таблица 14.

Водные растворы галогенов называют соответственно хлорной, бромной и иодной водой.

Таблица 14. Физические свойства галогенов

Химическая формула	Агрегатное состояние (н. у.)	Цвет	Запах	Растворимость
F_2	Газ	Бледно-жёлтый	Резкий раздражающий	Не образует раствор, так как окисляет воду
Cl_2	Газ	Жёлто-зелёный	Резкий неприятный	Ограниченная
Br_2	Жидкость	Тёмно-красный	Резкий удушающий, пары токсичны	Ограниченная, хорошо растворяется в органических растворителях
I_2	Твёрдый, кристаллический	Чёрно-серый с металлическим блеском, пары фиолетового цвета	Пары токсичны	Ограниченная, хорошо растворяется в органических растворителях

Все галогены ядовиты! Физиологическое действие галогенов определяется сильными окислительными свойствами. Особенно опасен **фтор**. При вдыхании даже небольших количеств фтора развивается отёк лёгких, разрушается костная ткань.

Хлор также очень ядовит. Во время Первой мировой войны хлор применялся как боевое отравляющее вещество. Предельно допустимая концентрация свободного хлора в воздухе — не более 1 мг/м^3 . Отравление хлором вызывает лёгочные и бронхиальные заболевания.

Вместе с тем хлорирование — один из способов очистки питьевой воды и обеззараживания сточных вод (степень их очистки достигает 99%).

Пары **брома** вызывают удушье, головокружение, головную боль. При попадании брома на кожу образуются сильные ожоги.

Наименее ядовит из галогенов **иод**. Однако и с ним необходимо обращаться осторожно, так как вдыхание паров иода оказывает раздражающее действие на дыхательные пути, нервную систему. Однако свойства иода как антисептика широко используются в медицине и в быту.

Химические свойства галогенов

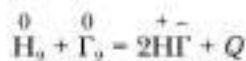
Галогены — сильные окислители. Атомы галогенов легко присоединяют один электрон, превращаясь в ион:



Окислительная способность галогенов увеличивается с уменьшением атомных радиусов. Наиболее сильно неметаллические свойства выражены у фтора. Он является самым электроотрицательным элементом. Галогены реагируют как с простыми, так и со сложными веществами.

1. Все галогены взаимодействуют с водородом. Продуктами реакций являются соединения галогенов с водородом — **галогеноводороды**: фтороводород, хлороводород, бромоводород, иодоводород. Все реакции экзотермические (рис. 19).

Общий вид уравнения:



Галогеноводороды хорошо растворяются в воде, образуя кислоты: HF — фтороводородная (плавиковая) кислота, HCl — хлороводородная (соляная) кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — иодоводородная кислота.

2. Галогены активно реагируют с металлами, образуя соли — галогениды: фториды, хлориды, бромиды, иодиды.

При повышенной температуре хлор реагирует с медью, железом и некоторыми другими металлами (рис. 20, 21). Металлы в этом случае проявляют высшую степень окисления:



Рис. 19. Горение водорода в атмосфере хлора

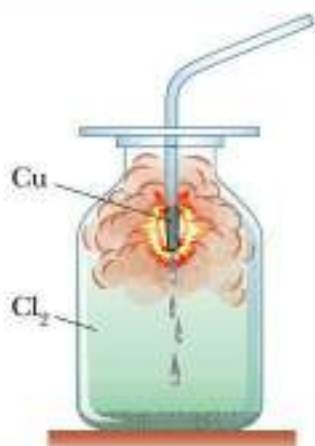


Рис. 20. Горение меди в хлоре

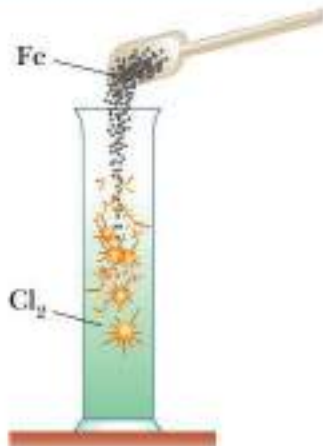
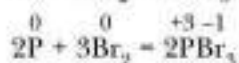


Рис. 21. Горение железа в хлоре



При отсутствии влаги хлор практически не действует на железо, поэтому хлор хранится в стальных баллонах (вода является катализатором этой реакции).

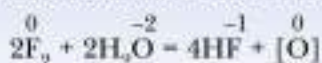
3. Большинство неметаллов непосредственно взаимодействуют с галогенами, образуя фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Так, с хлором, бромом энергично взаимодействуют предварительно нагретые сера и фосфор:



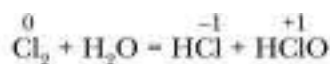
4. Галогены взаимодействуют со сложными веществами (водой, сероводородом). Причём активность галогенов в подгруппе убывает.

Окислительные свойства галогенов проявляются и при взаимодействии с водой.

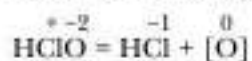
Особенно бурно, с выделением большого количества теплоты, реагирует с водой фтор. Пары воды горят во фторе:



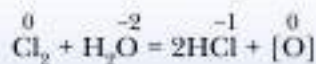
Хлор реагирует с водой спокойно: сначала образуются две кислоты: хлороводородная — HCl и хлорноватистая — HClO:



Затем происходит разложение хлорноватистой кислоты:



Суммарное уравнение:



Образование атомарного кислорода объясняет окислительные действия хлорной воды (раствор хлора в воде). Хлорная вода обладает дезинфицирующими и отбеливающими свойствами.

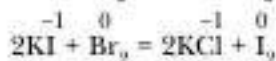
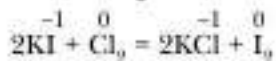
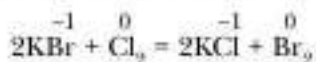
Соединения хлора обладают отбеливающими свойствами. Убедимся в этом на опыте.



1. В пробирку со свежеприготовленной хлорной водой опустите синюю лакмусовую бумажку и предварительно окрашенную фиолетовыми чернилами хлопчатобумажную тряпочку. Наблюдайте, что произойдет. Сделайте вывод.

С развитием промышленности, с ростом городов и неизбежным в связи с этим загрязнением водоёмов возникла проблема обеззараживания питьевой воды и нейтрализации стоков. Жидкий хлор стал универсальным средством защиты людей от эпидемий, различных заболеваний и отравлений. Применяемый в небольших дозах хлор убивает болезнетворные, быстроразмножающиеся бактерии, микробы, вирусы, нейтрализует ядовитые примеси в воде, не причиняя вреда человеку.

Б. *Вытеснение галогенами друг друга из растворов их солей.* Более активный галоген вытесняет менее активный:



2. Прилейте к растворам бромида и иодида калия хлорную воду, а к раствору иодида калия – бромную воду. Что наблюдаете? Как обнаруживаются свободный бром и иод?

Выводы

1. Свойства галогенов обусловлены составом и строением:
 - а) химическая активность галогенов в ряду F, Cl, Br, I уменьшается, так как увеличивается атомный радиус и, как следствие, ослабевает связь валентных электронов с ядром атома;
 - б) химическая активность ионов в ряду F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻ увеличивается;
 - в) галогены – сильные окислители.
2. Все реакции, в которые вступают галогены, – окислительно-восстановительные.

Основные понятия

Галогены · Галогениды · Галогеноводороды

Вопросы и задания

1. Напишите химические формулы веществ: фтора, фтороводорода, фторида калия. Определите: а) вид химической связи; б) тип кристаллической решётки; в) физические свойства.
2. В чём сходство и различия в строении атомов галогенов?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: Cl₂O; HClO; Cl₂O₇; HClO₄; KClO₃; F₂O; HBr; I₂; Na₅IO₆. Объясните причину многообразия степени окисления у хлора, брома и йода.
4. Каким образом в растворе иодида калия можно обнаружить присутствие свободного йода?
5. В лаборатории хлор получают взаимодействием концентрированной соляной кислоты и оксида марганца (IV):
$$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
Расставьте коэффициенты в уравнении этой реакции, укажите окислитель и восстановитель и рассчитайте объём выделившегося хлора при вступлении в реакцию 3 моль оксида марганца (IV).
6. Для отбеливания тканей и бумаги К. Бертолле в 1788 г. впервые применил «жавелевую воду», которая образуется при пропускании хлора через холодный раствор щёлочи. Составьте уравнение этой реакции. За основу возьмите реакцию хлора с водой.
7. Ca(ClO)₂ – гипохлорит кальция – входит в состав хлорной извести, используемой в качестве дезинфицирующего средства. Эту соль получают взаимодействием хлора с гидроксидом кальция. Запишите уравнение химической реакции.
8. Составьте схему применения хлора. Обсудите её с товарищем.

- ? Запишите молекулярную и электронную формулы хлороводорода. Определите степень окисления хлора в этом соединении. Определите вид химической связи в молекуле хлороводорода.

Хлороводород

Среди галогеноводородов особое значение имеет *хлороводород*.

Получение хлороводорода. В лаборатории хлороводород можно получить нагреванием твёрдого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:



Реакция хорошо идёт и без нагревания, но при необходимости сосуд с реакционной смесью можно слегка нагреть, выделение хлороводорода будет интенсивным. Из-за большой растворимости хлороводорода в воде необходимо соблюдать технику безопасности (рис. 22)!

1. Чтобы предупредить попадание хлороводорода в воздух, пробирку с водой необходимо прикрыть ватой, слегка смоченной водой.

2. Вследствие большой растворимости хлороводорода газоотводная трубка не должна быть погружена в воду. Иначе вода может втянуться в пробирку, где находится концентрированная серная кислота.

В промышленности хлороводород получают синтетическим путём, прямым соединением хлора с водородом:



Интересен механизм взаимодействия хлора с водородом. Под действием яркого света происходит разрыв ковалентной неполярной связи в молекуле хлора:



В результате образуются атомы хлора с одним неспаренным электроном (радикалы хлора). Они очень активны и реагируют с молекулой водорода:



Образуются атомы водорода с неспаренным электроном (радикалы водорода). Они, в свою очередь, действуют на молекулу хлора:



Такие реакции называются цепными. Механизм этих реакций изучил академик Н. Н. Семёнов. По цепному механизму происходят реакции горения, взрывы.



Рис. 22. Получение хлороводорода в лаборатории

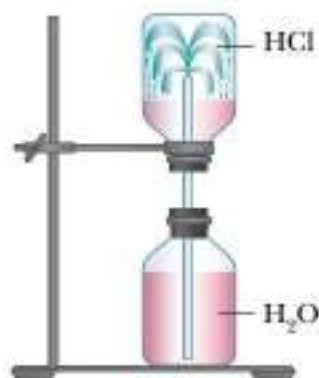


Рис. 23. Растворение хлороводорода в воде

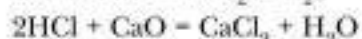
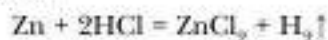
Физические свойства хлороводорода. Хлороводород – бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, дымит во влажном воздухе. Хлороводород относится к числу наиболее растворимых в воде газообразных веществ. В 1 л воды при комнатной температуре может раствориться до 500 л хлороводорода (рис. 23). Раствор хлороводорода в воде называют *хлороводородной (соляной) кислотой*. Основное применение хлороводорода – получение соляной кислоты.

Хлороводородная (соляная) кислота и её соли

Физические свойства. Концентрированная соляная кислота – бесцветный раствор, дымит во влажном воздухе, с резким запахом хлороводорода. Можно получить 40%-й раствор соляной кислоты.

Химические свойства. Хлороводородная кислота имеет ряд свойств, характерных для большинства кислот. К таким свойствам относятся:

1) изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилоранжа) на красный;
2) взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с основными и амфотерными оксидами, с основаниями, с солями слабых кислот:



В этих реакциях получают соли хлороводородной кислоты – **хлориды** и другие продукты.

Особенное свойство хлороводородной кислоты – реакция с раствором нитрата серебра. Используя эту реакцию, соляную кислоту можно отличить от других кислот.

Прделаем лабораторные опыты.



1. К небольшому объёму хлороводородной кислоты в пробирке прилейте немного раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?



Белый творожистый осадок (AgCl) не растворяется в азотной кислоте.

Все хлориды растворимы в воде, за исключением хлорида серебра и хлорида свинца (II).

Если добавить к раствору хлорида раствора нитрата серебра, то выпадет такой же творожистый белый осадок:



Нитрат серебра служит реактивом на хлороводородную кислоту и её соли. Эта реакция называется *качественной реакцией*. С помощью этой качественной реакции распознают хлороводородную кислоту и её соли.



2. В двух пробирках находятся растворы хлорида натрия и карбоната натрия. Добавьте в эти пробирки раствор нитрата серебра. Что наблюдаете? В какой пробирке находится хлорид? Запишите уравнения химических реакций.

Применение хлороводородной кислоты. Хлороводородную кислоту используют в разных областях народного хозяйства. В большом количестве её расходуют при травлении стали, перед покрытием стальных изделий слоем



защитного металла (лужение, никелирование, хромирование). Перед этими процессами необходимо удалить плёнку оксидов с поверхности изделия. Недостаток этой операции заключается в том, что кислота реагирует не только с оксидом железа, но и с самим металлом. Чтобы избежать реакции кислоты с металлом, в кислоту добавляют специальные вещества, замедляющие нежелательную реакцию, – *ингибиторы*.

Соляную кислоту используют в производстве лекарств, красителей, взрывчаток, пластмасс и других полимеров, а также для получения в лаборатории хлора и некоторых хлоридов.

Раствор соляной кислоты (0,5%) назначают больным с пониженной кислотностью желудочного сока.

Основные понятия

Свойства хлороводорода • Хлороводородная кислота • Качественная реакция на хлороводородную кислоту и её соли

Вопросы и задания

1. Почему при получении соляной кислоты в лаборатории важно, чтобы конец газоотводной трубки не касался поверхности воды?
2. Почему для получения хлороводорода в лаборатории используют кристаллический хлорид натрия (поваренную соль) и концентрированную серную кислоту?
3. В начале XIX в. при производстве сульфата натрия использовали концентрированную серную кислоту и поваренную соль. Растительность вокруг таких заводов гибла, металлические конструкции портились. Объясните происходившие явления и предложите способы улавливания газообразного продукта.
4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить ряд превращений:
 - а) $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$
 - б) $\text{HBr} \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{AlBr}_3$
 - в) $\text{CaF}_2 \rightarrow \text{HF} \rightarrow \text{NaF}$
5. Определите объём образовавшегося хлороводорода при взрыве смеси, состоящей из 4 мл хлора и достаточного количества водорода.
6. Какой объём газа (н. у.) выделится при взаимодействии 1,12 г железа с соляной кислотой?
7. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: Zn , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , H_2O , NaOH , Ag ? Напишите уравнения осуществимых реакций.

Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»

Цель работы: изучить свойства хлороводородной кислоты, научиться отличать хлороводородную кислоту и её соли от других кислот и их солей.

Вспомните правила техники безопасности при работе с кислотами, щелочами, а также с нагревательными приборами.

Схема проведения практической работы

Получение хлороводорода и растворение его в воде	Химические свойства соляной кислоты	Распознавание кислоты и её солей
<p>H_2SO_4 (конц.) NaCl HCl Bата H_2O</p>	<p>HCl (p-p)</p> <ul style="list-style-type: none"> → + индикатор → → + Zn → → + Cu → → + CuO \xrightarrow{t} → + NaOH 	<p>HCl (p-p) + $\text{AgNO}_3 \rightarrow$</p> <p>$\text{NaCl}$ (p-p) + $\text{AgNO}_3 \rightarrow$</p> <p>$\text{MgCl}_2$ (p-p) + $\text{AgNO}_3 \rightarrow$</p>
<p>Внимание! Получение хлороводородной кислоты выполняет учитель. Опыт проводится под тягой!</p>	<p>Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в азотной кислоте</p>	

Ход работы

1. Рассмотрите схему проведения практической работы, определите последовательность своих действий, подготовьте необходимые реактивы и оборудование для изучения свойств хлороводородной кислоты.

2. Выполните опыты. Сделайте выводы: со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Что является реактивом на хлорид-ион?

3. Выполните по вариантам следующие задания:

- проверьте, имеется ли примесь хлорида натрия в нитрате натрия;
- обнаружьте примесь иодида калия в хлориде калия;
- докажите опытным путём, что выданное вещество – бромид, хлорид, иодид.

4. В тетради оформите отчёт о практической работе в форме таблицы. Сделайте выводы.

Биологическая роль галогенов

(Дополнительный материал к главе 5)

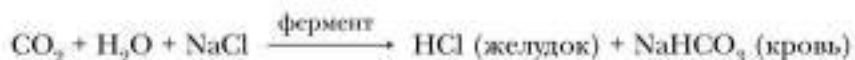
Галогены входят в состав организмов человека и животных, выполняя различные биохимические функции. Они являются для организма жизненно важными элементами. По содержанию в живом организме галогены относятся к микроэлементам. Незначительные отклонения содержания микроэлементов от нормы вызывают тяжёлые заболевания.

Ионы галогенов	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Содержание галогенов в организме человека, %	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻⁴	10 ⁻⁶

Фтор. Биологическая роль фтора многообразна. В организме человека фтор содержится в волосах, ногтях, костях, зубной эмали. Установлено, что в состав зубной ткани входит до 0,02% фтора, который поступает в организм с питьевой водой. Качественная питьевая вода должна содержать около 2 мг/л фтора. Недостаточное содержание фтора в питьевой воде вызывает разрушение зубов — кариес. Поэтому во многих местах, где содержание фтора ниже нормы, проводят искусственное фторирование воды, используют специальные зубные пасты. Повышенное содержание фтора (выше 1,2 мг/л) ведёт к флюорозу, который выражается в появлении на зубах коричневых пятен, а в дальнейшем — к разрушению зубов.

Хлор. Основным источником поступления хлора в организм является поваренная соль (NaCl), содержащаяся в пище. Ежедневная потребность взрослого человека в хлориде натрия — 4—8 г. Ионы хлора активизируют ферменты, создают благоприятную среду для действия ферментов желудочного сока. В состав желудочного сока входят хлорид-ионы в виде соляной кислоты (0,3%). Для выработки соляной кислоты в желудке необходим хлорид натрия. Хлорид натрия — основа физиологического раствора, в среде которого про-

водятся все ферментативные реакции с биологически активными веществами. Например, из венозной крови в желудок поступает CO_2 . Происходит ферментативная реакция:



Понижение концентрации соляной кислоты в желудке приводит к гастриту.

Бром в организме человека содержится в крови, почках, печени, но больше всего в мозге. Бром регулирует нервную деятельность, усиливает процессы торможения в коре головного мозга. Бромиды — соли бромоводородной кислоты — обладают успокаивающим и противосудорожным действием, применяются при неврастении, неврозах, повышенной раздражимости, бессоннице.

Иод в организме человека сосредоточен главным образом в щитовидной железе и участвует в образовании её гормонов. Снижение содержания иода в щитовидной железе приводит к тяжёлому заболеванию — эндемическому зобу, которое сопровождается нарушением обмена веществ. Для предотвращения заболевания следует употреблять йодированную поваренную соль.



§ 19

Общая характеристика элементов
подгруппы кислорода и их простых веществ

- ? Что называют группой элементов? По каким признакам элементы объединяются в группу?
Выделите известные вам закономерности в изменении свойств элементов главной подгруппы.
По каким общим признакам элементы объединяются в подгруппы?

К подгруппе кислорода Периодической системы относятся элементы-неметаллы: кислород, сера, селен, теллур, а также металлический радиоактивный элемент — полоний. Элементы VIA-группы принято называть *халькогенами*. Слово «халькогены» в переводе с греческого означает «руды рождающие».

Распространённость этих элементов в земной коре неравномерна. Как вы уже знаете, самым распространённым элементом на Земле является кислород. Сера — уже не столь распространённый элемент (0,03%), а селен и теллур относятся к рассеянным элементам (содержание селена в земной коре $5 \cdot 10^{-6}\%$, а теллура $5 \cdot 10^{-7}\%$).

- ? Сколько электронов во внешнем электронном слое у элементов VIA-группы? Установите сходство и различия в электронных структурах атомов кислорода и серы.

У атомов элементов VIA-группы сходное строение внешнего электронного слоя, на котором находится шесть валентных электронов. Этим определяется сходство их химических свойств.

В соединениях с водородом и металлами они проявляют степень окисления -2 (H_2Se , ZnS), а в соединениях с активными неметаллами — обычно $+4$ и $+6$ (SeO_2 , SO_3 и др.).

Для кислорода (элемента 2-го периода) не типична положительная степень окисления, равная номеру группы. Наиболее характерна для кислорода степень окисления -2 (CaO , H_2O и др.), кроме соединения с фтором OF_2 , где степень окисления кислорода $+2$. Иная картина наблюдается у элементов 3-го и последующих периодов VIA-группы. Они проявляют высшую положительную степень окисления, равную номеру группы ($+6$).

Все простые вещества, образованные атомами элементов VIA-группы, уступают в своей активности галогенам. Свойства этих элементов также находятся в периодической зависимости от порядкового номера (Z) и номера периода, в котором находится элемент.

Неметаллические свойства наиболее ярко выражены у кислорода и серы, селен и теллур проявляют их в меньшей степени, а полоний – металл (табл. 15).

Таблица 15. Важнейшие характеристики атомов элементов-неметаллов подгруппы кислорода

Химический элемент	Z	A_r	Строение внешнего слоя	Радиус атома, нм	ОЭО	Ослабление неметаллических свойств
Кислород O	8	16,0	$6\bar{e}$	0,066	3,5	↓
Сера S	16	32,1	$6\bar{e}$	0,104	2,6	
Селен Se	34	78,9	$6\bar{e}$	0,117	2,5	
Теллур Te	52	127,6	$6\bar{e}$	0,137	2,1	
(Полоний Po – металлический радиоактивный элемент)						

С увеличением радиуса атома снижается окислительная активность и ослабевает неметаллический характер элементов в ряду: $O \rightarrow S \rightarrow Se \rightarrow Te$.

Физические и химические свойства простых веществ элементов VIA-группы. Физические и химические свойства халькогенов закономерно изменяются с увеличением порядкового номера элемента (Z). На их свойства влияет не только электронная структура атома и его радиус, но и тип кристаллической решётки вещества.

Для халькогенов характерна аллотропия. Каждый из них имеет по несколько аллотропных модификаций. Однако не все аллотропные модификации халькогенов устойчивы. Устойчивы при нормальных условиях (н. у.) у кислорода – газообразная форма, состоящая из двухатомных молекул O_2 ; у серы – твёрдая ромбическая модификация с восьмиатомными циклическими молекулами S_8 (рис. 24).



Рис. 24. Структура ромбической серы, в которой слои циклических молекул S_8 связаны между собой

У простых веществ элементов VIA-группы ярко, но в меньшей степени, чем у галогенов, выражены неметаллические свойства (табл. 16). Их химические свойства проявляются наиболее характерно в окислительно-восстановительных реакциях. В зависимости от другого реагента и условий протекания реакции они могут выступать в роли как окислителя, так и восстановителя.

Таблица 16. Структура и свойства простых веществ в устойчивой аллотропной форме

Строение и свойства	Кислород	Сера	Селен	Теллур
Устойчивая аллотропная модификация	Двухатомные молекулы газа	Ромбическая	Твёрдые вещества	
Состав	O ₂	S ₈ восьмиатомные кольцевые молекулы	Сложные спиралевидные молекулы: Se _n и Te _n	
Химическая связь	Ковалентная неполярная		Ковалентная неполярная и частично слабая металлическая	
Тип и форма кристаллической решётки	В твёрдом виде молекулярная	Молекулярная	Атомные с элементами металлической	
Агрегатное состояние (н. у.)	Газ	Твёрдые вещества		
Цвет	Бесцветный	Жёлтый	Тёмно-серый	Серебристый
Электропроводность	Диэлектрики	Полупроводники; электропроводность в темноте меньше, чем на свету		
Плотность, г/см ³	1,1 (ж.)	2,07	4,8	6,34
t _{пл} , °C	-218,9	119	220,2	452
t _{кип} , °C	-182,96	444,6	666,0	1396

Таблица 17. Кислородные соединения элементов-неметаллов VIA-группы

Химический элемент	Соединения со степенью окисления +4		Соединения со степенью окисления +6		Сила кислот
	Диоксиды RO_2	Кислоты	Триоксиды RO_3	Кислоты	
$^{16}_8O$	—	—	—	—	↓
$^{32}_{16}S$	+4 SO_2 (г.)	+4 H_2SO_3	+6 SO_3	+6 H_2SO_4	
$^{78}_{34}Se$	+4 SeO_2 (тв.)	+4 H_2SeO_3	+6 SeO_3	+6 H_2SeO_4	
$^{127}_{52}Te$	+4 TeO_2 (тв.)	+4 H_2TeO_3	+6 TeO_3	+6 H_2TeO_4	
	-истая кислота (сернистая, теллуристая)		-ая, -овая кислота (серная, селеновая)		

Основные понятия

Химические элементы VIA-группы – халькогены • Свойства халькогенов • Бинарные соединения • Летучие водородные соединения

Вопросы и задания

1. Какие элементы относят к VIA-группе, какие из них халькогены и почему их так называют?
2. Дайте сравнительную характеристику халькогенов и галогенов и укажите на закономерности изменения их свойств в подгруппе. Результат работы обсудите с товарищем.
3. В ряду
 $H_2O \rightarrow H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$
 кислотные свойства
 - 1) усиливаются
 - 2) ослабевают
 - 3) не изменяются
 - 4) сначала ослабевают, затем усиливаются
4. В ряду
 $SO_3 \rightarrow SeO_3 \rightarrow TeO_3$
 кислотные свойства
 - 1) усиливаются
 - 2) ослабевают
 - 3) не изменяются
 - 4) сначала усиливаются, затем ослабевают

5. Составьте уравнения реакций серы, селена и теллура с кислородом и цинком. Дайте названия полученным веществам.
6. Используя знания о проводниках, полупроводниках и диэлектриках, объясните, почему электропроводность полупроводников селена и теллура увеличивается при их нагревании и освещении.
7. Используя знания биологии и химии, раскройте позитивные биологические функции халькогенов и их негативное влияние на живые организмы.
8. Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте сообщение об одном из халькогенов.



Биологические функции халькогенов (Дополнительный материал к § 19)

Халькогены и их соединения имеют большое значение для живых организмов. Особая роль в существовании жизни на Земле принадлежит **кислороду**, не только как самому распространённому элементу Земли, но и как сильнейшему природному окислителю. Кислород входит в состав таких жизненно важных неорганических и органических веществ, как вода, жиры, белки, углеводы. В клетках живых организмов содержится около 65% кислорода. Кислород и его соединения незаменимы для поддержания жизни. Он играет важнейшую роль в процессах обмена веществ, в дыхании.

Сера входит в состав белков и аминокислот, содержащихся во всех животных тканях (особенно много серы содержится в волосах, шерсти, рогах, копытах). Соединения серы обнаружены в хрящах, костях, в желчи. Сера участвует в окислительно-восстановительных процессах организма. Вместе с тем повышенное содержание в окружающей среде таких соединений серы, как сероводород, сернистый газ и др., губительно действует на растения и животных.

В отличие от серы, **селен** реже встречается в биологических системах. Вместе с тем он в микродозах обнаружен в большинстве растений. Недавно установлено, что в селене нуждаются и люди, и животные. Селен часто называют «элементом зрения», поскольку он входит в состав сетчатки глаза и влияет на остроту зрения. В глазах орла содержится в 100 раз больше селена, чем у человека. В концентрациях, намного превышающих потребности организма, селен токсичен, его летучие соединения ядовиты и опасны для жизни.

- ? Что вы знаете о распространении кислорода в природе, каков основной источник его поступления в атмосферу?
Опишите физические и химические свойства кислорода.
Как получают кислород в лаборатории, где он находит применение?

В 8 классе вы на основе атомно-молекулярного учения и химического эксперимента изучали кислород как химический элемент и простое вещество. В этом параграфе мы рассмотрим строение кислорода с позиций электронной теории, дополним и обобщим сведения о нём.

Кислород – самый распространённый из элементов нашей планеты и наиболее лёгкий элемент VIA-группы. Он составляет 49% массы земной коры, гидросферы и атмосферы, вместе взятых; 98% массы гидросферы и 23% массы атмосферы, или около 21% её объёма. Кислород входит в состав разнообразных горных пород (гранитов, гнейсов, известняков, сланцев, песка, металлических руд и др.). В воде содержится 88,9% кислорода (по массе). Кислород как элемент – непременная часть состава тела человека, животных и растений. Так, в теле человека содержится 65% кислорода в составе органических соединений. Кроме того, кислород как составная часть воздуха необходим для дыхания живых организмов, его отсутствие в течение нескольких минут вызывает гибель организма в результате остановки жизненно важных процессов, протекающих с участием кислорода.

Атмосферный кислород непрерывно расходуется при дыхании живых существ, в процессах горения, гниения, ржавления, в различных производственных процессах и др. Его количество в воздухе постоянно пополняется благодаря фотосинтезу.

Строение и физические свойства кислорода. Кислород – элемент 2-го периода, VIA-группы. Электронное строение его атома $\left(\overset{+8}{\text{O}} \right) \left. \begin{array}{l} 2 \\ 6 \end{array} \right)$. Наличие двух неспаренных электронов обеспечивает его связи с атомами других элементов.

Атом кислорода – наиболее лёгкий, имеет самый малый радиус (0,6 нм) из атомов элементов этой группы, высокое значение энергии ионизации (1313 кДж/моль), большое сродство к электрону (142 кДж/моль), что обеспечивает кислороду свойство *окислителя*. Высокое значение ОЭО (3,5) позволяет атому кислорода оттягивать на себя общие электронные пары от атомов других элементов, поэтому он образует *ковалентные полярные связи* с атомами других элементов, например в молекуле воды и в других соединениях. При этом степень окисления атома кислорода обычно –2. Но существуют соединения, где его степень окисления –1, например пероксид водорода H_2O_2 , и даже +2 (OF_2 – дифторид кислорода).

Молекулярный кислород O_2 — газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха, мало растворим в воде: в 100 объёмах воды при 20 °С растворяется около трёх объёмов кислорода. При нормальном давлении и температуре -183 °С он сжижается и при -219 °С затвердевает. В жидком и твёрдом состоянии имеет бледно-синюю окраску. Молекула кислорода — двухатомная, неполярная, термически очень устойчива, что объясняется высокой энергией её связей (494 кДж/моль), она диссоциирует на атомы при температуре выше +1500 °С.

Химические свойства кислорода. По химической активности кислород уступает только фтору. С большинством простых веществ реагирует непосредственно, за исключением галогенов, благородных газов, платины и золота.

Важнейшим химическим свойством кислорода является его *способность соединяться с большинством простых и сложных веществ* с выделением тепла и света. Эти реакции окислительно-восстановительные, экзотермические. Некоторые опыты по горению веществ в кислороде вы наблюдали при изучении кислорода в 8 классе (горение угля, серы, фосфора, железа).

Задание. Опишите горение известных вам простых и сложных веществ в кислороде, укажите условия возникновения и протекания реакций, запишите уравнения этих реакций.

Вы знаете, что человеку и другим живым организмам молекулярный кислород необходим для дыхания. Главная химическая функция кислорода — окисление веществ.

Реакции окисления в организме (биохимические) всегда сопровождаются выделением энергии, часть которой превращается в тепловую, а часть используется в ряде внутренних процессов, обеспечивающих жизнедеятельность. Для живых клеток чрезвычайно важно, чтобы в этих процессах кислород полностью утилизировался.

Если процесс восстановления кислорода нарушается, то образуются разные активные его формы, способствующие свободно-радикальному окислению различных биосубстратов, накоплению свободных радикалов в клетке. Защита от вредного воздействия активных форм кислорода осуществляется с помощью веществ-**антиоксидантов**, обычно восстановителей, превращающих эти активные формы кислорода в восстановленные (в биосистемах — это вода).

Вам известно, что на воздухе, в составе которого содержится около 21% кислорода, горят: природный газ, некоторые жидкости, ткани, дрова и др. Но все эти процессы энергичнее протекают в чистом кислороде. Так, например, при сжигании горючих газов в токе чистого кислорода в специально

для этого созданных аппаратах (горелках) температура пламени резко возрастает, например в ацетиленовой горелке она достигает $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$, поэтому горелку используют для сварки и резки металлов.

Получение и применение кислорода

Задание. В 8 классе вы изучили кислород, его свойства, получение и применение. Вспомните и опишите реакции, с помощью которых можно получить кислород в лаборатории.

В промышленности кислород в основном получают из жидкого воздуха. Это метод фракционной перегонки. Переведённый в жидкое состояние воздух нагревают до температуры выше $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ (это температура кипения азота), азот испаряется и остаётся почти чистый кислород. Иногда его получают разложением воды электрическим током (при наличии дешёвой электроэнергии). Кислород хранят и транспортируют в стальных баллонах.

Кислород находит широкое применение в металлургической (для выплавки чугуна и стали, для резки и сварки металлов и др.), в химической промышленности (для получения азотной и серной кислоты, в органическом синтезе и др.), для интенсификации производственных процессов. Кислород используется как компонент дыхательной смеси в подводных лодках, самолётах, космических кораблях и в медицине для поддержания жизни больных с затруднённым дыханием. Жидкий кислород применяют для изготовления взрывчатых веществ и как составляющую ракетного топлива.

Важнейшими соединениями кислорода, кроме оксидов металлов и неметаллов, являются *вода* (которая может рассматриваться как оксид водорода) и *пероксид водорода*.

Озон как аллотропная модификация кислорода. Озон — молекулярное простое вещество, его молекулярная масса равна 48. Поскольку молекулярная масса кислорода равна 32, легко посчитать, что молекула озона состоит из трёх атомов кислорода — O_3 .

При обычных условиях озон — газ светло-голубого цвета с характерным запахом, который можно ощутить, гуляя в сосновом бору после грозы. Озон в полтора раза тяжелее кислорода.

Растворимость его в воде гораздо больше, чем кислорода: в 100 объёмах воды при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ растворяется 49 объёмов озона. При низких концентрациях озон не токсичен, а при высоких — ядовит! Предельно допустимое содержание его в воздухе равно $10^{-5}\%$.

Озон — газ, который, как и многие молекулярные вещества, можно перевести в другие агрегатные состояния — жидкое и твёрдое. При сильном охлаждении он конденсируется в тёмно-синюю жидкость, температура кипения

которой 112 °С, а при температуре ниже -192 °С (это температура плавления озона) он превращается в твёрдое вещество. В твёрдом состоянии озон почти чёрный.

В природе озон образуется из кислорода воздуха во время грозовых разрядов, а также при окислении смолы хвойных деревьев.

Воздух хвойных лесов считается особенно полезным, в нём всегда содержится некоторое количество озона. Небольшое содержание озона в воздухе благоприятно для организма человека, так как он убивает болезнетворные микроорганизмы.

В лаборатории озон обычно получают действием тихого разряда (электрического разряда без искр) на газообразный чистый и высушенный кислород. Для этого используют особый прибор — **озонатор**, схема которого представлена на рисунке 25.

Основную часть озонатора составляют две вставленные одна в другую стеклянные трубки, между которыми пропускают хорошо высушенный ток кислорода (или воздуха). Через внутреннюю трубку пропущен металлический стержень, а наружная трубка обмотана металлической спиралью. Стержень и спираль присоединяют к полюсам индукционной катушки высокого напряжения. При включении рубильника катушки тихий разряд происходит в пространстве между стенками внешней и внутренней трубок. Выходит из озонатора кислород или воздух, содержащий несколько процентов озона (в озонированном воздухе ≈ 2—3% озона).

Реакцию получения озона можно выразить уравнением:



Из уравнения видно, что эта реакция — эндотермическая.

Из этого уравнения следуют выводы.

1. Реакция превращения кислорода в озон самопроизвольно протекать не может, для её осуществления требуется затрата энергии.
2. Обратная реакция — распад озона — самопроизвольно протекающая, так как в ходе её энергия системы уменьшается.
3. Отсюда следует, что озон — эндотермичное и очень неустойчивое вещество, при высоких концентрациях взрывоопасное, легко превращающееся в кислород.

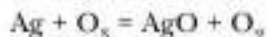
Химические свойства озона. Наиболее характерным химическим свойством озона является его исключительно высокая **окислительная активность**. Озон — один из сильнейших окислителей, более сильный, чем кислород. Он взаимодействует со многими веществами, в том числе с теми, с которыми кислород при обычных условиях не реагирует. В ходе большинства из этих реакций молекула озона теряет один атом кислорода, идущий на окис-



ление веществ, и переходит в молекулярный кислород. Так, при пропускании озонированного воздуха через водный раствор иодида калия выделяется свободный иод:



Озон окисляет все металлы, кроме золота и платиновых металлов, и большинство неметаллов. Так, металлическое серебро под действием озона чернеет, образуя на поверхности металла оксид серебра (II):



Озон способен переводить низшие оксиды в высшие, а сульфиды металлов в их сульфаты:



Озон, в отличие от молекулярного кислорода, на холоде **окисляет многие органические вещества.** Например, резина под его действием разрушается, а спирт, эфир, смоченная скипидаром, керосином и другими органическими жидкостями вата самовоспламеняются.

Применение озона. Как сильный окислитель озон широко используют на водоочистительных станциях для окончательной очистки воды от болезнетворных микробов, а также для обеззараживания воздуха. Озон используют также в научных лабораториях для установления строения молекул некоторых веществ.

В верхних слоях земной атмосферы (в стратосфере) озон получается из кислорода под воздействием ультрафиолетового излучения Солнца, образуя озоновый слой, защищающий Землю от проникновения губительной для живых организмов ультрафиолетовой радиации. В настоящее время образовавшиеся над Землёй «озоновые дыры» представляют серьёзную экологическую проблему. Озон, содержащийся в стратосфере, воздействует и на климат, он — важный фактор формирования средней температуры воздуха, а следовательно, и климата. Поэтому любые виды человеческой деятельности, приводящие к уменьшению среднего содержания озона в стратосфере, имеют весьма серьёзные последствия для климата, здоровья людей, состояния всей живой природы (более подробно об этом вы узнаете в 10—11 классах).

Выводы

1. Кислород — самый распространённый элемент на Земле, элемент VIA-группы неметаллов.
2. Электронное строение атома кислорода $\left(\overset{+8}{\text{O}} \right) \left. \begin{array}{l} 2 \\ 6 \end{array} \right\}$.
3. Кислород — сильный окислитель, по величине ОЭО он уступает лишь фтору и образует огромное число соединений с атомами других элементов.

4. Кислород взаимодействует с простыми и сложными веществами с образованием различных оксидов, проявляя в них степень окисления -2 .
5. Кислород играет чрезвычайно важную роль в биологических системах, участвуя в процессах дыхания и обмена веществ. Его широко используют в металлургии, химической промышленности, в медицине, авиации и др.
6. Аллотропной формой кислорода является озон. Он более сильный окислитель, чем кислород.

Основные понятия

Кислород • Атом кислорода • Строение молекулы кислорода • Степени окисления кислорода в соединениях • Кислород как окислитель • Озон • Окислительная активность озона • Озонатор

Вопросы и задания

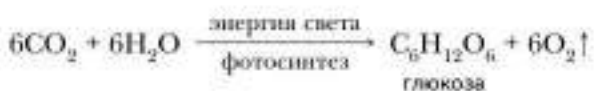
1. Чем отличается элемент кислород от других элементов VIA-группы?
2. Чем обусловлена высокая окислительная способность кислорода?
3. Почему озон лучше кислорода растворяется в воде? Объясните причину.
4. Составьте схему строения и укажите свойства пероксида водорода.
5. Охарактеризуйте горение красного фосфора в кислороде, запишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите массовую долю кислорода в составе продукта этой реакции.
6. В кислороде, полученном при нагревании 20 г перманганата калия, сожгли 1,2 г угля. Какова массовая доля (в %) перманганата калия, который подвергся разложению?
7. Составьте краткий схематический обзор, отражающий взаимосвязи состава, строения, свойств и применения озона, используя символическо-графические формы описания.

Круговорот кислорода в природе

(Дополнительный материал к § 20)

На долю кислорода приходится приблизительно половина всей массы земной коры и 89% массы Мирового океана. В атмосфере нашей планеты в настоящее время содержится $1,2 \cdot 10^{15}$ т кислорода, 23% массы, или 21% объёма, воздуха.

Каким же образом и за счёт чего поддерживается постоянный количественный состав кислорода в воздухе? Постоянная концентрация кислорода в атмосфере поддерживается благодаря процессу фотосинтеза. Напомним, что зелёные растения под действием солнечного света превращают углекислый газ и воду в углеводы и кислород. В результате фотосинтеза растения ежегодно выделяют в атмосферу $2,5 \cdot 10^{11}$ т кислорода. Почти такое же количество в течение года расходуется в процессе дыхания животных и растений, гниения растительных и животных остатков, конечными продуктами которых являются углекислый газ и вода. Эти продукты вновь подвергаются **регенерации** (восстановлению) за счёт фотосинтеза в растениях. Процесс фотосинтеза протекает по схеме:



Реакция фотосинтеза является окислительно-восстановительной, где кислород воды — восстановитель, а углерод оксида углерода (IV) — окислитель.

Таким образом осуществляется круговорот кислорода в природе, в основе которого лежат окислительно-восстановительные процессы. В результате этого круговорота в атмосфере поддерживается постоянное содержание кислорода. Из приведённого выше уравнения вытекает, что **круговороты кислорода и углерода в природе взаимосвязанны**.

§ 21

Сера как простое вещество. Аллотропия и свойства серы



Какая связь существует между элементом и простым веществом?
Какие общие химические свойства присущи сере как халькогену?

Сера встречается в природе как в виде простого вещества (самородная сера), так и в виде соединений (сульфиды и сульфаты). Большие залежи самородной серы у нас в стране находятся в Поволжье. Крупные её месторождения имеются в Туркмении, Узбекистане, США, Италии, Японии и Испании. Это один из распространённых элементов земной коры.

Сера известна народам с глубокой древности и упоминается Гомером в «Одиссее» как лекарство от недугов. Подробные сведения о добывании и применении серы даёт в своей энциклопедии античных знаний «Естест-

венной истории» Плиний Старший. Сера применялась в Древнем Египте уже за две тысячи лет до новой эры для приготовления красок и косметических средств, для белины тканей. В Древнем Риме её использовали для лечения кожных заболеваний, а в Древней Греции, сжигая её, дезинфицировали помещение и вещи. В Средние века сера была одним из «основных начал природы» у алхимиков. Благодаря горючести она считалась необходимой составной частью «философского камня». Но именно из-за этого серу долго не рассматривали с научных позиций как химический элемент. Сера начала изучать лишь с момента крушения теории флогистона и кислородной теории кислот. В отличие от названий кислорода (от лат. *oxigenium* — «рождающий кислоту»), селена (от греч. *selene* — «Луна») и теллура (от лат. *tellus* — «Земля»), происхождение названия «сера» неизвестно. В наши дни сера широко используется в химической промышленности.

Аллотропия и физические свойства серы. В отличие от кислорода, образующего две аллотропные формы, сера образует значительно большее число аллотропных видоизменений (модификаций), отличающихся не только составом, но и строением кристаллической решётки, а следовательно, и свойствами.

Сера в свободном виде образует две относительно устойчивые *аллотропные модификации*: ромбическую и моноклинную (табл. 18).

Таблица 18. Формы кристаллов и свойства аллотропных модификаций серы S_8

Модификация	Форма кристалла	Цвет	Плотность, г/см ³	$t_{пл}$, °C	Растворимость в воде	Электропроводность
Ромбическая	Октаэдрическая	Лимонно-жёлтый	2,07	112,8	Нерастворимы	Плохие проводники тепла и электричества
Моноклинная	Призматическая	Медово-жёлтый	1,96	119,0		

Известны и другие, менее стойкие модификации серы. На образование аллотропных модификаций влияет и способность серы образовывать цепи $-S-S-S-S-S-S-S-S-$, которые могут замыкаться в кольца, образуя циклические молекулы из восьми атомов S_8 . Из них состоят молекулярные кристаллы ромбической и моноклинной серы (рис. 26). Все аллотропные модификации со временем переходят в ромбическую форму как наиболее устойчивую.

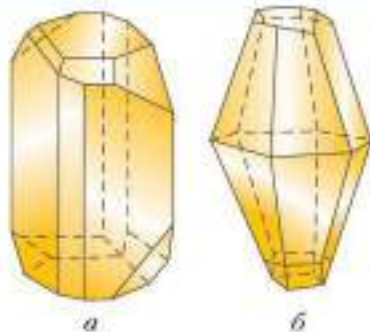


Рис. 26. Форма кристаллов серы:
a – ромбическая модификация;
б – моноклинная модификация.



Рис. 27. Получение пластической серы.

Ромбическая сера встречается в природе в свободном состоянии. При обычных условиях это хрупкое кристаллическое вещество жёлтого цвета. Её кристаллы плавятся при 119 °С. Она нерастворима в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде, бензине, бензоле и других органических растворителях. Сера плохо проводит тепло и электричество.

На примере серы можно понять переход её разных аллотропных форм друг в друга.

При нормальных условиях в узлах кристаллической решётки ромбической серы находятся кольцевые молекулы S_8 . При нагревании выше 119 °С сера плавится. Начинается разрыв колец с образованием открытых цепей, способных соединяться друг с другом, что приводит к увеличению вязкости, разрушению кристаллической решётки и переходу серы в пластическую модификацию.



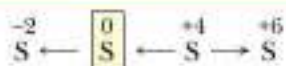
1. Получение моноклинной серы. Положим в пробирку кусочек ромбической (черенковой) серы и нагреем её до плавления. Медленно охладим расплавленную серу до частичного затвердевания. Сольём ещё не успевшую застыть серу. На стенках пробирки ясно видны длинные тёмно-жёлтые игольчатые кристаллы моноклинной серы. Обращая пробирку к свету, рассмотрим форму этих кристаллов.

2. Получение пластической серы. Пробирку на $\frac{1}{3}$ заполним кусочками черенковой серы, зажмём держателем для пробирок и осторожно нагреем над пламенем, пока сера не расплавится.



и не превратится в прозрачную жёлтую легкоподвижную жидкость. Продолжим нагревание, осторожно встряхивая пробирку. Обратите внимание на изменение окраски и загустевание серы. При дальнейшем нагревании сера начинает кипеть. Круговыми движениями выльем её тонкой струйкой в стакан с холодной водой (рис. 27). Сера превращается в тёмно-коричневую массу. Достанем её стеклянной палочкой и убедимся на ощупь, что это мягкая, резиноподобная и хорошо растягивающаяся масса. Это и есть пластическая сера. Через некоторое время сера становится хрупкой, желтеет, постепенно превращаясь в ромбическую серу.

Химические свойства серы. Сера – типичный химически активный неметалл, но менее активный, чем кислород и галогены. Реакции серы относятся к окислительно-восстановительным, в которых свободная сера выступает в роли как окислителя, так и восстановителя с изменением степени её окисления:



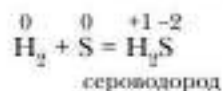
Сера реагирует с металлами, водородом, некоторыми сложными веществами и активными неметаллами.

Окислительные свойства серы

1. Взаимодействие с металлами. При нагревании сера взаимодействует с большинством металлов, кроме благородных: золота, платины, иридия. Продукты реакции – сульфиды:

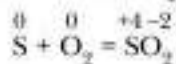


2. Взаимодействие с водородом (при нагревании):

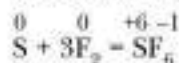


Восстановительные свойства серы

1. Взаимодействие с кислородом. При сгорании серы на воздухе образуется оксид серы (IV):

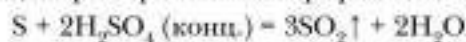


2. Взаимодействие с галогенами:



С галогенами (кроме иода) сера образует соединения разного состава: SF_4 , SF_6 , S_2Cl_2 , S_2Br_2 . Большинство этих соединений легко разлагаются водой (гидролиз).

3. При нагревании сера *взаимодействует с кислотами-окислителями* (например, с концентрированной серной):



Применение серы. Сера в виде простого вещества находит широкое применение. Большая часть добываемой серы используется в качестве сырья для получения серной кислоты и гидросульфита кальция $Ca(HSO_3)_2$, применяющегося в целлюлозной промышленности; в производстве охотничьего пороха, одной из разновидностей «сусального золота» — SnS_2 , служащего для покрытия куполов церквей, золочения украшений дворцов и скульптур. Серу применяют в пиротехнике, в сельском хозяйстве для борьбы с болезнями растений, в медицине для лечения кожных заболеваний. Большое количество серы расходуется для вулканизации каучука при получении резины.

Основные понятия

Аллотропные модификации серы • Физические и химические свойства серы

Вопросы и задания

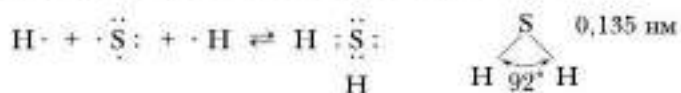
1. В каком виде сера встречается в природе?
2. Какие аллотропные модификации серы вы знаете и чем они отличаются друг от друга?
3. Объясните, почему сера в соединениях с металлами проявляет степень окисления -2 , а в соединениях с кислородом и галогенами $+4$ и $+6$.
4. Какой объём воздуха расходуется на сжигание 4 г серы? (Объёмное содержание кислорода в воздухе примерно 20%.)
5. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства серы в соединениях: H_2S , S , SO_2 , SO_3 ? Назовите из этих веществ наиболее сильный окислитель и восстановитель.
6. При образовании 1 моль оксида серы (IV) из простых веществ выделяется 332,8 кДж. Определите количество теплоты, выделяющееся при сгорании 1 г серы.
7. Составьте схему взаимопереходов аллотропных модификаций серы и укажите условия, при которых они осуществляются.
8. Используя дополнительную литературу и Интернет, подготовьте краткие иллюстрированные рефераты-сообщения: а) «История серы»; б) «Применение серы».



? Почему водородное соединение серы имеет форму H_2R ?
 Напишите схемы электронных структур атомов водорода и серы и на их основе объясните механизм образования сероводорода.
 Что вам уже известно о сероводороде?

При изучении сероводорода мы будем исходить из взаимосвязи состава, строения и свойств этого вещества. Свойства же вещества определяют его получение и применение.

Строение сероводорода. В составе сероводорода H_2S два элемента-неметалла — водород и сера, атомы которых связаны ковалентными связями. Молекула сероводорода по своему строению напоминает молекулу воды: она также имеет угловое строение и полярна. В молекуле сероводорода связи S—H длиной 0,135 нм образуют валентный угол, близкий к прямому — 92° , а в молекуле воды он составляет около 105° .



Проблема. Как объяснить различие в свойствах воды и сероводорода — близких по составу и строению веществ, образованных атомами элементов-аналогов — кислорода и серы?

Ответ следует искать в различии строения этих атомов, в характере связи, в различной полярности связей и молекул H_2O и H_2S .

Вы уже знаете, что чем больше разница между значениями ОЭО взаимодействующих атомов, тем более полярна их связь. Так, в связи H—O в молекуле воды эта разница ОЭО водорода и кислорода составляет $3,5 - 2,1 = 1,4$; в связи H—S в молекуле сероводорода разница значений ОЭО водорода и серы составляет $2,5 - 2,1 = 0,4$. Это свидетельствует о том, что степень полярности связей H—S намного ниже, чем H—O. Полярность молекулы сероводорода также меньше, чем полярность молекулы воды.

Физические свойства сероводорода. Сероводород при нормальных условиях представляет собой бесцветный газ, тяжелее воздуха, с неприятным запахом тухлых яиц, **очень ядовит**. Он имеет невысокую растворимость в воде по сравнению с хлороводородом, поскольку его молекулы менее полярны, чем молекулы воды.

При 20 °С в одном объёме воды растворяется 2,4 объёма сероводорода (сравните: в одном объёме воды растворяется около 400 объёмов хлороводорода). Водный раствор сероводорода называют *сероводородной водой*, которая проявляет свойства слабой кислоты и диссоциирует ступенчато.

Сероводород очень ядовит! Уже 0,1% объёма сероводорода в воздухе вызывает тяжёлые отравления. Даже один вдох чистого сероводорода ведёт к потере сознания из-за паралича дыхательного центра. Коварство сероводорода заключается в том, что после лёгкого отравления человек перестаёт ощущать его запах. Именно от сероводорода, вырвавшегося при извержении Везувия, в 79 г. н. э. погиб выдающийся естествоиспытатель Плиний Старший.

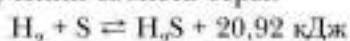
Отравляющее действие сероводорода объясняется его способностью взаимодействовать с гемоглобином крови. Из курса биологии вам известно, что в состав гемоглобина крови человека входит железо, с которым соединяется сероводород.

Предельно допустимая концентрация сероводорода в воздухе лабораторий и промышленных предприятий считается 0,01 мг/л. Противоядием в случаях отравления сероводородом служит вдыхание чистого воздуха или кислорода с примесью небольшого количества хлора.

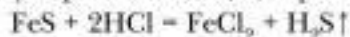
При работе с сероводородом важно строго соблюдать технику безопасности. Проводить опыты с этим газом можно только в вытяжных шкафах и герметичных приборах!

Для того чтобы экспериментально изучить химические свойства сероводорода, его надо сначала получить.

Получение сероводорода в лаборатории. Со способом получения сероводорода взаимодействием серы с водородом вы уже познакомились при изучении свойств серы:



Обычно в лаборатории сероводород получают взаимодействием твёрдого сульфида железа (II) с раствором кислоты: H_2SO_4 (1 : 5) или HCl (1 : 2):



Получение сероводорода (рис. 28). В пробирку положим 5–6 кусочков сульфида железа (II) величиной с горошину. Наполовину заполним пробирку раствором соляной кислоты и закроем пробкой с газоотводной трубкой. Если реакция вначале пойдёт медленно, то слегка подогреем пробирку. (**Опыт выполняется под тягой, так как сероводород очень ядовит.**)

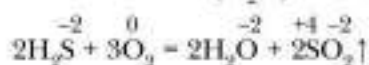
Наблюдаем появление пузырьков газа. Подожжём выделяющийся из газоотводной трубки газ. Он горит голубым пламенем. Это сероводород.

Химические свойства сероводорода.

Химические свойства сероводорода исследуются по ходу его получения.

1. Горение сероводорода. Сероводород горит голубым пламенем в атмосфере кислорода или на воздухе при поджигании (с.м. рис. 28).

• При полном сгорании сероводорода образуются оксид серы (IV) и вода: поднесённая к газоотводной трубке влажная лакмусовая бумажка краснеет (выделяется SO_2), а поднесённый к пламени сухой стакан запотеваает (H_2O):



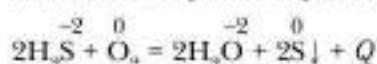
• При недостатке кислорода реакция горения сероводорода идёт иначе.



Рис. 28. Демонстрационный опыт получения H_2S



Неполное сгорание сероводорода. Прикроем пламя горящего сероводорода холодным предметом, например колбой с холодной водой, ограничивая этим доступ воздуха. На поверхности колбы появляется жёлтое пятно «сернистого цвета» — мелкие частицы серы. Следовательно, при недостатке кислорода идёт неполное сгорание сероводорода:



Эта реакция имеет промышленное значение для производства серы из сероводорода.

2. Сероводород — сильный восстановитель. При взаимодействии с простыми и сложными веществами — окислителями (например, с галогенами и солями) сероводород проявляет свойства сильного восстановителя.



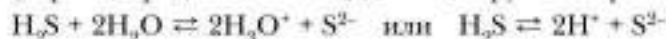
Восстановительные свойства сероводорода. В одну пробирку с небольшим количеством сероводородной воды прильём бромную воду, в другую — иодную воду. Растворы обесцвечиваются. На поверхности растворов наблюдается появление серы:



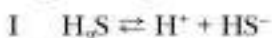
3. **Взаимодействие сероводорода с водой.** Сероводород хорошо растворяется в воде.



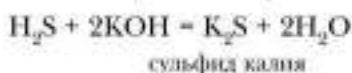
Растворение сероводорода в воде. К газоотводной трубке поднесём лакмусовую бумажку, смоченную водой, — лакмусовая бумажка краснеет; при растворении сероводорода в воде вещество (сероводородная кислота) диссоциирует с образованием H_3O^+ :



Сероводородная кислота диссоциирует ступенчато:



Она образует средние и кислые соли. Средние соли называют **сульфидами** (Na_2S , CaS и др.), а кислые — **гидросульфидами** (NaHS). Например, эти соли получаются при взаимодействии с основаниями:



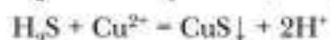
Задание. Запишите полные и сокращённые ионные уравнения этих реакций.

Сульфиды щелочных и щёлочноземельных металлов бесцветны. Многие сульфиды окрашены: сульфиды тяжёлых металлов PbS , CuS , NiS — чёрного цвета, CdS — жёлтого, ZnS — белого, MnS — розового. Большинство сульфидов нерастворимо. Однако сульфиды щелочных металлов хорошо растворимы в воде. На различной растворимости сульфидов и окраске многих из них основаны качественные и количественные реакции как на сульфид-ион, так и на некоторые катионы металлов.

Сероводородная кислота — слабый электролит, обладает общими для класса кислот химическими свойствами: изменяет окраску индикаторов, взаимодействует с растворами оснований и солей.

4. **Взаимодействие сероводорода с солями.** Сероводород участвует в обменных процессах с солями тяжёлых металлов.

При добавлении к раствору сероводорода раствора сульфата меди(II) происходит изменение окраски раствора и выпадение тёмного осадка сульфида меди CuS :



Это – *качественная реакция на сероводородную кислоту и сульфиды.*

Сероводород и сульфиды в природе. В природе сероводород встречается в вулканических газах, в воде минеральных источников (например, источников Мацесты и Пятигорска на Кавказе). Он образуется при гниении растительных и животных организмов. Природные сульфиды составляют основу руд цветных и редких металлов, широко используются в металлургии для получения этих металлов.

Основные понятия

Сероводород • Сероводородная кислота • Сульфиды и гидросульфиды • Качественная реакция на сероводородную кислоту и сульфиды

Вопросы и задания

1. Дайте общую характеристику строения молекулы сероводорода и его физических свойств.
2. Сравните строение водородных соединений кислорода и серы.
3. Приведите примеры реакций, характеризующих сероводород как восстановитель.
4. Перечислите свойства сероводородной кислоты. Чем объяснить её способность образовывать соли разного состава: сульфиды и гидросульфиды? Запишите формулы этих солей.
5. Как можно распознать сероводородную кислоту и её растворимые соли?
6. Какой объём сероводорода (при н. у.) потребуется для осаждения из раствора соли 119,5 г сульфида свинца?
7. Определите (в %) объёмный состав смеси сероводорода и кислорода, если при её сжигании было получено 200 мл сернистого газа SO_2 , а 40 мл кислорода не вступило в реакцию.
8. Почему для лечения больных используются сероводородные ванны, хотя сероводород токсичен для человека? Используя дополнительную литературу, объясните механизм воздействия сероводорода на организм человека.
9. Используя Интернет, найдите ответы на вопросы, почему картины старых мастеров со временем темнеют и теряют первоначальную яркость и красоту, а также каким способом реставраторы обновляют эти картины.



Какие кислородсодержащие соединения серы вы знаете?

Дайте общую характеристику кислородсодержащих соединений серы, напишите их формулы.

Что вы знаете о сернистом газе и серной кислоте?

Из кислородсодержащих соединений серы (IV) наибольшее значение имеет оксид серы (IV) — SO_2 , который называют также *сернистым газом*, *диоксидом серы*, *сернистым ангидридом*. Последнее название связано с тем, что это кислотный оксид и ему соответствует сернистая кислота H_2SO_3 .

Оксид серы (IV) — бесцветный газ с резким запахом, при -10°C он сгущается в бесцветную жидкость. Сернистый газ почти вдвое тяжелее воздуха, **ядовит**. Хорошо растворяется в воде (40 объемов SO_2 в одном объеме H_2O при н. у.), образуя сернистую кислоту.

Природным источником сернистого газа являются вулканы. В составе газообразных продуктов извержения вулкана сернистого газа значительно больше, чем сероводорода. Примером постоянно действующего генератора сернистого газа является Ключевская Сопка на Камчатке. В некоторых местах Земли сернистый газ выделяется из трещин земной коры. Он ядовит: содержание лишь 0,03% сернистого газа в атмосфере вызывает одышку, бронхит, воспаление лёгких, а большего количества — и смерть.

Сернистая кислота — неустойчивое соединение, легко распадающееся при обычных условиях на сернистый газ и воду, поэтому существует только в водных растворах. Основная масса растворённого SO_2 находится в гидратированной форме $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Химические свойства соединений серы (IV)

1. Оксид серы (IV) SO_2 и сернистая кислота H_2SO_3 проявляют химические свойства, общие для кислотных оксидов и для кислот-электролитов (без изменения степени окисления).

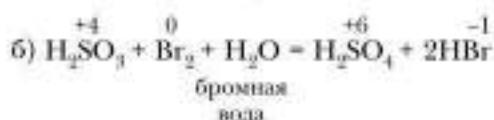
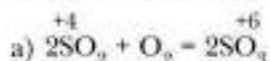
Задание. Составьте полные и сокращённые ионные уравнения реакций взаимодействия SO_2 и H_2SO_3 с водой, основными оксидами, основаниями, растворимыми солями. Назовите продукты этих реакций.

2. **Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV).** Промежуточное значение степени окисления серы в оксиде серы (IV) и в сер-

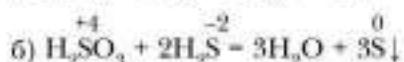
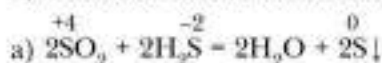
нистой кислоте предполагает их участие в окислительно-восстановительных реакциях:



1) Восстановительные свойства:



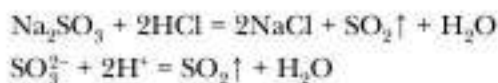
2) Окислительные свойства:



Задание. Самостоятельно напишите схемы электронного баланса для этих уравнений. Обсудите результат работы с товарищем.

Соли сернистой кислоты. Для сернистой кислоты как для двухосновной кислоты характерны два вида солей: средние, называемые **сульфитами** (Na_2SO_3 , MgSO_3), и кислые, называемые **гидросульфитами** (NaHSO_3 и др.). Средние соли (за исключением сульфитов аммония и щелочных металлов) нерастворимы в воде, но все они разлагаются кислотами.

Реактивом на сернистую кислоту и её соли, а точнее на сульфит-ион SO_3^{2-} , является ион гидроксония (H_3O^+ или H^+), т. е. любая сильная кислота, при добавлении которой молекулы сернистой кислоты разлагаются с образованием сернистого газа, что распознаётся по характерному запаху:



Это – **качественная реакция на сернистую кислоту и её соли.**

Применение кислородсодержащих соединений серы(IV). Оксид серы(IV) – превосходное дезинфицирующее и отбеливающее средство. Он применяется для окуривания складов в целях уничтожения паразитов и микробов, для уничтожения плесени в бродильных чанах и винных бочках, а также для консервирования плодов и фруктов. Этот процесс называется

сульфитизацией. Как мягкий отбеливатель его широко используют для отбеливания бумаги, соломы, кукурузной муки, а в текстильной промышленности для отбеливания шерсти и шёлка.

Соли сернистой кислоты также используют как отбеливатели: сульфит натрия — в текстильной, а гидросульфит натрия — в бумажной промышленности. Сульфит и гидросульфит натрия широко применяют в фотографии.

В промышленности диоксид серы получают сжиганием серы на воздухе, обжигом богатого серой минерала — пирита FeS_2 , а также улавливанием его из печных газов, образующихся при выплавке ряда металлов из сернистых руд. В лаборатории диоксид серы получают действием H_2SO_4 на сульфит натрия.

Основные понятия

Оксид серы (IV) • Сернистая кислота • Сульфиты и гидросульфиты • Качественная реакция на сернистую кислоту и её соли

Вопросы и задания

1. Вычислите относительную плотность оксида серы (IV) по водороду, воздуху и кислороду.
2. Дайте краткую характеристику сернистого ангидрида и сернистой кислоты. Какие группы их общих свойств и реакций можно выделить?
3. Дайте сравнительную характеристику сероводородной и сернистой кислот. Что общего и какие различия в свойствах они имеют?
4. Какие свойства проявляет сернистая кислота в окислительно-восстановительных реакциях при взаимодействии с кальцием, сероводородом, иодом? Запишите уравнения возможных реакций и укажите функции сернистой кислоты в них.
5. С помощью каких реакций можно осуществить превращения:
 $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$?
Запишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.
6. В лаборатории диоксид серы получают действием на соответствующие соли (например, на Na_2SO_3) концентрированной серной кислотой. Запишите уравнения реакций, предложите прибор для получения этого вещества, исходя из особенностей реагентов и условий протекания реакции, дайте его описание, рисунок и обоснование конструкции.

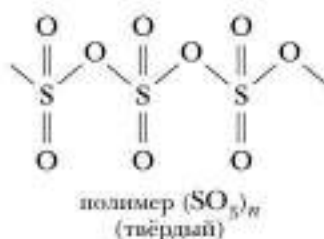
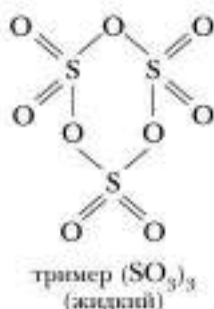
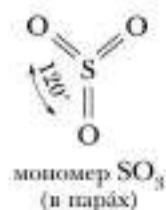
? Что вам известно о серной кислоте?

К кислородсодержащим соединениям серы (VI) относятся оксид серы (VI) SO_3 и соответствующая ему серная кислота H_2SO_4 .

Оксид серы (VI) SO_3

Состав и строение. Оксид серы (VI) называют также *серным ангидридом* или *триоксидом серы*. Отдельные молекулы его (в газообразном состоянии) имеют форму равностороннего треугольника, в центре которого – предельно окисленный атом серы, а в вершинах – атомы кислорода. Все четыре атома, составляющие молекулу SO_3 , расположены в одной плоскости, а валентные углы между ними равны 120° .

Молекулы оксида серы (VI) склонны к *полимеризации*, т. е. к последовательному соединению друг с другом в более крупные молекулы – *полимеры*.



Физические свойства. Оксид серы (VI) – бесцветная маслянистая жидкость, кипящая при $44,7^\circ\text{C}$ и кристаллизующаяся при 17°C . При хранении, особенно в присутствии влаги, он полимеризуется и превращается в твёрдое прозрачное вещество (полимер), напоминающее лёд и состоящее из длинных шелковистых кристаллов. Оксид серы (VI) малорастворим в воде, но хорошо растворяется в серной кислоте.

Химические свойства. Оксид серы (VI) является кислотным оксидом. При растворении в воде он реагирует с водой, образуя серную кислоту. Это реакция экзотермическая и сопровождается выделением большого количества теплоты:

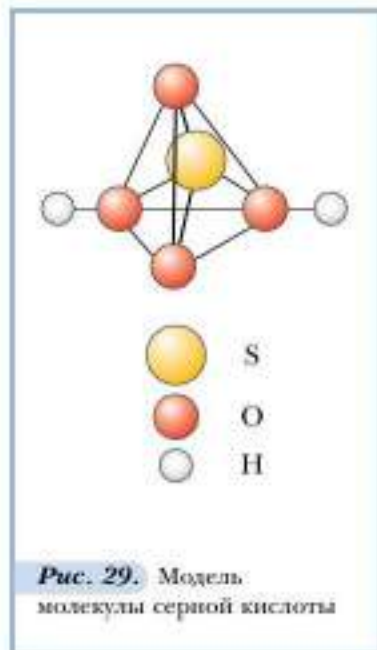


Безводный ангидрид серной кислоты является довольно сильным окислителем: при соприкосновении с ним фосфор воспламеняется; при взаимодействии его с иодидом (или бромидом) калия выделяется свободный иод (бром). При этом триоксид восстанавливается до диоксида серы.

Получение. Оксид серы (VI) можно получить каталитическим окислением оксида серы (IV):



Эта реакция – обратимая. Она имеет огромное значение для промышленного получения серной кислоты.



Серная кислота H_2SO_4

Серная кислота – молекулярное вещество, относящееся к сильным двухосновным кислотам. Структуру молекулы серной кислоты изображает её модель, приведённая на рисунке 29.

Физические свойства. Безводная серная кислота – тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость, растворяющаяся в воде в любых соотношениях. Она гигроскопична, нелетуча, без запаха, не проводит электрический ток. При $10,3^\circ\text{C}$ она затвердевает, образуя кристаллы, похожие на лёд. Серная кислота кипит при 296°C с разложением. Серная кислота, поступающая в продажу, имеет плотность $1,84 \text{ г/см}^3$ (массовая доля серной кислоты около 96%).

Серная кислота очень хорошо растворима в воде: она растворяется в ней в любых пропорциях.



Растворение концентрированной серной кислоты в воде – физико-химический экзотермический процесс.

При растворении серной кислоты в воде образуются гидраты и выделяется большое количество теплоты. Поэтому смешивать концентрированную серную кислоту с водой надо крайне осторожно, соблюдая следующее правило безопасности (рис. 30).

! Кислоту осторожно тонкой струйкой вливают в воду, а не наоборот, иначе произойдёт сильное разбрызгивание разогретого и опасного раствора серной кислоты!

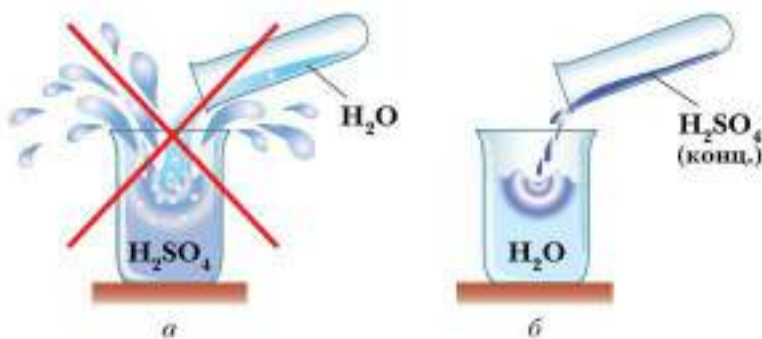


Рис. 30. Правило разбавления серной кислоты: *а* – неправильно; *б* – правильно

Концентрированная 98%-я серная кислота почти в два раза тяжелее воды. Поэтому, когда мы вливаем в воду тонкой струйкой или по каплям кислоту, она равномерно опускается на дно сосуда, смешивается и взаимодействует с водой, образуя **гидраты серной кислоты**. Происходит равномерное разогревание смеси, так как эта реакция экзотермическая.

Если, наоборот, вливать воду в кислоту, вода не будет опускаться вниз, а будет проникать лишь на небольшую глубину. Разогревание раствора вследствие идущей там реакции гидратации сосредоточится на поверхности. Раствор здесь может нагреться до кипения. Образующийся пар будет разбрызгивать кислоту (учитывая, что кислота имеет в три раза меньшую теплоёмкость, чем вода).

Серная кислота – химически активное вещество. Однако следует иметь в виду, что *свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты очень различаются*.

? Вспомните общие химические свойства кислот и подтвердите их уравнениями реакций.

Охарактеризуйте серную кислоту как электролит.

Химические свойства разбавленной серной кислоты. В растворе серная кислота, будучи сильным электролитом, изменяет окраску индикаторов: лак-

мус становится красным, а метиловый оранжевый розовеет. Она ступенчато диссоциирует на ионы:



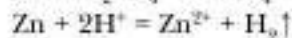
Проблема. Почему степень диссоциации по первой ступени намного выше, чем по второй?

Как двухосновная кислота, серная кислота образует соли двух видов: средние — **сульфаты** (Na_2SO_4 , CaSO_4) и кислые — **гидросульфаты** (NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ и др.).

Большинство сульфатов растворимо в воде (см. таблицу растворимости на форзаце 2). Малорастворимым является сульфат кальция CaSO_4 , нерастворимыми — сульфаты свинца PbSO_4 и бария BaSO_4 , последний нерастворим и в кислотах. Многие соли серной кислоты содержат кристаллизационную воду и являются кристаллогидратами. Их часто называют **купоросами**. Например: медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и др.

Серная кислота в растворе обладает общими для класса кислот химическими свойствами, которые обусловлены ионом H^+ (H_3O^+). Они проявляются в реакциях ионного обмена и окислительно-восстановительных.

Окислительно-восстановительные реакции характерны для взаимодействия растворов серной кислоты с **металлами**. Металлы, стоящие в ряду активности (в электрохимическом ряду напряжения) *до водорода* (за исключением Pb), окисляются ионом водорода до кислоты, а сам он восстанавливается до молекулярного водорода.



Металлы, стоящие в ряду активности *после водорода*, с разбавленной серной кислотой не взаимодействуют (Cu, Ag, Pt, Au).

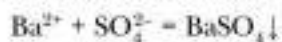
Реакции обмена происходят при взаимодействии серной кислоты с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями.

Задание. Запишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения таких реакций.

Качественная реакция на серную кислоту и её сульфаты, с помощью которой можно распознать их среди других веществ, — реакция с растворимыми солями бария:



Суть процесса: выпадает белый осадок сульфата бария, нерастворимый ни в воде, ни в кислотах:



Катион бария Ba^{2+} является реагентом на сульфат-ион SO_4^{2-} .

Проведём лабораторные опыты.



1. Качественная реакция на сульфат-ион. Налейте в одну пробирку 1 мл раствора разбавленной серной кислоты, а в другую 1 мл раствора сульфата натрия. Прилейте в обе пробирки такой же объём раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Во вторую пробирку добавьте немного раствора азотной кислоты. Что изменилось? Запишите уравнения реакций в полной и сокращённой ионной форме.

2. Экспериментальная задача. В трёх пробирках без этикеток находятся растворы серной кислоты, сульфата натрия и сульфита натрия. С помощью каких реактивов и в какой последовательности следует распознавать эти вещества? Составьте план исследования. Прделайте эти реакции. Запишите уравнения химических реакций.

Химические свойства концентрированной серной кислоты. Выделяют две особенности этой кислоты:

- чрезвычайная гигроскопичность, т. е. способность к присоединению воды;

- сильные окислительные свойства, обусловленные высокоокисленным атомом серы (+6) в составе молекулы.

При проведении опытов с концентрированными кислотами (серной, азотной, хлороводородной, фосфорной и др.) надо строго соблюдать **правила техники безопасности**.

1. Проводить опыты в вытяжном шкафу химического кабинета.

2. Проводить опыты с небольшим количеством реактивов в тонкостенной чистой посуде.

3. Иметь наготове нейтрализующие вещества.

4. Надевать защитные очки, предотвращающие попадание брызг кислоты в глаза. Наблюдать реакции на некотором удалении от глаз.

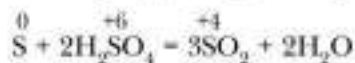
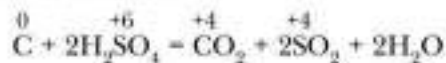
5. Не оставлять химическую посуду грязной.

6. Привести после окончания опытов рабочее место в порядок, обработать поверхность стола, куда могли попасть капли кислоты, нейтрализующими растворами и водой, протереть насухо.

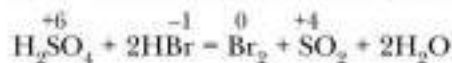
Помните! Серная кислота, попадая при неаккуратном обращении на кожу рук или лица, вызывает сильные ожоги. При попадании серной кислоты на кожу или одежду её сразу следует смыть большим количеством проточной воды, а поражённый участок кожи аккуратно смочить разбавленным раствором аммиака или раствором пищевой соды и вновь смыть водой.

1. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель. Она окисляет простые вещества (неметаллы, металлы) и сложные.

1) *Окисление неметаллов.* Уголь и сера окисляются серной кислотой до их диоксидов:



2) *Окисление сложных веществ:*



3) *Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами.* В отличие от разбавленной серной кислоты, концентрированная кислота окисляет почти все металлы, стоящие в ряду активности до водорода, за исключением алюминия, железа, хрома и никеля, которые под её воздействием покрываются твёрдой нерастворимой оксидной плёнкой (это свойство используется для хранения и перевозки безводной серной кислоты в стальных баллонах). Взаимодействуя с активными металлами (Na, K, Ca), сера восстанавливается до атомов в степени окисления -2.

С металлами средней активности сера восстанавливается до атомов в степени окисления +4 и 0.

Концентрированная серная кислота реагирует и с малоактивными металлами, стоящими в ряду активности после водорода (медь, серебро, ртуть). С платиной и золотом она не реагирует. Реакции идут при нагревании.

Убедимся на опыте в реальности протекания одной из таких реакций и её условий.

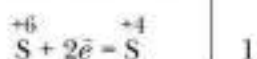
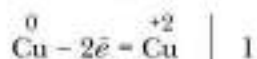
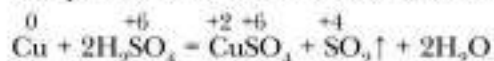


Реакция концентрированной серной кислоты с медью.

1. В демонстрационную пробирку положим несколько кусочков медной стружки или медной проволоки и прильём концентрированной серной кислоты. Изменений не наблюдается.

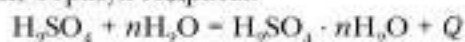
2. На край пробирки поместим влажную лакмусовую бумажку. Пробирку осторожно нагреем. Выделяется сернистый газ (его определяют по запаху или покраснению смоченной водой лакмусовой бумажки), раствор в пробирке приобретает голубую окраску.

ку, образуется сульфат меди, идёт окислительно-восстановительная реакция окисления меди кислотой.



Этот процесс включает в себя две реакции: окислительно-восстановительную и обменную реакцию солеобразования, идущую без изменения степеней окисления.

2. Концентрированная серная кислота активно взаимодействует с водой, образуя гидраты:



Это свойство широко используется в лаборатории и промышленности для осушки газов и для обезвоживания некоторых веществ.

Серная кислота настолько жадно присоединяет к себе воду, что способна даже отнимать от веществ элементы, входящие в состав воды (водород и кислород), например из органических веществ, состоящих из элементов углерода, водорода и кислорода, – сахара, клетчатки, крахмала и др. Убедимся в этом на опытах.



1. Обугливание лучины и бумаги.

а) Опустим лучину в концентрированную серную кислоту. Она почернела. Ополоснём её в воде. Рассмотрим лучину: на её поверхности образовался *уголь* – она обуглилась.

б) Положим лист белой бумаги на кафельную плитку. Лучину опустим в раствор серной кислоты (1 : 5) и затем напишем на листе бумаги формулу серной кислоты. Осторожно нагреем лист над пламенем спиртовки. Кислота становится более концентрированной и обугливает бумагу, на которой отчётливо проявляется надпись: H_2SO_4 .

2. Обугливание сахара. В небольшой химический стакан поместим около 10 г растёртого в порошок сахара (сахарной пудры). К нему по стеклянной палочке осторожно прильём около 5 мл концентрированной серной кислоты и быстро перемешаем до образования густой кашицы, оставив палочку посередине стакана. Происходит реакция, сахар обугливается (при этом уголь частично превращается в углекислый газ за счёт восстановления серной кислоты до сернистого газа). Выделяющиеся газы (CO_2 , SO_2) вспучивают остальную массу углерода, которая выходит из стакана (рис. 31). С помощью стеклянной палочки эту пористую



углеродную массу можно вынуть в виде «эскимо»:

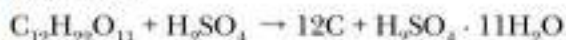


Рис. 31. Окисление (обугливание) сахара серной кислотой

Промышленное значение и применение серной кислоты. Серная кислота — важнейший продукт химической промышленности. В промышленно развитых странах производство серной кислоты занимает первое место среди других химических производств. По производству и использованию серной кислоты судят о развитии промышленности в целом и о химической промышленности в частности. Серная кислота применяется практически во всех областях народного хозяйства и относится к стратегическим видам продуктов производства.

Серную кислоту расходуют в огромных количествах (более 50% всей получаемой кислоты) для производства минеральных удобрений (суперфосфата, сульфата аммония и др.). Её используют для получения других кислот (соляной, уксусной, плавиковой, фосфорной и др.) из их солей. Много серной кислоты идёт на очистку нефтепродуктов от вредных примесей. Серная кислота необходима при производстве взрывчатых веществ, пластмасс, искусственных волокон, красителей. Её применяют в машиностроении для очистки поверхности металлов перед их электродным покрытием другими металлами (никелирование, хромирование, цинкование). Серную кислоту используют в аккумуляторах, применяемых в транспортных средствах.

Широкое применение находят и соли серной кислоты. Сульфаты аммония и калия используются в качестве удобрений; сульфат натрия — в медицине (в качестве слабительного средства), в производстве соды и стекла. Сульфат кальция (в виде кристаллогидратов: гипса, алебастра и др.) широко применяется в строительном деле и в медицине; купоросы (железный и медный) применяют для борьбы с вредителями растений при опрыскивании; сульфат цинка — для производства минеральных красок и в медицине. Сложно перечислить все области применения серной кислоты и её солей. Незаменимы они и в химических лабораториях для научных исследований и обучения.

Основные понятия

Оксид серы(VI) • Серная кислота • Свойства серной кислоты • Качественная реакция на сульфат-ион SO_4^{2-} • Сульфаты

Вопросы и задания

1. Дайте характеристику строения и свойств оксида серы (VI).
2. Охарактеризуйте серную кислоту как электролит, запишите уравнения диссоциации серной кислоты и раскройте их суть.
3. Опишите физические свойства и окислительные способности концентрированной серной кислоты. Дайте им научное обоснование. Составьте уравнения реакций концентрированной серной кислоты с магнием и ртутью и схемы их электронного баланса. Почему в этих реакциях образуются разные продукты?
4. При взаимодействии раствора серной кислоты массой 32 г с избытком раствора нитрата бария выделился нерастворимый в воде и кислотах осадок массой 11,4 г. Определите массовую долю серной кислоты в исходном растворе.
5. Чему равен объём (V), который занимает 8,0 г оксида серы (IV) при н. у.: 1) 2,8; 2) 5,6; 3) 11,2; 4) 22,4?
6. В газовой смеси, состоящей из оксида серы (IV) и кислорода с относительной плотностью смеси по водороду (d_{H_2}), равной 24, часть оксида серы (IV) прореагировала и образовалась газовая смесь с d_{H_2} на 25% больше, чем плотность исходной смеси. Рассчитайте состав равновесной смеси в объёмных процентах.
7. Что можно сказать о гигроскопичности концентрированной серной кислоты и какие меры предосторожности следует соблюдать при разведении её водой? Предложите рисунки, загадки, рассказ, отражающие это явление.
8. Составьте кроссворд по теме «Кислородные соединения серы». Предложите разгадать его своему товарищу.



Круговорот серы в природе. Экологические проблемы, связанные с кислородсодержащими соединениями серы

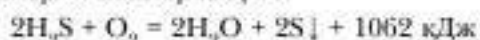
(Дополнительный материал к главе 6)

Сера относится к биогенным элементам, являющимся основой строения и жизнедеятельности живого организма. Живые организмы, составляющие биосферу Земли, взаимодействуют друг с другом, с солнечной энергией, с веществами, образующими атмосферу, гидросферу и литосферу.

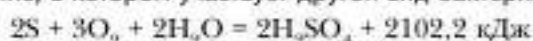
Устойчивость биосферы к воздействию внешних факторов, к которым относится и человеческая деятельность, ухудшающая её экологическое состояние, обусловлена множеством циклических процессов обмена химическими элементами между атмосферой, гидросферой и литосферой. К таковым относятся и круговороты химических элементов в природе.

Сера как элемент в круговороте веществ включается в последовательный цикл превращений, где одни формы её существования переходят в другие в ходе разных химических реакций. Наиболее важное значение для жизнедеятельности имеют те циклы превращений серы, которые происходят в почве, в воздухе и в водоёмах.

В почве цикл превращений происходит постоянно. Большую роль здесь играют растения, которые получают серу из почвы. Находящаяся в почве сера представлена в виде сульфатов, продуктов разложения горных пород, содержащих серу, а также органических веществ животного и растительного происхождения. Корни растений поглощают почвенную серу, которая, химически преобразуясь, входит в состав серосодержащих аминокислот, т. е. в состав растительных белков. После отмирания растений сера возвращается в почву. Этот переход осуществляется многочисленными микроорганизмами (серобактерии и др.), а также под воздействием почвенного воздуха. При гниении белков выделяется сероводород. Он окисляется кислородом воздуха, но ещё быстрее процесс окисления идёт под воздействием серобактерий, получающих необходимую для их жизни энергию за счёт следующей экзотермической реакции:



Образуемая сера в зависимости от наличия или отсутствия кислорода либо превращается в залежи свободной серы, либо идёт её дальнейшее окисление, в котором участвует другой вид бактерий, ускоряющих этот процесс:



Получаемая в этой реакции серная кислота реагирует с содержащимися в почве или воде солями более слабых кислот, образуя сульфаты.

Помимо серы растительного происхождения, растения могут вводить в круговорот значительное количество серы в виде её соединений (и прежде всего сульфатов), переносимых воздушными массами, дождевой водой из промышленных районов (заводские дымы и др.). Сульфаты поглощаются корнями растений и вымываются подземными водами, обеспечивая продолжительность круговорота.

Цикл превращений серы в почве можно в общем виде представить следующей схемой (рис. 32).

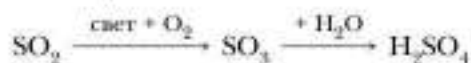


Рис. 32. Превращения серы в почве

В атмосфере сера попадает из разных источников в виде следующих газообразных соединений: сероводород, диоксид серы и др. Примерно треть всех соединений серы, попадающих в атмосферу, имеет антропогенное происхождение, т. е. связана с производственной деятельностью человека.

Повышенное содержание диоксида серы в атмосфере создаёт неблагоприятные экологические ситуации, связанные с выпадением «кислотных дождей».

В атмосфере оксид серы (IV) под действием солнечной энергии окисляется до газообразного оксида серы (VI), а взаимодействуя с другими компонентами воздуха и атмосферной влагой, оксид серы (VI) образует мельчайшие капельки серной кислоты.



При определённых условиях (дождь, буря) образуются «кислотные осадки», которые губят лесные массивы и другую растительность, нарушают жизнедеятельность водных экосистем, вызывают серьёзные нарушения здоровья животных и человека, особенно их дыхательной системы.

Циклические процессы, связанные с превращениями серы, происходят и в **гидросфере** — водной оболочке Земли. Этот цикл также включается в общий круговорот серы в природе. Вода проникает в разные слои почвы, в горные породы, вымывая из них растворимые соединения серы, главным образом в виде анионов серной кислоты (гидросульфат- и сульфат-ионов), перенося их из одного места в другое. Вода образует водоёмы, содержащие соединения серы разной концентрации.

Так, в морской воде сера представлена сульфат-ионами SO_4^{2-} . Её содержание равно $8,8 \cdot 10^{-2}\%$ (по массе). Одна из удивительных особенностей океанической и морской воды — постоянное соотношение главных ионов, к которым относится и сульфат-ион, во всем объёме Мирового океана. Это указывает на устойчивость динамического равновесия между количеством растворённых веществ, поступающих с поверхности континентов в океан, и их осаджением.

Любая вода гидросферы может рассматриваться как естественный раствор веществ разной концентрации. Однако концентрация растворённых соединений серы в относительно мелких водоёмах может резко увеличиваться в случае их загрязнения сточными водами производств, ферм, вымывания с полей минеральных серосодержащих удобрений, а также выпадения «кислотных дождей».

Повышение концентрации ядовитых соединений серы в водоёмах резко ухудшает состав воды, изменяет растительный и животный мир водоёмов, приводит к исчезновению рыб и другим экологическим проблемам.

В обобщённом виде круговорот серы в природе представлен на рисунке 33, который отражает и экологический аспект этого круговорота (R—S—S—R — обозначение серы в составе органических соединений).

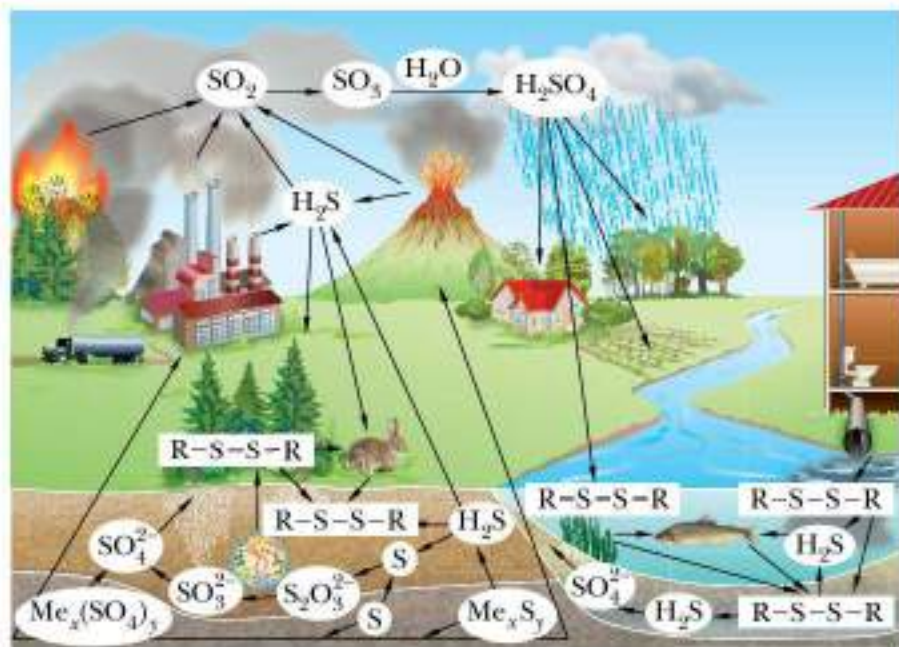


Рис. 33. Круговорот серы в природе

Творческие задания

1. Опираясь на общую схему круговорота серы в природе, дайте оценку экологического состояния воздушной среды при извержении вулкана.
2. Составьте кроссворд или ребус, посвященный этой теме.



Предложите разгадать его своему товарищу.

§ 25

Общая характеристика
элементов подгруппы азота

- ? Что вам известно об элементах VA-группы? Охарактеризуйте положение VA-группы в Периодической системе и изменение в ней свойств неметаллических элементов. Составьте схемы строения атомов элементов подгруппы азота. Что общего в строении их атомов и чем они различаются?

Распространённость в природе и биологическая роль. Элементы VA-группы имеют разную распространённость в природе. Азот и фосфор широко представлены в природе и являются важными составными частями как живых организмов, так и окружающей их среды. Элементы мышьяк, сурьма и висмут также относятся к достаточно распространённым элементам земной коры.

Азот (простое вещество) — важнейшая составная часть атмосферы (78% её объёма). Атомы азота входят в состав белков растений и животных, встречаются также в составе нитрата натрия в недрах земли. Природный азот состоит из двух стабильных изотопов: ^{14}N (99,635% массы) и ^{15}N (0,365% массы).

Фосфор, как и азот, является одним из незаменимых элементов жизни и входит в состав всех живых организмов. В природе встречается также в виде минералов (апатита, фосфатных руд и др.). Препараты фосфора используются в медицине, сельском хозяйстве, авиационной технике, при добыче драгоценных металлов.

Мышьяк, сурьма и висмут распространены в природе гораздо меньше, но также достаточно широко, главным образом в виде сульфидных руд, из которых легко добываются. Мышьяк — один из элементов жизни. В организм он попадает с растительной пищей (примерно $5 \cdot 10^{-8}$ г в сутки), усиливая рост волос и шерсти, придаёт им блеск и густоту. Уменьшение содержания мышьяка в волосах — причина их поседения. Соединения мышьяка ядовиты. Но в малых дозах они могут оказывать лечебное действие. Препараты мышьяка используют в медицине и ветеринарии.

Строение атомов и свойства элементов VA-группы. Элементы одной подгруппы имеют ряд сходных свойств. Это сходство следует искать во

внутреннем строении и свойствах атома в сравнении с атомами других элементов.

Атомы элементов VA-группы (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут) во внешнем электронном слое имеют пять электронов. Они могут либо отдавать их, либо притягивать к себе ещё три электрона от других атомов. Поэтому атомы элементов VA-группы могут проявлять в своих соединениях степени окисления от -3 до $+5$. Их летучие водородные и высшие кислородные соединения можно обозначить общими формулами: RH_3 и R_2O_5 . Последние имеют кислотный характер.

Способность атомов элементов-неметаллов подгруппы азота присоединять электроны проявляется значительно слабее, чем у элементов VIIA- и VIA-групп. Причина этого в том, что в периоде с увеличением порядкового номера у атомов число электронов на внешнем слое увеличивается, металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются от азота к фтору. Следовательно, у атомов элементов VA-группы неметаллические свойства будут значительно слабее, чем у атомов элементов подгрупп галогенов и кислорода.

Сходство элементов подгруппы азота или их общие характеристики проявляются в сходстве электронных структур, способности их атомов вступать в одни и те же типы реакций и образовывать аналогичные формы соединений с близкими свойствами.

Вместе с тем свойства атомов элементов подгруппы азота имеют и различия. В подгруппе азота при переходе от элемента к элементу сверху вниз будет заметно нарастание металлических свойств. Азот и фосфор – типичные неметаллы. У мышьяка и сурьмы уже обнаруживаются признаки металлов, а у висмута металлические свойства преобладают над неметаллическими. Подобные изменения свойств наблюдаются и у простых веществ, образованных атомами этих элементов.

Электронные структуры и некоторые свойства атомов элементов подгруппы азота обобщены в таблице 19.

Задание. На основе анализа данных этой таблицы установите закономерности изменения свойств атомов элементов VA-группы.

Простые вещества. Некоторые простые вещества элементов VA-группы, особенно фосфор и мышьяк, имеют несколько *аллотропных модификаций*. Сравнение свойств простых веществ элементов подгруппы азота также отражает закономерное изменение их свойств с увеличением порядкового номера элемента (табл. 20).

Таблица 20. Свойства простых веществ элементов подгруппы азота

Название вещества	Молекулярная формула	Строение	Физические свойства	Плотность, г/см ³	Температура, °С	
					плавления	кипения
Азот	N ₂	Молекулярное	Газ, без цвета, запаха, вкуса, малорастворим в воде	0,81 (ж.)	-210	-195,8
Фосфор белый	P ₄	Тетраэдрическая молекула. Молекулярная кристаллическая решётка	Воскообразное вещество, бесцветное, плохо растворимое в воде, но хорошо растворимое в сероуглероде	1,82	44 (под водой)	257
Мышьяк серый	As	Атомная кристаллическая решётка. Слоистое строение	Хрупкое кристаллическое вещество с металлическим блеском на свежем изломе. В воде нерастворим. Очень слабый проводник электричества	5,72	Сублимируется, переходит из твёрдого состояния в газообразное (пар) при 615 °С	
Сурьма	Sb _n	Атомная кристаллическая решётка. Слоистое строение	Серебристо-белое кристаллическое вещество, хрупкое, плохой проводник тепла и электричества	6,68	630,5	1634
Висмут	Bi _n	Металлическая кристаллическая решётка. Слоистое строение	Серебристо-серое с розоватым оттенком, хрупкое кристаллическое вещество, напоминающее внешне металл; электропроводность незначительна	9,8	271,3	1550

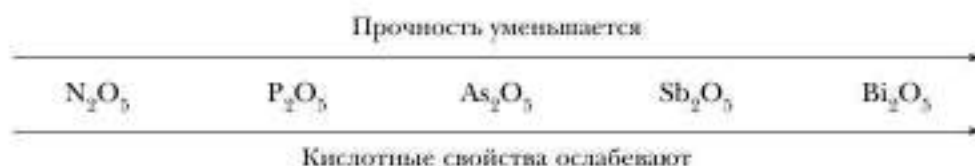
Водородные и кислородные соединения. Сходное строение внешнего электронного слоя атомов элементов подгруппы азота приводит к образованию сходных форм их водородных и кислородных соединений, в которых их атомы проявляют степени окисления от -3 до $+5$. Они образуют газообразные водородные соединения формы RH_3 . В подгруппе азота свойства водородных соединений изменяются с увеличением порядкового номера элементов также закономерно:



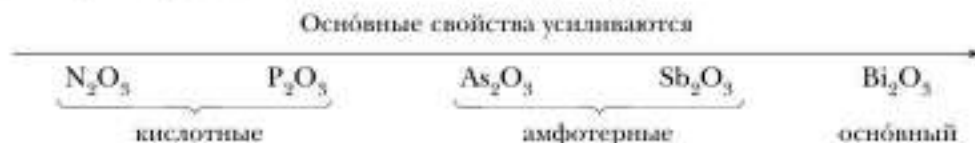
Общим химическим свойством всех простых веществ элементов подгруппы азота является их способность образовывать с кислородом оксиды, общая формула которых R_2O_5 и R_2O_3 , и соответствующий гидроксид HRO_3 , обладающий кислотным характером.

С увеличением порядкового номера элементов и уменьшением ОЭО их атомов уменьшаются прочность соединений, их кислотный характер.

Рассмотрим это на примере высших кислородных соединений (см. табл. 20).



У соединений элементов подгруппы азота со степенью окисления $+3$ с увеличением порядкового номера элемента более активно по сравнению с соединениями со степенью окисления $+5$ проявляются основные свойства. Рассмотрим эту закономерность на примере оксидов.



Основные понятия

Подгруппа азота • Элементы подгруппы азота в природе • Закономерности изменения свойств атомов элементов и их простых веществ

Вопросы и задания

1. Каково распространение элементов VA-группы в природе?
2. В чём различия внешних электронных слоёв атомов элементов VA-, VIA- и VIIA-групп и как это сказывается на проявляемых ими степенях окисления?
3. Природный азот состоит из изотопов азот-14 и азот-15, а висмут — из единственного изотопа висмут-209. Определите состав ядер этих изотопов.
4. Определите степени окисления и вычислите массовые доли азота в следующих кислородсодержащих соединениях: NO, NO₂, HNO₃.
5. В чём сходство и различия в изменении свойств водородных соединений элементов подгруппы азота по сравнению с подгруппами кислорода и галогенов? Приведите примеры и укажите причину.
6. Составьте обобщённую характеристику элемента мышьяка в форме карточки-схемы. Обсудите её с товарищем.



История открытия и исследования элементов подгруппы азота

(Дополнительный материал к § 25)

Открытие практически всех элементов подгруппы азота связано с алхимическими опытами, с попытками превращения элементов в золото.

Элементы подгруппы азота были известны ещё в глубокой древности. Приоритет открытия азота принадлежит Китаю, где уже в VIII в. его знали как составную часть воздуха, не поддерживающую горения, и противопоставляли его кислороду. Первенство открытия азота в Европе приписывают англичанину Даниэлю Резерфорду, который в 1772 г. исследовал воздух сосуда, в котором жила и погибла мышь. Он характеризовал азот как газ, который не поддерживает горения и губит жизнь. Ещё раньше шведский аптекарь Карл Шееле (впоследствии известный химик) впервые выделил азот из воздуха, но не был уверен в открытии нового вещества. Почти одновременно с ним азот получил другой известный учёный той эпохи — Генри Кавендиш.

Азоту дали сразу три названия, что вносило неразбериху в номенклатуру веществ: его называли и «безжизненным», и «удушливым газом», и «рождающим селитру». Первое название (от греч. *азот*, где *а* — «отрицание», *збѐ* — «жизнь») закрепилось в русской и французской номенклатуре. Немцы предпочли второе название (*stickstoff* — «удушливый воздух»), а англичане — третье (от лат. *nitrogenium* — «рождающий селитру»). Первая буква третьего названия — N — и стала в дальнейшем международным символом этого элемента.

Фосфор был известен арабским алхимикам ещё в XII в. Открытие фосфора произошло в эпоху Возрождения в период столкновения алхимии с ещё только нарождающейся экспериментальной химией. Он был выделен из мочи. Однако более глубоко изучен и предьявлен как элемент в 1669 г. алхимиком Хеннигом Брандом. Он открыл и изучил одну из его модификаций — белый фосфор. Полученное им белое прозрачное кристаллическое вещество, светящееся в темноте, производило ошеломляющее впечатление на людей. Впоследствии были открыты и изучены и другие модификации фосфора и его соединений. Всестороннее изучение фосфора привело к утверждению его как «многоликого» (состоящего из многих модификаций) и светящегося нового химического элемента.

Аналоги фосфора (*мышьяк, сурьма и висмут*) были известны задолго до открытия фосфора, поскольку легко извлекались из сульфидных руд.

Мышьяк в Европе впервые был открыт в XII в. алхимиком Магнусом, а затем врач Парацельс широко пропагандировал целебные свойства соединений мышьяка (небольшие дозы мышьяка усиливают обмен веществ, придают человеку бодрость и силу). Но в большей мере он известен с древности как сильный «мышинный яд», что закрепило за ним название «отравитель». Необычайная ядовитость мышьяка объясняет, почему алхимическим символом для него стала извивающаяся змея (рис. 34).

Китайские алхимики открыли мышьяк независимо от европейцев в 1600 г. Они не только знали о его ядовитости, но и умели отличать отравление мышьяком как причину смерти от других причин. Они широко использовали мышьяк для защиты рисовых полей от вредителей.

В настоящее время мышьяк и его соединения используют в качестве основы всех боевых отравляющих веществ, в лечебных целях (в стоматологии, для борьбы с некоторыми недугами). Мышьяк является элементом технического прогресса. Особенно широко применяются в технике полупроводниковые свойства мышьяка и его соединений (для выпрямителей и усилителей, в качестве добавок к полупроводниковым сплавам).

Сурьма была известна уже в античной древности, и её природное соединение

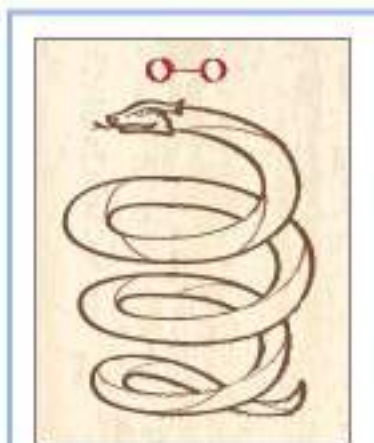


Рис. 34. Алхимический знак мышьяка



Рис. 35. Сурьма — волк металлов

(сурьмяный блеск) применялось в косметике для чернения бровей и ресниц. У алхимиков сурьма использовалась для растворения металлов. Поражающее алхимиков свойство сурьмы растворять («пожирать») металлы, в том числе золото, предопределило её название «волк металлов». Алхимическим символом сурьмы был волк с раскрытой пастью, заглывающий золото (рис. 35).




Название этого элемента произошло от названия природного минерала Sb_2S_3 — сурьмяный блеск. История сурьмы с изобретением книгопечатания получила своё продолжение. Сурьма стала широко применяться для производства сплава, из которого делается типографский шрифт. Она применяется в полупроводниковых приборах и как катализатор в органическом синтезе ($SbCl_3$).

Последний элемент подгруппы азота — **висмут** — также был хорошо известен алхимикам и применялся ими в медицине. Однако они не считали висмут самостоятельным элементом.

По учению алхимиков, каждый металл произрастал, подобно растению, из земли под влиянием определённой планеты. В то время было известно семь планет, и все они были закреплены за уже известными тогда металлами. Для висмута как металла планеты не хватило, и его не признали как индивидуальный элемент. И лишь в середине XVIII в. он получил статус самостоятельного элемента. В свободном состоянии висмут используется в ядерных реакторах как теплопоглотитель. Широкое применение находят и его легкоплавкие сплавы. Например, сплав висмута, свинца и олова используется для изготовления легкоплавких заглушек в автоматических огнетушителях.

Таким образом, развитие цивилизации, научно-технический прогресс общества и практика стимулируют дальнейшие исследования свойств элементов и их соединений, развитие их истории.

Творческие задания

-  1. Используя Интернет, дополнительную литературу («Книга для чтения по химии», «Химическая энциклопедия», «Популярная библиотека химических элементов» и др.) и другие источники информации, охарактеризуйте алхимический период в развитии химии и достижения алхимиков в изучении элементов VA-группы.
-  2. Используя материал параграфа и дополнительную информацию об элементах подгруппы азота, составьте небольшой занимательный рассказ или стихотворение, кроссворд, ребус по этой теме.
-  3. Используя Интернет, углубите свои знания о применении мышьяка, сурьмы и висмута и их соединений в науке и технике. Предложите схему их применения.



? Когда, кем и как был открыт элемент азот? Как распространён этот элемент в природе? Чем объясняется несоответствие его названия с символом?

Какое значение имеет азот для существования жизни на Земле?

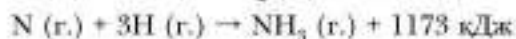
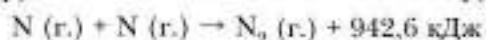
Что вы знаете об элементе азоте? Дайте его общую характеристику, составьте электронную формулу и электронную схему строения его атома.

Что вы знаете о простом веществе азоте?

Азот является начальным и важнейшим элементом VA-группы Периодической системы. Этот элемент и его соединения играют первостепенную роль в существовании жизни на Земле, имеют большое практическое значение и оказывают огромное влияние на развитие научно-технического прогресса общества. Жизнь многим обязана азоту, но и азот своим происхождением обязан жизненным процессам.

Азот — типичный неметаллический элемент. В отличие от других элементов VA-группы, он является элементом 2-го периода, а следовательно, его атом не имеет возможностей увеличения валентности.

Имея пять электронов на внешнем энергетическом уровне, азот способен проявлять степени окисления от -3 до $+5$. Наличие трёх неспаренных электронов предполагает возможность образования трёх химических связей с другим атомом азота или атомами других элементов:



Проблема. Почему атомы азота присоединяют электроны активнее атомов серы и фосфора?

Простое вещество азот при нормальных условиях — молекулярное, газообразное, малоактивное вещество, молекула которого состоит из двух атомов. Азот не имеет аллотропных форм.

Физические свойства азота и строение молекулы. Азот — бесцветный газ, не имеет запаха, малорастворим в воде (в 100 объёмах H_2O растворяется при н. у. 2,5 объёма N_2). Он немного легче воздуха. При $-196^\circ C$ азот сжижается, а при $-210^\circ C$ превращается в снежоподобную массу. Молекулярный азот инертен. Находясь в составе воздуха, он не реагирует даже с таким активным окислителем, как кислород, но вступает с кислородом в реакцию только при атмосферных электрических разрядах.

Проблема. В чём причина противоречия между высокой реакционной способностью одиночных атомов азота и инертностью молекулярного азота?

Ответ следует искать в строении молекулы азота, в механизме её образования и в характере химической связи между атомами в молекуле.

При образовании молекулы азота:



одиночные атомы связываются за счёт спаривания трёх неспаренных электронов от каждого из атомов азота. Это приводит к образованию устойчивой восьмизлектронной конфигурации в молекуле азота, связи между атомами азота. Связь в молекуле N_2 ковалентная неполярная, тройная, очень прочная ($E_{\text{св}} = 942$ кДж/моль). Для того чтобы разорвать связи атомов в одном моле молекул, потребуется затратить также 942 кДж. Именно этим объясняется инертность молекулярного азота.

Химические свойства молекулярного азота. Азот химически малоактивен. Он не поддерживает ни дыхания, ни горения. При комнатной температуре реагирует только с литием, образуя нитрид лития Li_3N .

Сравнивая химическую активность галогенов, кислорода и азота, можно сделать следующий вывод.

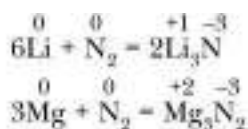
Чем прочнее молекула простого вещества-неметалла, чем большим числом ковалентных связей она образована, тем труднее данное вещество вступает в химические взаимодействия.

Для разрыва молекулы фтора F_2 , кислорода O_2 , азота N_2 следует затратить энергию (в кДж/моль):

Увеличивается прочность молекулы простого вещества		
→		
F—F	O=O	N≡N
151	494	942

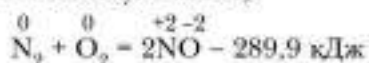
Реакции, в которые вступает азот, являются окислительно-восстановительными, где азот проявляет свойства как окислителя, так и восстановителя.

1. Взаимодействие азота с металлами. При повышенной температуре он соединяется со многими металлами, а при комнатной — только с литием, образуя *нитриды* соответствующих металлов, выступая в качестве их окислителя:



Большинство нитридов металлов – механически, термически и химически стойкие соединения, что позволяет использовать их в качестве высокопрочных материалов.

2. Взаимодействие азота с неметаллами. С неметаллами (S, P, O₂ и др.) азот взаимодействует при ещё более высокой температуре. Так, реакция азота с кислородом начинается при температуре 3000–4000 °С (например, при электрическом разряде). Эта реакция эндотермическая (энергия связи в молекуле оксида азота (II) составляет 627 кДж/моль, т. е. значительно меньше, чем в молекуле азота):



Для осуществления реакций с участием азота требуется много энергии — он химически пассивен. Мы не всегда учитываем положительное значение этой химической пассивности. Не будь азот так инертен, в атмосфере он вступал бы в реакцию с кислородом воздуха, и жизнь на нашей планете перестала бы существовать, поскольку живые существа захлебнулись бы от несовместимых с жизнью оксидов азота, задохнулись бы в бескислородной атмосфере азота.

Для азота известно много соединений и с атомами других элементов, но непосредственным взаимодействием простых веществ они, как правило, не получаются.

Получение и применение азота. В промышленности азот получают из воздуха, используя различие в температурах кипения азота и кислорода.

Азот широко применяют в химической промышленности для получения аммиака. В электротехнике и других отраслях промышленности он используется как инертная среда, например для заполнения электрических лампочек, при перекачке горючих жидкостей, сушке взрывчатых веществ и т. д. Применение азота предопределено его свойствами, в частности его химической инертностью.

Основные понятия

Физические свойства азота • Химические свойства азота • Применение азота

Вопросы и задания

- ▲ 1. Рассчитайте относительную плотность молекулярного азота по воздуху.

- ▲ 2. Напишите уравнения реакций взаимодействия азота: а) с алюминием; б) с кислородом. Укажите его функцию в этих процессах.
- 3. Почему реакционная способность атома и молекулы азота различна?
- 4. Отрицательную степень окисления азот проявляет в соединении
1) N_2O 2) NO 3) Ca_3N_2 4) NO_2
- 5. Раскройте окислительно-восстановительную сущность и характер реакции: $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
- 6. С помощью компьютера составьте схему применения азота на основании его свойств.
- 7. В каком из следующих веществ: $CO(NH_2)_2$ (мочевина), NH_4NO_3 (нитрат аммония) или NH_4NO_2 (нитрит аммония) – массовая доля азота максимальна?

§ 27

Аммиак

- ?
- Составьте схему строения молекулы аммиака и раскройте механизм её образования.
 Какую степень окисления имеет атом азота в аммиаке и почему?
 Какая связь называется водородной? Покажите на примере молекулы воды, изучив схему её образования (см. учебник химии для 8 класса).

Аммиак – одно из важнейших водородных соединений азота (их у него несколько). Он имеет огромное практическое значение. Жизнь на Земле обязана своим существованием способности некоторых бактерий превращать азот воздуха в аммиак.

Строение молекулы аммиака. Молекула аммиака образуется за счёт ковалентных связей трёх неспаренных электронов атома азота с тремя электронами атомов водорода (рис. 36). Вследствие разницы значений ОЭО атомов азота и водорода, а также благодаря наличию неподелённой электронной пары на атоме азота связи N–H полярны. Общие электронные пары смещены к атому азота, как к более электроотрицательному. Три атома водорода присоединяются к атому азота так, что их связи образуют углы около 100° , т. е. молеку-

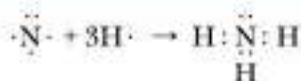


Рис. 36. Образование химических связей в молекуле аммиака

ла образуют углы около 100° , т. е. молеку-

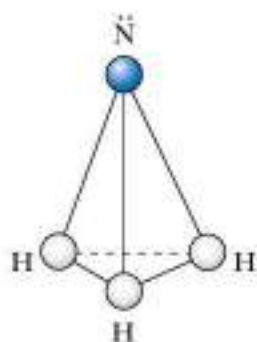


Рис. 37. Модель молекулы NH_3

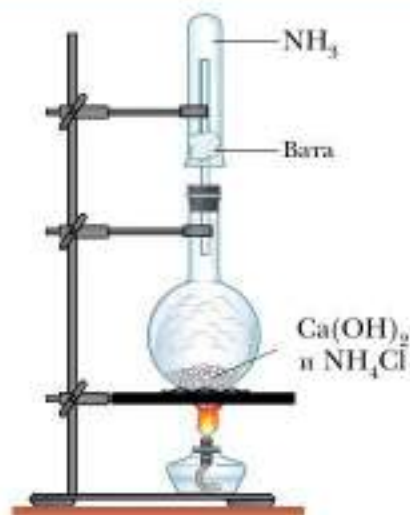


Рис. 38. Получение аммиака в лаборатории

ла аммиака имеет пирамидальную форму (рис. 37). Молекула аммиака сильно полярна.

Получение аммиака. Аммиак может быть получен несколькими способами. В *лаборатории* аммиак получают действием щелочей на соли аммония при нагревании (рис. 38).



Получение аммиака. Для получения аммиака возьмём примерно равные объёмы (2–3 ложки) мелкокристаллического хлорида аммония NH_4Cl и твёрдой (лучше слегка влажной) гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Оба порошка перемешаем в фарфоровой ступке и поместим в круглодонную колбу, заполнив её приблизительно на $\frac{1}{3}$ (при меньшем количестве смеси образовавшиеся при реакции капли воды будут стекать на более нагретые стенки нижней половины колбы, и она может треснуть). Осторожно нагреем колбу со смесью. Наличие аммиака определим по запаху. Выделяющийся аммиак соберём в демонстрационную пробирку способом вытеснения воздуха и проделаем с ним опыты, подтверждающие его свойства.

Концентрированный раствор аммиака, поступающий в лаборатории, содержит 25% аммиака. В домашнем обиходе используется аптечный раствор «нашатырный спирт», содержащий 10% аммиака.

Физические свойства аммиака. Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха. Его относительная плотность по воздуху $d_{\text{в}}$ равна 0,48. При охлаждении аммиака до $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$ он сжижается.

Аммиак прекрасно растворяется в воде вследствие своей полярности (в одном объёме воды растворяется 700 объёмов аммиака), а также благодаря образованию водородных связей между молекулами аммиака и воды.

Молекулы жидкого аммиака, как и молекулы воды, могут образовывать ассоциаты за счёт возникновения водородных связей:



Водородная связь возникает между атомом водорода одной молекулы аммиака, несущим частичный положительный заряд, и электроотрицательным атомом азота другой молекулы аммиака.

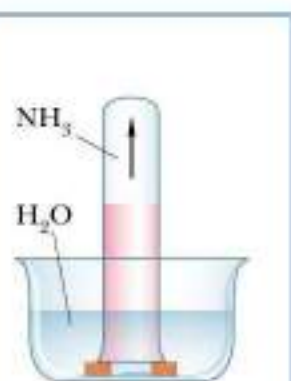


Рис. 39. Растворение аммиака в воде

Растворимость аммиака NH_3 в воде. Этот опыт можно проделать, заполнив аммиаком цилиндр или пробирку (рис. 39). (Проводить в вытяжном шкафу!)

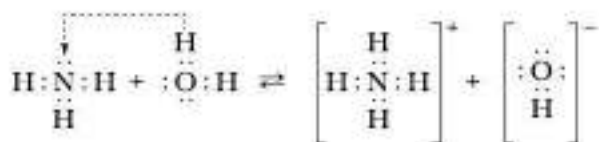
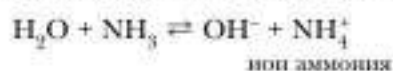
Для демонстрации хорошей растворимости аммиака в воде можно провести опыт «Фонтан», который описан при изучении растворимости хлороводорода в 8 классе.

Растворимость аммиака ещё больше, чем у HCl : в колбе создаётся вакуум, и немедленно начинает бить фонтан. Если добавить в раствор аммиака лакмус или фенолфталеин, они покажут не кислотный, а щелочной характер раствора, что указывает на наличие в нём гидроксид-иона. Убедимся в этом на опыте.

В пробирку с раствором аммиака добавьте несколько капель фенолфталеина. Раствор окрасился в малиновый цвет, что указывает на наличие в нём гидроксид-ионов OH^- . Откуда они взялись в растворе? По всей вероятности, вследствие отнятия от молекул воды ионов водорода H^+ молекулами аммиака.

Проблема. Откуда и как в данном растворе появились гидроксид-ионы?

Обратимся вновь к анализу происходящего и с помощью ионных уравнений рассмотрим механизм процесса:



Задание. Попробуйте самостоятельно объяснить этот процесс.

Молекула аммиака принимает положительно заряженный протон молекулы воды, предоставляя в общее пользование неподелённую электронную пару атома азота. По донорно-акцепторному механизму образуется дополнительная связь N—H, что ведёт к возникновению иона аммония с зарядом +1: $[\text{NH}_4]^+$. Оставшийся гидроксид-ион OH^- придаёт аммиачной воде щелочной характер.

При работе с аммиаком надо помнить, что даже незначительное содержание его приводит к раздражению слизистой оболочки носа, горла и т. д. Повышенное содержание аммиака в воздухе приводит к поражению глаз, воспалению лёгких.

! Средства первой помощи при отравлении аммиаком: свежий воздух, обильное промывание глаз водой, вдыхание водяного пара.

Химические свойства аммиака. Аммиак — химически активное соединение. Он вступает в реакции со многими веществами. Наиболее характерны для него реакции окисления и присоединения, что связано со степенью окисления азота (–3) в молекуле аммиака и с особенностями её строения.

I. Реакции окисления. В окислительно-восстановительных реакциях аммиак может выступать только в качестве восстановителя.

Он вступает в окислительно-восстановительную реакцию с кислородом — горит в кислороде:



Горение аммиака в кислороде. (Необходимо проводить в вытяжном шкафу!) В небольшой стакан нальём $\frac{1}{5}$ концентрированного раствора аммиака (25%) и пропустим через него струю кислорода из газометра или кислородной подушки. Аммиак летуч. Поднесём к смеси паров аммиака и кислорода зажжённую лучинку. Пары аммиака над поверхностью раствора вспыхивают и горят зеленоватым пламенем. Азот при этом окисляется до свободного азота (рис. 40).

В лашках штатива укрепите пробирку 1 со смесью твёрдых хлорида аммония и гидроксида кальция и пробирку 2 с перманганатом калия (рис. 41), снабжённую газоотводной трубкой. Конец трубки установите над пробиркой 1. Нагрейте пробирки. Как только начнётся энергичное выделение аммиака (определите по запаху), к отверстию пробирки 1 поднесите лучинку. Аммиак загорится. Сравните эти опыты.

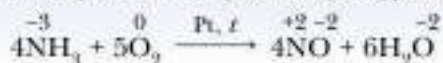


Рис. 40. Горение аммиака




Рис. 41. Горение аммиака (лабораторный вариант)

В присутствии катализатора процесс окисления аммиака идёт до образования оксида азота (II). При пропускании смеси аммиака с кислородом (воздухом) над раскалённой платиной (катализатор) выделяется бесцветный газ NO, который на воздухе быстро буреет (окисляется дальше):

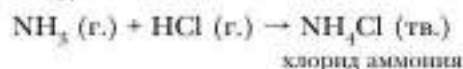


Эта реакция имеет большое значение, так как лежит в основе промышленного получения азотной кислоты из аммиака.

2. Реакции присоединения. Аммиак активно соединяется как с водой, так и с кислотами.

 **Взаимодействие раствора аммиака с соляной кислотой.** Смочим в концентрированных растворах соляной кислоты и аммиака две чистые стеклянные палочки и сблизим их. Выделяется белое облако дыма хлорида аммония.


При взаимодействии аммиака с соляной кислотой происходит реакция присоединения:



Аммиак взаимодействует и с другими кислотами.

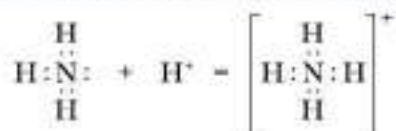
Продуктами взаимодействия аммиака с кислотами являются соли аммония.

Проблема. За счёт чего аммиак может вступать в реакции присоединения, если все валентные электроны использованы на образование связи, а атомы азота и водорода в его молекуле имеют устойчивые электронные конфигурации?


 Вспомним, как изменяется окраска индикатора в растворе аммиака, если в пробирку с раствором аммиака прилить несколько капель фенолфталеина. Раствор окрасится в малиновый цвет, что указывает на наличие в нём гидроксид-ионов OH^- .

Обратимся вновь к строению атома азота и молекулы аммиака.

Вспомните механизм образования иона гидроксония при растворении хлороводорода в воде (см. § 5). За счёт неподелённой пары электронов атома азота молекулы аммиака устанавливают прочную ковалентную связь с ионом водорода молекулы воды по донорно-акцепторному механизму с образованием **катиона аммония** NH_4^+ :



В водном растворе ион аммония играет роль катиона, а гидроксид-ион воды создаёт щелочную среду.

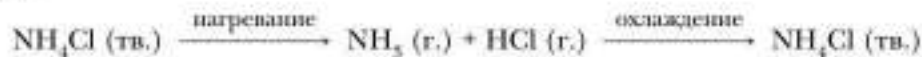
 **Реакции аммиака с кислотами идут по такому же механизму, как и с H_2O .**

Задание. Напишите уравнения реакций аммиака с азотной и серной кислотами. Назовите продукты этих реакций.

Соли аммония. С многоосновными кислотами аммиак образует соли двух видов: *кислые*, например NH_4HSO_4 (гидросульфат аммония), и *средние*, например $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (сульфат аммония).

Свойства солей аммония сходны со свойствами солей щелочных металлов, особенно солей калия и рубидия. Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде (см. таблицу растворимости на форзаце 2). Они сильные электролиты.

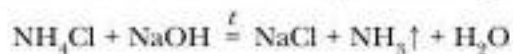
Твёрдые соли термически неустойчивы и при нагревании разлагаются. Если соль аммония образована летучей кислотой, то при нагревании выделяются кислота и аммиак, способные при охлаждении вновь образовать соль:



Вспомните процесс возгонки кристаллического иода. Чем этот процесс отличается от процесса разложения хлорида аммония?

В остальном соли аммония проявляют общие свойства класса солей.

Качественной реакцией для иона аммония NH_4^+ является взаимодействие солей аммония с щелочами при нагревании:



В пробирку с раствором хлорида аммония прилейте раствор щелочи и подогрейте. Аммиак обнаруживается по запаху, а также по окрашиванию влажной лакмусовой бумажки, внесенной в верхнюю часть пробирки.

Применение аммиака и солей аммония. Большая часть аммиака используется для производства азотной кислоты и её солей, соды, минеральных удобрений, содержащих азот. Жидкий аммиак применяют в холодильных установках. Нашатырный спирт применяют в медицине, а также в быту для выведения пятен в составе пятновыводящих смесей. Водные растворы аммиака применяют в химических лабораториях (рис. 42).

Широкое практическое применение находят и соли аммония. Нитрат аммония в смеси с сульфатом аммония используется как азотсодержащее удобрение. Нитрат аммония является компонентом при производстве взрывчатых веществ – аммоналов. Хлорид аммония (нашатырь¹) применяют

¹ Нашатырь – техническое название хлорида аммония. Не путайте с нашатырным спиртом.

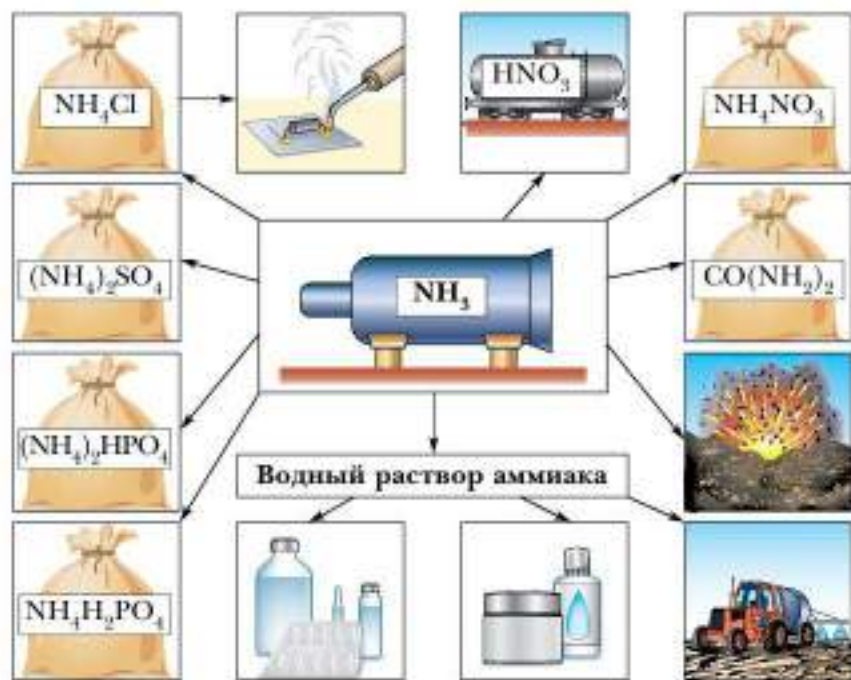


Рис. 42. Применение аммиака

при пайке металлов для очистки их поверхности (за счёт хлороводорода, выделяющегося при разложении нашатыря), при их сварке, а кроме того — в сухих элементах (электрических батареях) в качестве электролита.

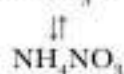
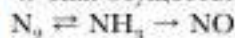
Основные понятия

Способы получения аммиака • Свойства аммиака • Соли аммония • Катион аммония и механизм его образования • Качественная реакция на ион аммония NH_4^+

Вопросы и задания

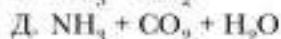
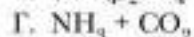
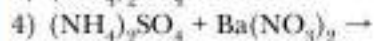
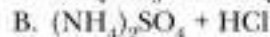
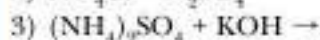
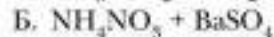
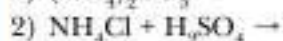
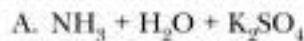
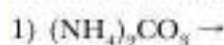
1. Каково строение молекулы аммиака и как оно предопределяет его физические и химические свойства?
2. Изобразите схему образования иона аммония и объясните его механизм.
3. Как объяснить хорошую растворимость аммиака в воде? Какие процессы при этом происходят? Запишите уравнения реакций.

4. Как осуществить предложенные ниже превращения?



Напишите уравнения этих реакций и укажите их условия.

5. Соедините стрелками левую и правую части уравнений химических реакций, характеризующих свойства солей аммония.



6. Почему аммиак с кислотами реагирует активнее, чем с водой?

Запишите уравнения этих реакций и раскройте их смысл.

7. Установите взаимосвязь свойств и применения солей аммония.

8. В каком объёме воздуха содержится количество азота, достаточное для получения 2 м³ аммиака (н. у.), если в реакцию с водородом вступает 20% азота?

Практическая работа

5

Получение аммиака и изучение его свойств

Оборудование: штатив с лапкой; спиртовка (горелка); пробка с газоотводной трубкой; стеклянная лопаточка (шпатель); фарфоровая ступка; стеклянная палочка; стакан или кристаллизатор, наполненный водой; лучинки; ватный тампон; сухие пробирки.

Реактивы: лакмусовая бумажка (или фенолфталеин); хлорид аммония; гидроксид кальция (гашёная известь); раствор аммиака (1%-й); раствор соляной кислоты (1 : 3); раствор серной кислоты (1 : 5).

При выполнении опытов **необходимо соблюдать правила техники безопасности**, для чего вспомните:

- 1) правила обращения со спиртовкой и нагревания жидкостей;
- 2) правила обращения с кислотами и аммиаком;
- 3) правила дозирования и приливания (добавления) веществ;
- 4) правила определения запаха газа;
- 5) правила уборки и утилизации отходов.

Ход работы

1. Получение аммиака и растворение его в воде.

В фарфоровой ступке хорошо перемешайте равные объёмы твёрдых хлоридов аммония и гидроксида кальция. Веществ возьмите столько, чтобы смесью их можно было заполнить пробирку на $\frac{1}{3}$. Засыпьте смесь в пробирку и закройте её пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите пробирку наклонно к лапке штатива так, чтобы пробка была несколько ниже дна пробирки.

Наденьте на свободный конец трубки сухую пробирку, закрыв снизу её отверстие ватным тампоном. Начните нагревать смесь. Сначала прогрейте всю пробирку, а затем то место, где находится смесь. Обратите внимание на конденсацию паров воды у пробки. Когда почувствуете запах, заткните пробирку пальцем и, не переворачивая, погрузите пробирку с газом в стакан или кристаллизатор с водой.

Наблюдайте быстрое засасывание воды в пробирку. Чем вызвано это явление?

Переверните пробирку с раствором и испытайте раствор лакмусовой или фенолфталеиновой бумажкой. Что наблюдаете? Какой вывод можно сделать?

2. Взаимодействие аммиака с кислотами.

Снова слегка нагрейте смесь хлорида аммония с гидроксидом кальция, переверните газоотводную трубку вниз и попеременно опускайте её в пробирки, на $\frac{1}{4}$ заполненные растворами соляной и серной кислот, но не касайтесь их газоотводной трубкой. Что наблюдаете? Во всех пробирках над поверхностью растворов кислот образуется «белый дым», состоящий из твёрдых частиц. На кончике газоотводной трубки видны кристаллики солей. Что произошло? Какие продукты образовались?

Запишите уравнения возможных реакций и сделайте выводы относительно свойств аммиака и его водного раствора.

3. Взаимодействие солей аммония со щелочами (распознавание солей аммония).

В одну пробирку поместите немного кристаллического сульфата аммония, в другую — нитрата аммония. В обе пробирки прилейте по 1–2 мл раствора гидроксида натрия и слегка нагрейте. Выделяется газ с резким запахом. Это уже знакомый вам аммиак. Поднесите к отверстию этих пробирок лакмусовую бумажку, смоченную в дистиллированной воде. Лакмус синее.

Запишите уравнения реакций и сделайте выводы относительно распознавания солей аммония среди других веществ.

- ? Какие вещества называются оксидами и на какие группы они делятся?
 К каким группам оксидов относятся оксиды неметаллов?
 С какими оксидами азота вы встречались при изучении химии?

К кислородсодержащим соединениям азота относятся оксиды, кислородсодержащие кислоты и их соли.

Для азота известны оксиды, отвечающие всем его возможным положительным степеням окисления (+1, +2, +3, +4, +5): N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 (N_2O_4 – это димер NO_2). Важнейшие из них NO и NO_2 .

При обычных условиях азот с кислородом не взаимодействует. Лишь при пропускании через их смесь электрического разряда или непосредственно в грозу может образоваться оксид азота (II) — NO . Остальные оксиды азота получают из азотной кислоты или её солей.

Первые два оксида — N_2O и NO — несолеобразующие, остальные — солеобразующие кислотные. Наибольшее практическое значение из них имеют оксид азота (II) и оксид азота (IV). Диоксид азота NO_2 часто рассматривают как кислотный оксид, образующий азотистую и азотную кислоты.

Некоторые свойства оксидов азота представлены в обобщающей таблице 21.

Таблица 21. Свойства оксидов азота

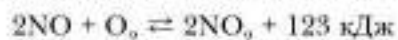
Формула	Название	Характер оксида	Физические свойства	Химическая активность. Биологические свойства
N_2O	Оксид азота (I) – веселящий газ	Несолеобразующий	Бесцветный газ со сладковатым запахом, нерастворим в воде	Химически малоактивен, термически неустойчив; слабый наркотик
NO	Оксид азота (II) – монооксид азота	Несолеобразующий	Бесцветный газ, малорастворим в воде	Не реагирует со щелочами, легко окисляется воздухом

Формула	Название	Характер оксида	Физические свойства	Химическая активность. Биологические свойства
N_2O_3	Оксид азота (III) – азотистый ангидрид	Солеобразующий	Тёмно-синяя жидкость, растворима в воде с образованием азотистой кислоты	Проявляет свойства ангидридов кислот
NO_2	Оксид азота (IV) – диоксид азота	Солеобразующий	Бурый газ со специфическим запахом, растворим в воде; легко димеризуется	Проявляет свойства кислотных оксидов; ангидрид азотистой и азотной кислот; термически неустойчив, дыхательный яд
N_2O_5	Оксид азота (V) – азотный ангидрид	Солеобразующий	Белое кристаллическое вещество, $t_{пл} = 32,3\text{ }^\circ\text{C}$, растворимо в воде	Проявляет свойства кислотных оксидов, термически неустойчив; ядовит

Оксид азота (II). Оксид азота (II), или монооксид азота, – газообразное вещество без цвета и запаха при нормальных условиях, малорастворимо в воде: при $0\text{ }^\circ\text{C}$ в одном объёме воды растворяется всего 0,07 объёма монооксида азота. При $t = -151,8\text{ }^\circ\text{C}$ сжижается, при $t = -163,7\text{ }^\circ\text{C}$ затвердевает.

По химическим свойствам оксид азота (II) относится к несолеобразующим, или безразличным, оксидам, так как он не образует никакой кислоты и не реагирует со щелочами. Но он легко окисляется кислородом воздуха. Стоит только снять с сосуда с оксидом азота (II) закрывающее его стекло, как над сосудом появляется бурое облако оксида азота (IV) с резким запахом (рис. 43).

Эта реакция экзотермическая и обратимая. Она протекает следующим образом:



При повышении температуры и понижении давления равновесие смещается влево.

Оксид азота (II) – единственный из всех оксидов азота, который образуется при непосредственном взаимодействии кислорода с азотом.

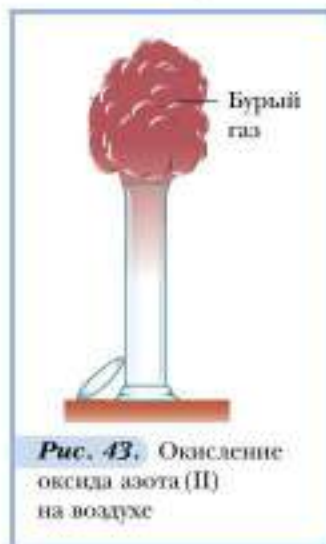
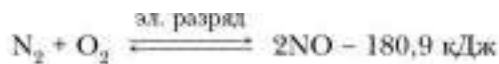


Рис. 43. Окисление оксида азота (II) на воздухе



Вы уже знакомы с этой реакцией, идущей при электрическом разряде или очень высокой температуре (около 3000 °С) (рис. 44).



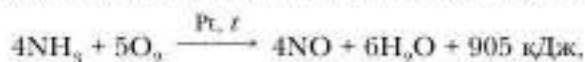
Рис. 44. Соединение азота с кислородом



Рис. 45. Образование оксида азота при грозном разряде

Оксид азота (II) образуется также при грозном разряде в атмосфере. Статистика утверждает, что в атмосфере нашей планеты ежегодно вспыхивают три с лишним миллиарда молний. Мощность отдельных разрядов достигает 200 млн кВт, а воздух разогревается при этом (локально) до 20 000 К, хотя разряд молнии длится десятитысячную долю секунды. При такой чудовищной температуре молекулы азота и кислорода разрываются на атомы, которые активно и легко соединяются друг с другом, образуя молекулы оксида азота (II). Молекулы NO быстро окисляются на воздухе до более стабильных молекул оксида азота (IV) NO₂. Этот атмосферный процесс во многом помогает решать проблему связывания свободного азота (рис. 45).

В промышленности оксид азота (II) получают каталитическим окислением аммиака (вы уже знакомы с этой реакцией):

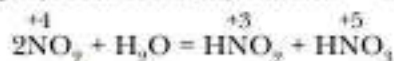


а также пропуская воздух (содержащий по объёму 78% азота) через электрическую дугу. В последнее время разработан эффективный способ связывания атмосферного азота посредством плазмохимического синтеза оксида азота (II), который намного экономичнее аммиачного способа.

Оксид азота (IV). Оксид азота (IV), или диоксид азота, при обычных условиях — газ бурого цвета с характерным запахом. При температуре 21,3 °С он сжижается, а при температуре 9,3 °С превращается в бесцветную кристаллическую массу. **Пары диоксида азота ядовиты!** Вдыхание их приводит к отравлению, вредно действуя на сердце и лёгкие.

Диоксид азота способен к димеризации в N_2O_4 , т. е. к соединению двух молекул в одну.

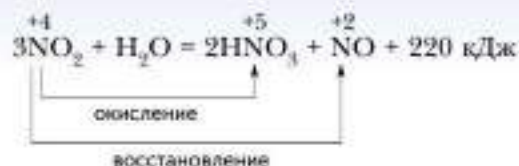
Оксид азота (IV) хорошо растворим в воде. При его растворении в воде образуется смесь двух кислот — азотистой и азотной:



Растворение оксида азота (IV) в воде. В цилиндр, заполненный оксидом азота (II), опустим чашку с водой и подведём газоотводную трубку от газометра с кислородом. Кислород порциями пропускается в цилиндр. Над водой образуется облачко бурого цвета (оно хорошо заметно на белом экране), которое быстро исчезает при одновременном поднятии уровня воды в цилиндре. Почему это происходит? Что образуется в процессе взаимодействия диоксида с водой?

Вынем трубку газометра и закроем под водой цилиндр стеклом, вынем его из воды и перевернём. Налъём часть жидкости в стакан и добавим туда лакмус. Окраска его меняется на красную — образовалась кислота.

Диоксид азота является смешанным ангидридом азотистой и азотной кислот. Но азотистая кислота очень непрочная и при нагревании разлагается, а потому в тёплой воде продуктами реакции будут азотная кислота и оксид азота (II):



Основные понятия

Оксид азота (II) • Оксид азота (IV)

Вопросы и задания

1. Какие оксиды характерны для азота и какие степени окисления он в них проявляет?
2. Определите массовые доли азота в оксидах азота (II) и (IV).

- 3. Запишите уравнение и составьте схему электронного баланса реакции диоксида азота с водой.
- 4. Дождевая вода в грозу содержит немного азотной кислоты. В результате каких процессов она образовалась? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 5. Напишите уравнения реакций следующих превращений и укажите условия их протекания:

$$\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$$
- 6. Чем объяснить, что внесённая в атмосферу диоксида азота тлеющая лучинка вспыхивает, как в чистом кислороде, и что диоксид серы может окисляться этим веществом? Дайте аргументированное объяснение этих явлений.
- 7. Выберите правильный ответ. Оксид азота (IV) может взаимодействовать с

1) хлоридом натрия	3) соляной кислотой
2) кислородом	4) гидроксидом кальция

§ 29

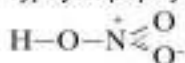
Азотная кислота и её соли

- ❓ Охарактеризуйте азотную кислоту как электролит. Напишите уравнения реакций азотной кислоты, доказывающие её принадлежность к классу кислот.

Состав и строение. Молекула азотной кислоты HNO_3 состоит из атомов трёх элементов, соединённых между собой ковалентными связями. Это молекулярное вещество, содержащее предельно окисленный атом азота в высшей степени окисления +5. Однако валентность азота в HNO_3 равна четырём.

Проблема. Как объяснить, что валентность азота и его степень окисления в молекуле HNO_3 не совпадают?

Это объясняется тем, что у атома азота имеется три неспаренных электрона на внешнем слое, за счёт которых он может образовывать с атомами кислорода три общие электронные пары. Но есть ещё одна связь, образованная по донорно-акцепторному механизму благодаря неподелённой электронной паре азота. Поэтому число ковалентных связей равно четырём. Следовательно, валентность азота в кислоте также равна четырём. Исходя из этого структурную формулу азотной кислоты изображают так:



Степень же окисления азота равна +5, поскольку все пять электронов внешнего электронного слоя атома азота оттянуты от него к более электроотрицательным атомам кислорода.

Физические свойства. Чистая азотная кислота – бесцветная жидкость, дымящаяся на воздухе, с едким запахом. Концентрированная азотная кислота обычно окрашена в жёлтый цвет. Этот цвет ей придаёт оксид азота (IV), который образуется вследствие частичного разложения азотной кислоты. Плотность HNO_3 равна $1,52 \text{ г/см}^3$, температура кипения 86°C , а при температуре $-41,6^\circ\text{C}$ она затвердевает в виде прозрачной кристаллической массы. Азотная кислота очень гигроскопична. Она растворяется в воде в любых соотношениях и в водном растворе является сильным электролитом.

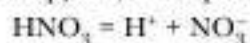
В лаборатории обычно используется концентрированная 65%-я азотная кислота плотностью $1,4 \text{ г/см}^3$. В отличие от 100%-й кислоты, она не «дымит» на воздухе и способна сохраняться довольно долго.

Обращаться с концентрированной азотной кислотой надо очень осторожно, избегая попадания её паров в дыхательные пути, а её каплю на кожу и одежду. Работают с концентрированной азотной кислотой и переливают её обязательно под тягой.

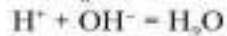
Химические свойства. Разбавленная азотная кислота проявляет свойства, общие для всех кислот: она изменяет окраску индикаторов, реагирует с основными оксидами и основаниями.

Задание. Со свойствами кислот как электролитов вы уже хорошо знакомы. Напишите уравнения соответствующих реакций для разбавленной азотной кислоты.

1. Азотная кислота – сильный электролит. В водном растворе она диссоциирует (в 1 М растворе примерно на 82%):



Реакции с индикаторами, основными оксидами и основаниями обусловлены свойствами азотной кислоты как электролита, а именно её ионом H^+ . Важнейшей из них является *реакция нейтрализации*:



Азотная кислота проявляет и *специфические свойства*. Она – сильный окислитель, что обусловлено прежде всего наличием атома азота в степени окисления +5.

2. Термическое разложение азотной кислоты. Азотная кислота – очень непрочное соединение. При комнатной температуре она разлагается на оксид азота (IV), воду и кислород:



Поэтому азотную кислоту следует хранить в тёмных бутылках в прохладном тёмном месте.

При работе с азотной кислотой, особенно концентрированной, надо **строго соблюдать правила техники безопасности**. Они приведены на с. 127–128. Прочтите их вновь.



Разложение азотной кислоты. (Проводится под тягой!) Нагреем небольшое количество концентрированной азотной кислоты в химическом стакане и вставим в него тлеющую лучинку. Лучинка ярко вспыхивает, что доказывает наличие кислорода, выделяющегося при разложении кислоты (рис. 46).



Рис. 46. Горение лучинки в азотной кислоте

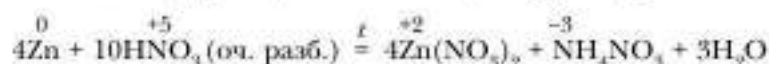
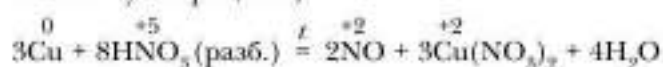
3. Взаимодействие с металлами является наиболее *специфичным* проявлением окислительных свойств азотной кислоты. Она реагирует не только с активными металлами, стоящими в ряду активности левее водорода, но и с малоактивными, стоящими справа от водорода, причём это относится как к концентрированной, так и к разбавленной азотной кислоте (сравните с серной кислотой). В ходе этой реакции водород кислоты не замещается атомами металла, а образуются газообразные соединения азота (табл. 22).

Таблица 22. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

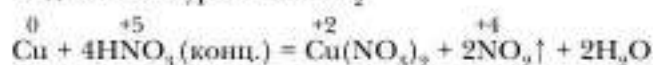
Азотная кислота	Ряд активности металлов		
	Mg, Zn...	Sn, Pb, (H), Cu, Ag	Au, Pt
Концентрированная	Преобладающий продукт N_2O	Преобладающий продукт NO_2	Не взаимодействуют
	Al, Fe, Co, Ni, Cr Без нагревания не взаимодействуют		
Разбавленная	Преобладающий продукт NH_3 (NH_4NO_3)	Преобладающий продукт NO	

Взаимодействие азотной кислоты с металлами. (Проводится под тягой!)

1. Возьмём две пробирки и в одну из них опустим кусочек цинка, в другую — меди. В каждую пробирку нальём раствор азотной кислоты (1 : 5). Немного подогреем пробирки. В обоих случаях наблюдаем реакцию. В пробирке с медью наблюдается выделение бесцветного газа NO, который окисляется в бурый NO₂. Поднесём к пробирке с цинком зажжённую лучинку — характерного хлопка водорода не слышится. Следовательно, водород не выделяется. Суть наблюдаемых реакций выражается следующими уравнениями (уравнения не нужно запоминать. Необходимо пока лишь понять суть процесса):



2. Возьмём пробирку с медью, добавим немного концентрированной азотной кислоты и слегка подогреем. Начинает активно выделяться бурый газ NO₂:



На основе проделанных опытов можно сделать следующие **выводы**.

1. Раствор азотной кислоты реагирует не только с металлами, стоящими в электрохимическом ряду активности металлов до водорода, но и с металлами, стоящими после водорода (сравните с растворами соляной и серной кислот).

2. В реакции с разбавленной азотной кислотой окислителем металлов является не ион водорода H⁺ (как в случае с растворами соляной и серной кислот), а ион NO₃⁻, окислительные свойства которого сильнее, чем у катиона H⁺.

3. Концентрированная азотная кислота также реагирует с металлами, стоящими в ряду активности правее водорода. Окислителем металлов в данном случае являются молекулы HNO₃ за счёт предельно окисленного атома азота (сравните с концентрированной серной кислотой).

4. В окислительно-восстановительных реакциях с металлами азотная кислота выступает как сильный окислитель за счёт атомов N⁺⁵. Поэтому продуктами реакции являются различные соединения азота с более низкой степенью окисления азота, чем N⁺⁵.

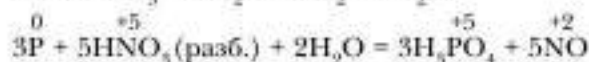
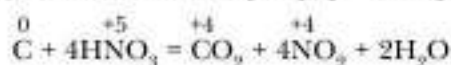
Азотная кислота не реагирует с золотом и платиной. Однако смесь концентрированной азотной и концентрированной соляной кислот в соотношении 1 : 3, называемая «царской водкой», действует на эти металлы, растворяя их. Это свойство данной смеси было хорошо известно алхимикам.

Взаимодействие металлов с HNO_3 — сложный процесс, включающий не только окислительно-восстановительную реакцию, но и реакцию солеобразования. Поэтому для составления уравнений реакций HNO_3 с металлами и правильной расстановки в них коэффициентов целесообразно обратиться к алгоритму и схеме электронного баланса (с. 165).

Для более конкретного определения продукта реакции каждого из металлов с азотной кислотой следует обратиться к таблице 22 (см. с. 162).

Концентрированной азотной кислотой легко окисляются многие *неметаллы, сложные органические вещества*.

4. Окисление азотной кислотой неметаллов (S, P, C и др.). Сера, например, окисляется азотной кислотой до серной кислоты при кипячении, уголь — до углекислого газа, фосфор — до ортофосфорной кислоты.

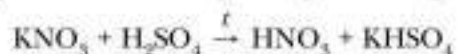


Схемы электронного баланса к приведённым уравнениям реакций составьте самостоятельно, опираясь на алгоритм (с.м. с. 165).

5. Окисление азотной кислотой органических веществ. Азотная кислота, особенно концентрированная, окисляет органические вещества. Если погрузить в концентрированную нагретую азотную кислоту тлеющую лучинку, она ярко вспыхивает (наличие свободного кислорода) (см. рис. 46 на с. 136). Скипидар, по каплям добавляемый в концентрированную азотную кислоту при обычных условиях, воспламеняется (рис. 47 на с. 166). Животные и растительные ткани быстро разрушаются под действием на них азотной кислоты. Даже небольшое количество разбавленной азотной кислоты оставляет на коже жёлтые пятна (вследствие взаимодействия с белками), концентрированная кислота оставляет на коже болезненные язвы. Вдыхание её паров вызывает ожог дыхательных путей и отравление.

При попадании азотной кислоты на кожу следует быстро смыть её большим количеством воды, нейтрализовать слабым раствором пищевой соды, которую затем надо смыть водой.

Получение азотной кислоты. В *лаборатории* азотную кислоту получают взаимодействием калийной или натриевой селитры с концентрированной серной кислотой при нагревании (рис. 48 на с. 166):



Алгоритм составления уравнений реакций металлов с азотной кислотой



Действие	Примеры
<p>1. Отправься на таблицу взаимодействия металлов с азотной кислотой (см. табл. 21 на с. 136), определите преимущественный продукт восстановления HNO_3</p>	<p>NO</p>
<p>2. Определите и обозначьте степени окисления атомов отдельных элементов в составе реагентов и продуктов реакции, укавав окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления</p>	$ \begin{array}{c} \begin{array}{l} \text{↑ окисление} \\ \text{↓ восстановление} \end{array} \\ \begin{array}{c} \text{0} \quad \text{+5} \quad \text{+2} \quad \text{+5} \quad \text{+2} \\ \text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \\ \begin{array}{l} \text{↑} \quad \text{↓} \\ \text{в-ль} \quad \text{об-ль} \end{array} \end{array} \end{array} $
<p>3. Составьте схему электронного баланса и определите коэффициенты для окислителя и восстановителя. Выпишите соотношение молекул кислоты и атомов металла, участвующих в окислительно-восстановительном процессе</p>	$ \begin{array}{l} \text{Cu} - 2\overset{+2}{e} \rightarrow \text{Cu} \quad 3 \\ \text{N} + 3\overset{+5}{e} \rightarrow \text{N} \quad 2 \\ \hline 3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O} \end{array} $
<p>4. Определите число молекул кислоты, нужное для сольобразования, учитывая, что все вступившие в реакцию атомы металла (в виде ионов) войдут в состав соли – нитрата этого металла</p>	$ \begin{array}{l} 3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O} \\ \underbrace{\hspace{10em}}_{\text{сольобразование}} \end{array} $
<p>5. Завершите расстановку коэффициентов, проверив правильность уравнения реакции</p>	$ \begin{array}{l} 3\text{Cu} + (2 + 6) \text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O} \\ 3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O} \end{array} $



Рис. 47. Воспламенение скипидара в азотной кислоте

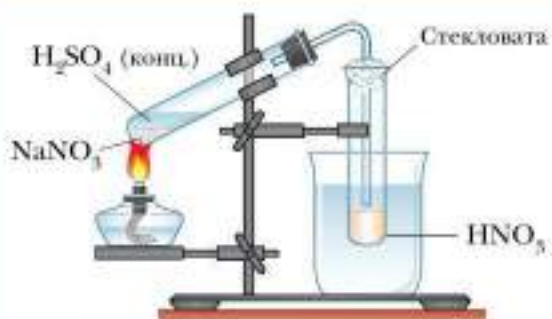


Рис. 48. Получение азотной кислоты из нитратов

В промышленности азотную кислоту получают каталитическим окислением аммиака. Аммиак синтезируют из азотоводородной смеси, получаемой комбинированной конверсией (превращением) природного газа. На одной из стадий этого процесса используется воздух. Перевозят концентрированную азотную кислоту в алюминиевых цистернах.

- ? Как называются соли азотной кислоты? Обратитесь к таблице растворимости и сделайте заключение об их отношении к воде.
К каким электролитам относятся соли азотной кислоты?

Соли азотной кислоты. Соли азотной кислоты – **нитраты**. Нитраты щелочных металлов, кальция и аммония имеют ещё название **селитры** (например, аммиачная селитра – NH_4NO_3 , калийная селитра – KNO_3 и др.). Нитраты получают при взаимодействии азотной кислоты с металлами, оксидами металлов, основаниями, аммиаком, а также с некоторыми солями.

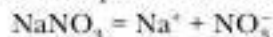


Рис. 49. Сгорание раскалённого угля в расплавленном нитрате натрия

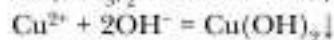
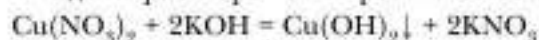
Задание. Приведите конкретные примеры получения нитратов и запишите уравнения возможных реакций.

Физические и химические свойства нитратов. Нитраты – твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде (см. таблицу растворимости на форзаце 2).

1. Нитраты как вещества с ионной кристаллической решёткой – сильные электролиты, полностью диссоциированные в воде, например:



В водных растворах они проявляют *общие свойства* солей:

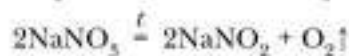


Задание. Запишите полные и сокращённые ионные уравнения реакций, отражающих свойства нитратов как электролитов.

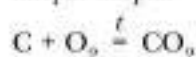
2. Нитраты, подобно азотной кислоте, будучи её производными, проявляют ряд *специфических свойств как окислители*. При нагревании твёрдые нитраты разлагаются с выделением кислорода.



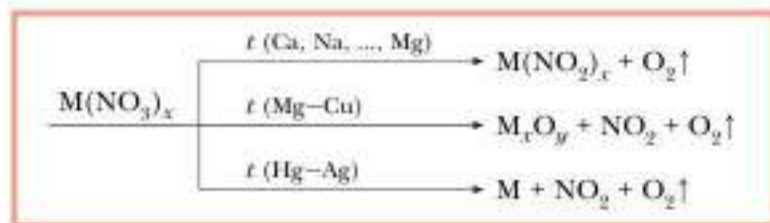
Сгорание угля в расплавленной селитре. Закрепим в штативе пробирку, на $\frac{1}{5}$ заполненную кристаллической натриевой селитрой. Нагреем пробирку до расплавления селитры. В расплавленную селитру бросим последовательно мелкие кусочки угля. Они сгорают со вспышкой (рис. 49):



нитрат натрия

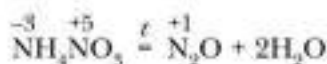


В зависимости от характера металлов, входящих в состав нитратов, реакции их разложения протекают по-разному. Распределим соли в соответствии с положением в ряду активности входящих в их состав металлов и обозначим продукты реакции.



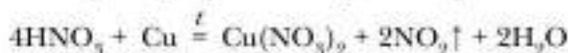
Задание. Приведите примеры уравнений реакций для каждой отдельной группы нитратов, находящихся: а) левее магния; б) между магнием и медью; в) правее меди.

Своеобразно протекает процесс термического разложения нитрата аммония:



Качественные реакции на азотную кислоту и её соли.

Качественная реакция на нитрат-ион NO_3^- (т. е. на растворы азотной кислоты и её солей): в пробирку с исследуемым веществом добавляют медные стружки, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают. Выделение бурого газа оксида азота (IV) NO_2 свидетельствует о наличии нитрат-иона.



Качественная реакция на твёрдые нитраты: щепотку соли бросают в огонь горелки. Если эта соль — нитрат, то происходит яркая вспышка вследствие её разложения и выделения кислорода.

Применение азотной кислоты и её солей. Азотная кислота является одним из крупнотоннажных и важных продуктов химической промышленности. Она широко применяется для производства удобрений, бездымного пороха, взрывчатых веществ (нитроглицерина, динамита и др.), лекарств, красителей, пластмасс. Нитраты также находят широкое применение. Селитра в большом количестве используется для получения некоторых оксидов металлов. Аммонийная селитра — хорошее удобрение. Кроме этого, из неё изготавливают взрывчатые смеси — аммоналы, применяемые при взрывных работах.

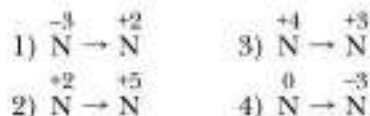
На лёгкости выделения нитратами кислорода основано их применение в пиротехнике (в том числе в фейерверках).

Основные понятия

Строение молекулы азотной кислоты • Свойства HNO_3 • Особенности взаимодействия HNO_3 с металлами • Правила обращения с азотной кислотой • Нитраты • Селитра • Свойства нитратов • Применение азотной кислоты и нитратов

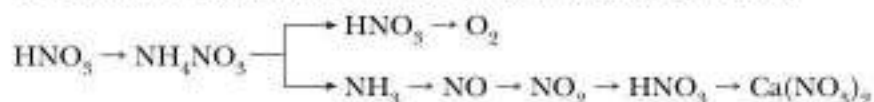
Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте физические свойства азотной кислоты и правила безопасного обращения с ней.
2. Охарактеризуйте свойства нитратов как представителей класса солей. Раскройте их с позиции теории электролитов.
3. Выберите схемы превращений, в которых азот является окислителем.



4. С какими из перечисленных веществ будет реагировать разбавленная азотная кислота: карбонат кальция, оксид магния, золото, оксид серы (IV), медь, гидроксид натрия? Запишите уравнения возможных реакций.

5. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



6. В трёх склянках без этикеток находятся белые кристаллические вещества: нитрат натрия, нитрат аммония и сульфат аммония. Как распознать каждое из веществ? Составьте план распознавания и запишите уравнения реакций.

7. Чёрный порох представляет собой смесь нитрата калия, угля и серы. Какие реакции протекают при горении пороха, если продуктами этого процесса являются сульфид калия, углекислый газ и молекулярный азот? Составьте уравнения реакций горения. Какой объём газов выделится при сгорании 169 г чёрного пороха?

8. Как происходит реакция между концентрированной азотной кислотой и серебром? Запишите уравнение реакции и раскройте её суть.

9. Придумайте кроссворд, ребус или загадки по теме. Предложите товарищу разгадать их.



Круговорот азота в природе

(Дополнительный материал к § 26–29)

Круговорот биогенных элементов в биосфере представляет собой переход из минерального состояния (формы) в живую материю и наоборот — через множество химических и биохимических процессов и превращений.

Азот — один из важнейших биогенных элементов, играющих огромную роль в биосфере. Живые организмы нуждаются в различных химических соединениях азота для образования своих белков и генетически важных нуклеиновых кислот типа ДНК. Большинство зелёных растений усваивают азот в форме нитрат-ионов NO_3^- и ионов аммония NH_4^+ . Животные удовлетворяют свои потребности в азоте, поедая растения или других растительоядных животных.

Круговорот азота, как и круговороты кислорода и серы, охватывает все три сферы обитания живых организмов: атмосферу, литосферу (главным об-

разом почву) и гидросферу. Но существенным отличием является то, что круговорот азота представляет цикл и не оказывает прямого влияния на химический состав атмосферы.

Азот в атмосфере находится в молекулярной форме N_2 . Важнейшим процессом вовлечения атмосферного азота в круговорот служит преобразование его в усваиваемые растениями соединения. Этот процесс называется **фиксацией** азота. Фиксация атмосферного азота, или его превращение в растворимые азотсодержащие соединения, осуществляется в результате жизнедеятельности почвенных и водных азотфиксирующих живых организмов. В почве азот связывают преимущественно бактерии, живущие в клубнях корней бобовых растений (горох, фасоль, земляной орех, люцерна и др.). В гидросфере фиксаторами азота являются зелёные водоросли.

Существует также и небиологический путь связывания атмосферного азота. Небиологическим путём превращение молекулярного азота в его соединения происходит при грозовых разрядах молний, при работе реактивных двигателей в атмосфере. В обоих случаях молекулярный азот превращается в оксиды. Эти газы взаимодействуют с водяным паром и превращаются в азотную кислоту и другие соединения, содержащие нитрат-ионы. При попадании их в почву образуются нитраты и аммонийные соединения.

Неорганические азотсодержащие соединения поглощаются растениями, преобразуются в них в белки, ДНК и другие необходимые для живых организмов органические соединения. Растения поедаются животными. Растения и животные умирают. Особые бактерии — редуценты — превращают азотсодержащие органические соединения (экскременты животных, мёртвые организмы) в неорганические соединения — аммиак, нитраты, соли аммония и др. Другая группа бактерий преобразует эти соединения (часть которых составляет минеральное питание растений) в газообразный азот N_2 , замыкая круговорот.

Антропогенные факторы, нарушающие круговорот азота:

- добыча полезных ископаемых, содержащих нитраты и аммонийные соединения, производство из них минеральных удобрений;
- сжигание топлива, при котором в атмосферу выбрасываются большие количества оксидов азота; взаимодействуя с водяным паром, они становятся компонентами кислотных дождей;
- поступление в почву и водоёмы отходов животноводства и деятельность некоторых бактерий, ведущая к выделению в атмосферу оксида азота (II) N_2O , «парникового газа»;
- вынос из почвы большого количества азота с урожаями сельскохозяйственных культур;
- выбрасывание в водоёмы загрязнённых производственных стоков с животноводческих ферм, а также смываемых с полей азотных удобрений, коммунально-бытовых стоков, загрязняющих водоёмы и повышающих в них концентрацию нитрат-ионов и ионов аммония, способствующих быстрому росту

синезелёных водорослей и других растений, активно расходующих кислород и приводящих к массовым заморам рыб;

- экологически неграмотное поведение людей.

Все перечисленные природные факторы, а также процессы, связанные с деятельностью человека, включённые в цикл превращений азота из минеральных в органические соединения и обратно, составляют круговорот азота (рис. 50).

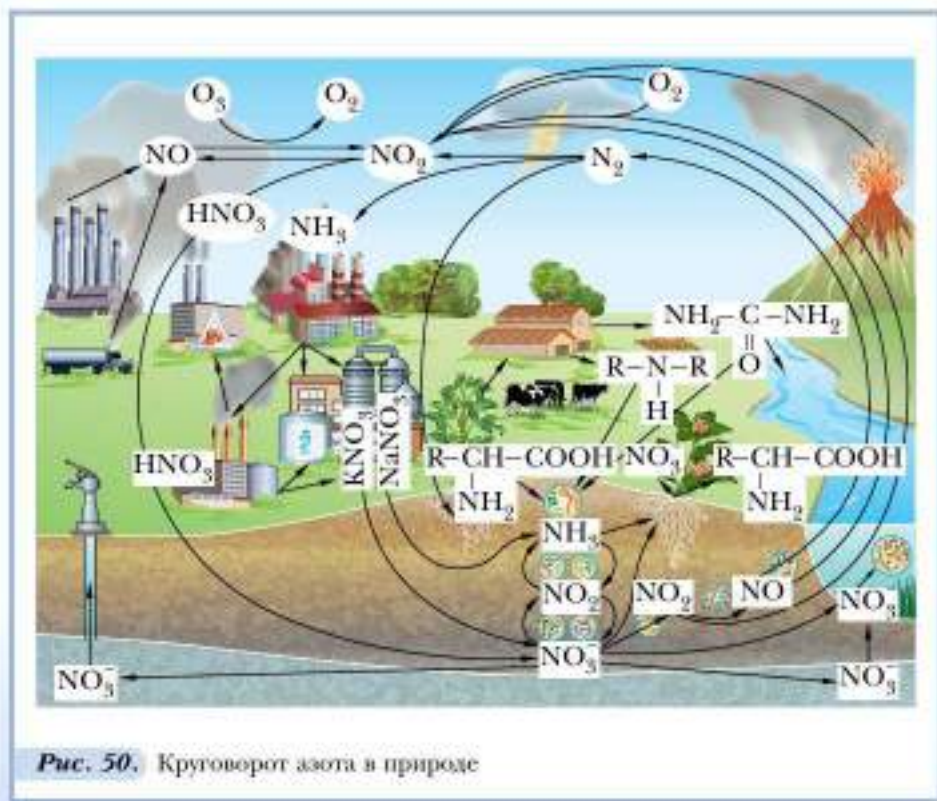


Рис. 50. Круговорот азота в природе

Творческие задания

1. Предложите свой вариант схемы круговорота азота в природе.
2. Почему азот называют в одних случаях элементом войны, а в других – элементом жизни и мира? Подготовьте графический конспект на эту тему. Для этого можно использовать книги: Орлова А. Н., Литвак Ш. И. От азота до урожая. – М.: Просвещение, 1983.

- ? Охарактеризуйте положение фосфора в Периодической системе. Составьте схему электронного строения атома фосфора и дайте его характеристику как элемента. Запишите формулы и охарактеризуйте высшие кислородные и водородные соединения фосфора.

Фосфор как химический элемент. Фосфор — неметалл VA-группы. Как элемент он вам уже хорошо знаком. По числу валентных электронов атом фосфора является аналогом азота.

По сравнению с атомом азота атом фосфора имеет больший радиус, меньшую энергию ионизации и ОЭО, поэтому у элемента фосфора неметаллические свойства проявляются несколько слабее, чем у элемента азота. Это подтверждается также и свойствами, и характером его соединений. Валентные возможности у фосфора также больше, чем у азота. В соединениях фосфор может проявлять валентность, равную III и V, и степени окисления -3 , $+3$ и $+5$.

Фосфор как простое вещество. В отличие от азота, фосфор в свободном состоянии образует **аллотропные модификации**. Важнейшие из них: белый, красный и чёрный фосфор.

- ? Вспомните, что называют аллотропией и аллотропными модификациями. С какими видами аллотропии вы уже встречались?

Белый фосфор при обычных условиях находится в твёрдом состоянии. Его молекулы объединены в молекулярную кристаллическую решётку со слабыми межмолекулярными связями (рис. 51).



Состав и строение аллотропной модификации определяют её свойства. Свойства белого, чёрного и красного фосфора представлены в таблице 23.

Белый фосфор ядовит!

При определённых условиях он может переходить в другие модификации — красный и чёрный фосфор, имеющие атомную кристаллическую решётку более прочную, чем у белого фосфора (рис. 52).

Таблица 23. Строение и свойства аллотропных модификаций фосфора



Аллотропные формы	Обозначение состава	Тип кристаллической решётки	Характеристика важнейших свойств
Белый фосфор	P_4	Молекулярная	Кристаллическое вещество белого цвета с желтоватым оттенком, чесночным запахом; $t_{пл} = 44\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{кри} = 280\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{воспл} = 40\text{ }^\circ\text{C}$ (в измельчённом виде). Хорошо растворим в сероуглероде. Светится в темноте. Ядовит! Летуч
Красный фосфор	P_n	Атомная	Красно-бурый порошок, без запаха, в воде и сероуглероде нерастворим; $t_{воспл} = 260\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{пл}$ не имеет, так как до плавления переходит в пары белого фосфора. Не светится. Неядовит. Нелетуч
Чёрный фосфор	P_n	Атомная	Вещество, похожее на графит. Чёрное, жирное на ощупь, тяжелее белого и красного фосфора; $t_{воспл} > 490\text{ }^\circ\text{C}$. Нерастворим в воде и сероуглероде. Полупроводник. Не светится. Неядовит. Нелетуч

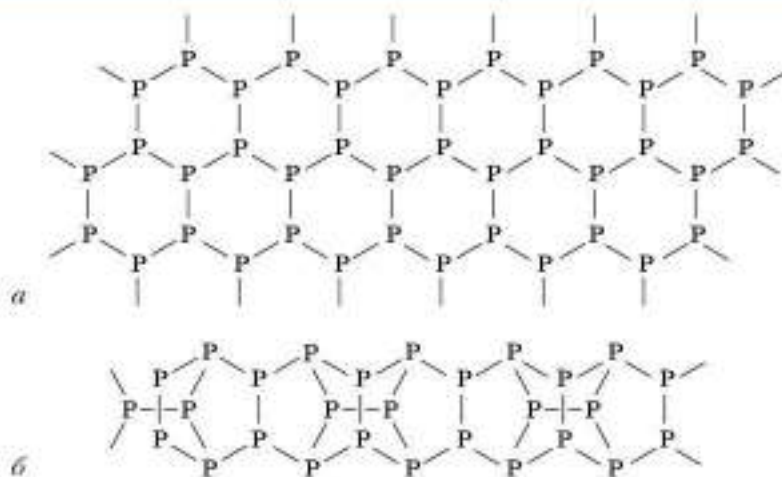
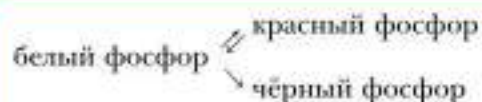


Рис. 52. Схемы кристаллических решёток чёрного (а) и красного (б) фосфора

Красный фосфор получают нагреванием белого фосфора до 250–300 °С под давлением и без доступа воздуха.

Чёрный фосфор тоже получают из белого фосфора при нагревании до 200 °С и очень высоком давлении (1000–1200 МПа, или 10–12 тыс. атм).

Аллотропные модификации фосфора взаимосвязаны и способны переходить друг в друга:

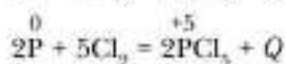
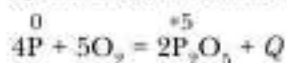


Превращение красного фосфора в белый фосфор. Для этого опыта применяют красный фосфор как наиболее безопасный. В середину неширокой стеклянной трубки длиной примерно 15 см протолкнём немного сухого красного фосфора (объёмом не более горошины). Закроем отверстия плотными ватными тампонами. Трубку, зажатую с одного конца металлическим пробиркодержателем, прогреем и нагреем фосфор. Появившееся зеленоватое пламя быстро исчезает, на концах трубки появляется желтоватый налёт – это белый фосфор. Наблюдать свечение колец белого фосфора можно в затемнённом помещении. Снимем пробки и двигаем трубку по горизонтали, наблюдая вспышки самовозгорания белого фосфора. Мы наблюдаем процессы перехода красного фосфора в белый и самовозгорание белого фосфора.

Химические свойства. Реакции, в которые вступает фосфор, двух типов: аллотропные превращения и окислительно-восстановительные, где фосфор может быть как *восстановителем*, так и *окислителем*.

1. Фосфор – восстановитель.

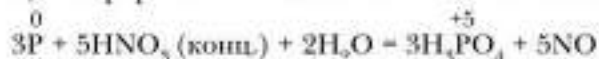
а) Как восстановитель фосфор реагирует с кислородом, с галогенами:



Обычно опыты проводят с красным фосфором. Он энергично сгорает в атмосфере этих окислителей. Реакции экзотермические.

Белый фосфор уже при обычных условиях медленно окисляется кислородом воздуха, причём этот процесс сопровождается свечением, хорошо наблюдаемым в темноте (отсюда название фосфора – «светоносный»).

б) Фосфор может окисляться и сложными веществами-окислителями:



Основные понятия

Аллотропные модификации фосфора • Фосфор — восстановитель и окислитель

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций фосфора с бромом и серой и раскройте их сущность.
2. Чем объяснить, что элемент фосфор способен к образованию аллотропных модификаций? Опишите структуру красного и чёрного фосфора.
3. Сколько фосфора можно получить из 75 кг фосфата кальция и сколько чистого углерода потребуется при этом?
4. Почему атомы азота при обычных условиях объединяются в двухатомные молекулы, а атомы фосфора — в четырёхатомные молекулы белого фосфора или в атомные кристаллы чёрного и красного фосфора? Дайте объяснения.
5. На основании знаний свойств белого фосфора прокомментируйте описание свойств белого фосфора в романе А. Конан Дойля «Собака Баскервилей». Где здесь правда, а где вымысел?
6. Используя Интернет, а также научно-популярную литературу, подготовьте иллюстрированные рисунками и схемами сообщения: «История фосфора», «Применение фосфора», «Фосфор в природе» и другие по собственному выбору.

§ 31

Соединения фосфора

- ? Укажите формы и характер высших кислородных и водородных соединений фосфора как элемента VA-группы. Приведите примеры реакций, указывающих на принадлежность оксида фосфора (V) к кислотным оксидам, и составьте их уравнения. Почему, в отличие от азота, фосфор в свободном виде в природе не встречается?

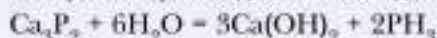
Вы уже знаете, что наиболее свойственные для фосфора соединения — те, где он проявляет степени окисления -3 и $+5$.

Соединение фосфора с водородом. Соединение фосфора с водородом представляет собой газообразный фосфористый водород PH_3 , или *фосфин*. Фосфин — бесцветный ядовитый газ с чесночным запахом. Он самовоспламеняется на воздухе:



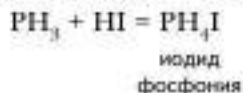
В воде PH_3 растворим гораздо хуже аммиака, а его водные растворы, в отличие от NH_3 , не проявляют щелочных свойств. Почему?

Фосфин получают действием воды на фосфид кальция:



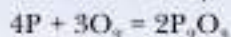
Наряду с фосфином часто образуется и другое водородное соединение фосфора — дифосфин P_2H_4 , ещё легче фосфина воспламеняющийся на воздухе. Это свойство водородных соединений фосфора обуславливает появление блуждающих огней на кладбищах и гниющих болотах, вызывающих страхи и суеверия, т. е. там, где происходит интенсивное, без доступа воздуха гниение органической материи, богатой фосфором.

С сильными кислотами фосфин, как и аммиак, образует соли, в составе которых находится ион фосфония PH_4^+ , сходный с ионом аммония NH_4^+ :



Кислородсодержащие соединения фосфора. Фосфор, как и азот, образует несколько оксидов. К наиболее важным относятся *оксид фосфора (III)* P_2O_3 и *оксид фосфора (V)* P_2O_5 . Оксиды и гидроксиды фосфора более устойчивы, чем оксиды и соответствующие им кислоты азота.

Оксид фосфора (III), или **фосфористый ангидрид**, образуется при медленном окислении фосфора в условиях недостатка кислорода:



Это белое кристаллическое вещество, очень ядовитое. На воздухе при нагревании превращается в оксид фосфора (V) P_2O_5 ; растворяется в воде с образованием фосфористой кислоты средней силы:



Средние соли фосфористой кислоты H_3PO_3 называются **фосфитами**, например K_2HPO_3 — фосфит калия.

Наиболее практически важными и характерными являются кислородсодержащие соединения со степенью окисления фосфора +5.

Оксид фосфора (V), или **фосфорный ангидрид**, вы уже хорошо знаете. Вспомните опыт сжигания фосфора в кислороде. При горении фосфора банка для его сжигания заполняется белым непрозрачным «дымом», образованным кристалликами P_2O_5 , которые затем конденсируются на стенках сосуда в виде белого рыхлого (снегopodobного) твёрдого вещества.

Оксид фосфора (V) имеет способность к димеризации. Поэтому его состав в большей мере отражает формула P_4O_{10} . Его пространственная структура представлена на рисунке 54. Но обычно оксид фосфора (V) изображают формулой P_2O_5 .

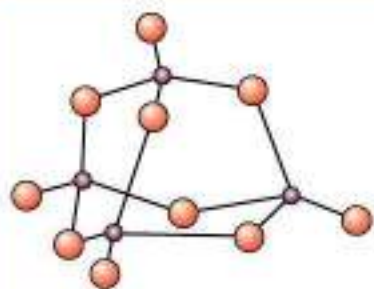
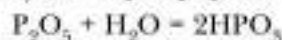


Рис. 54. Строение молекул оксида фосфора(V) P_4O_{10}

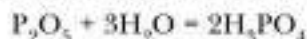
Наиболее характерным свойством P_2O_5 является его необычайная гигроскопичность, т. е. способность энергично поглощать пары воды из воздуха. При этом он сам расплывается в аморфную массу *метафосфорной кислоты* HPO_3 :



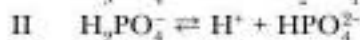
Это свойство оксида фосфора(V) широко используется в лаборатории для осушки газов и жидкостей, а в отдельных случаях и для отщепления от соединений химически связанной воды.

При кипячении фосфорного ангидрида с водой образуется *ортофосфор-*

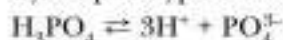
ная кислота. Её часто называют просто *фосфорной кислотой*:



Фосфорная кислота H_3PO_4 — белое кристаллическое вещество, расплывающееся на воздухе, $t_{пл} = 42,35^\circ C$. Она не ядовита, в отличие от некоторых соединений фосфора, и хорошо растворима в воде. В водных растворах фосфорная кислота диссоциирует. Это электролит средней силы. Электролитическая диссоциация фосфорной кислоты протекает ступенчато:



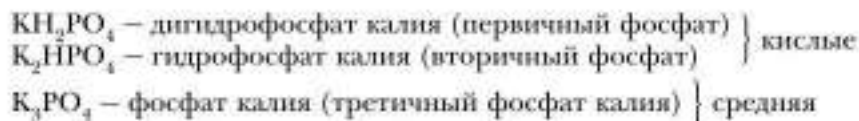
Суммарное уравнение:



Проблема. Наиболее полно диссоциация идёт по первой ступени, каждый последующий ион H^+ отщепляется труднее. Почему?

Окислительные свойства, в отличие от HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 , фосфорная кислота не проявляет. Она также устойчива к нагреванию.

Фосфорная кислота как трёхосновная способна образовывать три вида солей:



Средние соли ортофосфорной кислоты называют *ортофосфатами* или *фосфатами*.

На примере фосфата натрия подтвердите, что он обладает общими свойствами солей. Напишите ионные уравнения реакций.

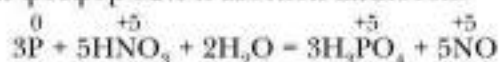
Задание. Запишите уравнения реакций получения всех видов солей фосфорной кислоты при взаимодействии её с гидроксидом натрия. Отрадите их сущность сокращёнными ионными уравнениями. (Ориентируйтесь по таблице растворимости!)

Фосфаты почти всех металлов в воде нерастворимы (за исключением фосфатов щелочных металлов). Дигидрофосфаты, напротив, все хорошо растворимы в воде.

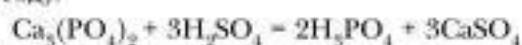
Многие соли фосфорной кислоты широко применяются в сельском хозяйстве как фосфорные удобрения. В качестве минеральных удобрений используют только растворимые и хорошо усвояемые растениями соли кальция: гидро- и дигидрофосфаты.

Фосфорная кислота и её соли в растворах проявляют общие свойства соединений их классов.

Получение фосфорной кислоты. В лаборатории H_3PO_4 получают, окисляя фосфор 32%-й азотной кислотой:



В промышленности фосфорную кислоту получают, действуя на измельчённый природный фосфат кальция серной кислотой (экстракционный метод):



или электротермическим методом (восстановлением фосфатов до фосфора с последующим его сжиганием и растворением в воде оксида фосфора(V)). Этот способ более экономичен и экологичен, позволяет получать более чистый продукт. Полученная таким образом фосфорная кислота идёт на производство фосфорных удобрений.

Итак, сравним свойства соединений азота и фосфора. Оксид фосфора(V) и фосфорная кислота обладают большей устойчивостью и более слабыми кислотными свойствами по сравнению с аналогичными соединениями азота +5. Концентрированная H_3PO_4 , в отличие от HNO_3 , не обладает окислительными свойствами. Фосфин по сравнению с аммиаком является менее прочным соединением и отличается более слабыми основными свойствами. Эти примеры подтверждают закономерности изменения свойств элементов в главных подгруппах Периодической системы.

Основные понятия

Оксид фосфора (V) - Ортофосфорная (фосфорная) кислота - Ортофосфаты (фосфаты)

Вопросы и задания

1. Опишите строение и свойства фосфина.
2. Дайте характеристику строения и свойств оксида фосфора(V). В чём причина его способности к димеризации?

3. Фосфорную кислоту можно получить, обработав измельченный фосфат кальция кислотой
- 1) соляной
 - 2) серной
 - 3) уксусной
 - 4) азотной
- Выберите правильный ответ, запишите уравнение этой химической реакции, укажите тип реакции.
4. Составьте формулы возможных солей фосфорной кислоты с аммиаком, кальцием, алюминием. Назовите их.
5. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$
- Укажите условия их протекания.
6. Почему при действии на раствор гидроксида кальция избытка фосфорной кислоты образующийся вначале осадок исчезает? Объяснение подтвердите уравнениями реакций.
7. Можно ли использовать в лаборатории оксид фосфора (V) для осушки следующих газов: углекислый газ, сероводород, кислород, аммиак, сернистый газ? Ответ аргументируйте.
8. Какую массу (г) раствора с массовой долей фосфорной кислоты 40% можно получить из минерала фосфорита массой 100 кг, содержащего 93% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?
9. Какая масса (г) оксида фосфора (V) образуется при полном сгорании фосфина PH_3 , полученного из фосфида кальция массой 18,2 г?

Круговорот фосфора в природе

(Дополнительный материал к § 30–31)

- ? Вспомните, что называется экосистемой.
 Как осуществляется круговорот азота в природе?
 В каком виде фосфор встречается в природе и почему?

На долю фосфора приходится 0,08% массы земной коры. По распространению он занимает тринадцатое место среди других элементов. Природный фосфор, в отличие от подавляющего большинства элементов, не имеет изотопов. В ядерных реакциях синтезировано несколько короткоживущих радиоактивных изотопов фосфора. Наиболее долгоживущий из них ^{33}P имеет период полураспада 25 дней. Радиоактивные изотопы фосфора ^{30}P и др. используются в биологических исследованиях.

Фосфор, как и азот, входит в состав растительных и животных белков. Без фосфора нет жизни. Без него не вырастет и былинка. Растения накапливают фосфор и снабжают им животных, у которых он также является составной

частью белков. Он входит в состав нервных, мозговых, мышечных и костных тканей. Не случайно академик А. Е. Ферсман назвал фосфор «элементом жизни и мысли». В организме взрослого человека содержится примерно 600—900 г фосфора. Из продуктов питания особенно богат фосфором желток куриных яиц. Он необходим животным и человеку для накопления энергии в процессах обмена веществ.

В природе фосфор содержится в земной коре в виде химических соединений и минералов, главным образом в виде фосфатов $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Такими минералами являются апатиты, фосфориты. Большая часть их расходуется на производство фосфорных удобрений. Таким образом, фосфор — довольно распространённый элемент Земли.

Соединения фосфора, как и соединения азота, постоянно претерпевают превращения, включаясь в круговорот. Круговорот фосфора в природе охватывает лишь литосферу и гидросферу, в отличие от круговорота азота. В основном движение фосфора происходит с суши в воду и далее в донные отложения. В наземных экосистемах фосфор совершает круговорот в качестве важной и необходимой составной части цитоплазмы живых организмов.

Суть круговорота фосфора заключена в том, что фосфор из фосфатных месторождений на суше и мелководных океанических осадков переходит к живым организмам сначала в качестве части минерального питания растений, через них — к животным, а затем обратно в минеральное состояние. Бактерии и другие микроорганизмы играют в круговороте фосфора не столь важную роль, как в круговороте азота. В упрощённом виде круговорот фосфора представлен на рисунке 55.

Фосфор, а точнее его соли, высвобождаемые при медленном разрушении и выветривании горных пород (фосфорных руд), медленно растворяются почвенными растворами (фосфаты плохо растворимы в воде, но лучше растворяются в кислых растворах) и поглощаются корнями растений.

Животные и человек получают необходимый им фосфор, поедая растения, травоядных животных, рыбу и морепродукты. Значительная часть этого фосфора в виде экскрементов животных и продуктов разложения мёртвых растений и животных минерализуется и вновь возвращается в почву, водоёмы и в конечном счёте попадает на дно океана в виде нерастворимых фосфатных осадочных пород. Часть же фосфора возвращается из океана на поверхность суши за счёт производственного рыболовства и в виде гуано (помёт) — обогащённой фосфором органической массы экскрементов птиц, питающихся рыбой (пеликаны, бакланы и др.). Цикл круговорота фосфора в природе не замкнут, и человек должен постоянно восполнять запасы фосфора в почве.

Антропогенные факторы, нарушающие круговорот фосфора:

- добыча больших количеств фосфатных руд для производства минеральных удобрений и других продуктов;
- внесение фосфорных удобрений в почву для выращивания сельскохозяйственных растений;



Рис. 55. Круговорот фосфора в природе

- образование избытка фосфат-ионов в водоёмах при попадании в них загрязнённых сточных вод с животноводческих ферм и смытых с полей фосфорных удобрений, которые, как и нитрат-ионы или вместе с ними, способствуют взрывному росту синезелёных водорослей и других растений, нарушающих экологию водных экосистем.

Рано или поздно положение в круговороте веществ в природе может стать опасным, так как фосфор — это наиболее слабое звено в жизненной цепи, обеспечивающей существование человека.

Творческие задания

1. С помощью компьютера подготовьте сообщение о превращении фосфора в почве и в водоёмах в процессе его круговорота.
2. Какие экологические проблемы, связанные с фосфором, могут возникнуть перед человечеством? Дайте им научное объяснение.

§ 32

Положение элементов подгруппы углерода в Периодической системе, строение их атомов



Что вам известно об элементах IVA-группы?

Охарактеризуйте положение IVA-группы в Периодической системе химических элементов.

Что общего в строении атомов элементов IVA-группы?

Обратимся к Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. В IVA-группу входят: углерод, кремний, германий, олово, свинец. Эти элементы составляют подгруппу углерода (табл. 24). Они являются самыми интересными и своеобразными по химическим свойствам элементами, так как расположены в середине Периодической системы химических элементов и находятся на границе между металлами и неметаллами. История науки не знает имён первооткрывателей углерода, олова, свинца, применяемых с доисторических времён.

Таблица 24. Распространение в природе элементов подгруппы углерода

Химический символ	В свободном состоянии	В соединениях
C	Графит, алмаз, карбин, фуллерен (твёрдые вещества с атомной кристаллической решёткой)	Карбонаты, нефть, природный газ, каменный и бурый уголь, торф
Si	Кристаллический кремний (с атомной кристаллической решёткой), аморфный кремний	Оксид кремния (IV), силикаты, алюмосиликаты
Ge	Твёрдый металлоподобный германий (с атомной кристаллической решёткой)	Рассеян в земной коре, рудных месторождений не образует, входит в состав сульфидных минералов, содержащих железо и цинк
Sn	Твёрдые модификации: а) белое олово; б) серое олово	Касситерит (оловянный камень SnO_2)
Pb	Мягкий пластичный серебристо-белый металл	Галенит (свинцовый блеск PbS)



! Среди элементов подгруппы углерода наибольшее значение имеют углерод – основа всего живого на Земле и кремний – важнейший элемент земной коры.

Каково строение атомов элементов подгруппы углерода?

Положение элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева даёт ключ к описанию электронного строения их атомов (табл. 25).

Таблица 25. Электронное строение атомов элементов IVA-группы

Химический символ	Порядковый номер	Размещение электронов по электронным слоям					
		1	2	3	4	5	6
C	6	2	4				
Si	14	2	8	4			
Ge	32	2	8	18	4		
Sn	50	2	8	18	18	4	
Pb	82	2	8	18	32	18	4

Как видно из таблицы, на внешнем энергетическом уровне у всех атомов элементов подгруппы углерода имеется по четыре электрона. Следовательно, высшая их степень окисления равна +4, общая формула кислородных соединений RO_2 .

Отрицательная степень окисления равна -4, общая формула водородных соединений $-RH_4$. Атомы элементов подгруппы углерода имеют по два неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне.

! В подгруппе C – Si – Ge – Sn – Pb признаки неметалличности резко ослабевают, а признаки металличности усиливаются с увеличением заряда ядра атома.

Углерод – неметалл, а свинец – типичный металл. Высшая положительная степень окисления +4 в этом ряду становится менее характерной, а более типичной является степень окисления +2. Для свинца характерна степень окисления +2. Отрицательная же степень окисления -4 для свинца нехарактерна. Известно соединение PbH_4 , которое крайне неустойчиво и разлагается уже при понижении температуры.

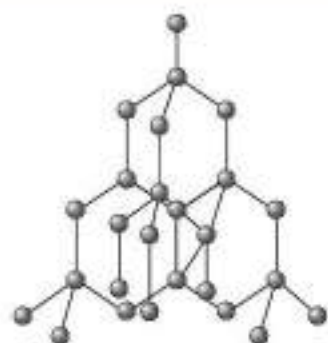


Рис. 56. Кристаллическая решётка алмаза

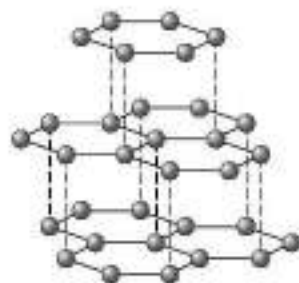


Рис. 57. Кристаллическая решётка графита

алмаза и углерода. В 1694 г. флорентийские учёные сожгли алмаз, нагревая его в солнечных лучах, сфокусированных линзой. Впоследствии эти опыты были многократно повторены. В 1797 г. врач Смитсон Теннант сжигает алмаз из своего перстня и приходит к выводу, что одинаковые количества алмаза и угля при сжигании дают одинаковые количества углекислого газа. Несколько позже А. Лавуазье и Г. Деви также подтвердили тождество алмаза и углерода.

Кристаллы алмаза бесцветны, хотя встречаются и окрашенные образцы. Они сильно преломляют свет и при огранке красиво блестят (бриллианты), поэтому из алмазов делают ювелирные украшения. Исключительной твёрдостью алмазов объясняется их использование для резки стекла, бурения горных пород и шлифования особо твёрдых материалов. Алмаз плохо проводит тепло и не проводит электрический ток.

Графит в отличие от алмаза мягок. Он легко расслаивается на отдельные чешуйки. Это связано со строением графита (рис. 57); атомы углерода располагаются в параллельных плоскостях по углам правильного шестиугольника. Расстояние же между плоскостями значительно больше, чем между соседними атомами в шестиугольнике. Поэтому одна плоскость легко отделяется от другой. Даже при слабом трении графита о бумагу на ней остаётся серый след («графит» означает «пишущий»).

Графит непрозрачен, серого цвета, обладает металлическим блеском, проводит электрический ток. Применяется в производстве грифелей для карандашей, электродов. В смеси с техническими маслами используется в качестве смазочного материала. Графит тугоплавок, химически устойчив. Из смеси графита с глиной изготавливаются огнеупорные тигли для выплавки металлов. В ядерных реакторах графит используется в качестве замедлителя нейтронов.

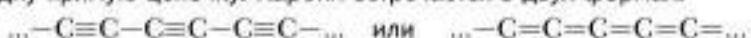
Фуллерены были открыты в 80-х гг. XX в. американскими учёными Р. Смолли и Р. Керлом и британским учёным Г. Крото. В 1996 г. учёные были награждены за это открытие Нобелевской премией.

Фуллерены представляют собой шарообразные молекулы C_{60} или молекулы C_{70} , по форме близкие к дынеобразному мячу для регби. Поверхность молекул фуллеренов состоит из пяти- и шестиугольников, образованных атомами углерода; внутри молекулы полые. Название они получили по имени американского инженера Р. Фуллера, который разработал конструкцию куполообразной крыши, составленной из пяти- и шестиугольников, наподобие футбольного мяча.

Фуллерены встречаются, как правило, в виде жёлтых или бурых кристаллов с плотностью $1,65 \text{ г/см}^3$. Они мягкие и скользкие на ощупь, подобно графиту. Под большим давлением фуллерены превращаются в аморфную разновидность, твёрдость которой приближается к твёрдости алмаза. Фуллерены хорошо растворяются в бензоле. Следы фуллеренов можно обнаружить в местах удара молний.

В 1991 г. были обнаружены длинные цилиндрические углеродные образования, получившие название **нанотрубки**. Они исключительно разнообразны по строению: однослойные и многослойные, прямые и спиральные и т. д. Нанотрубки обладают удивительными свойствами, в том числе электрическими, магнитными, оптическими, благодаря которым находят применение в нанoeлектронике, компьютерной индустрии и др.

Карбин — порошок чёрного цвета. В нём атомы углерода выстроены в одну прямую цепочку. Карбин встречается в двух формах:



Впервые карбин синтезирован в 60-х гг. XX в. советскими химиками. Позднее он был найден в метеоритном кратере Рис в Баварии (Германия). По твёрдости карбин занимает промежуточное положение между алмазом и графитом. Он обладает полупроводниковыми свойствами. Карбин нашёл применение в электронике, космонавтике, авиации, медицине.

Графен — аллотропная модификация углерода, образованная слоем атомов углерода толщиной в один атом, — не только самое тонкое, но и одно из самых прочных веществ. Высокая теплопроводность, механическая прочность и другие свойства графена привлекли к нему пристальное внимание учёных. Графен был получен в 2004 г., а в 2010 г. за «передовые опыты с двумерным материалом — графеном», благодаря которым в ближайшем будущем он займёт достойное место среди самых современных материалов, русские учёные из университета Манчестера А. К. Гейм и К. С. Новосёлов были удостоены Нобелевской премии по физике.



Аллотропные модификации углерода взаимопревращаемы.

В настоящее время в производственных масштабах получают искусственные алмазы из графита (при определённых условиях).

Природный углерод как элемент состоит из двух изотопов: $^{12}_6\text{C}$ (98,892%) и $^{13}_6\text{C}$ (1,108%). Кроме того, в атмосфере обнаружены незначительные примеси радиоактивного изотопа $^{14}_6\text{C}$. С помощью радиоуглеродного анализа путём определения концентрации изотопа $^{14}_6\text{C}$ учёные смогли установить возраст углеродсодержащих пород, археологических и палеонтологических находок, геологических событий.

Основные понятия

Аллотропные модификации углерода • Алмаз • Графит

Вопросы и задания

1. Чем отличается аллотропия кислорода от аллотропии углерода?
2. Составьте сравнительную характеристику физических свойств алмаза и графита. Запишите данные в таблицу. Обсудите её с товарищем.
3. Как доказать, что алмаз и графит являются аллотропными модификациями одного и того же элемента?
4. Используя Интернет, подготовьте сообщение на одну из тем: «Многоликий углерод», «Алмаз — царь камней», «Искусственные алмазы», «Применение радиоактивного изотопа углерода в научных исследованиях».
5. Примите участие в подготовке и защите проекта «Использование алмазов в экономике нашей страны».

§ 34

Адсорбция. Химические свойства углерода

- ? Зная общие свойства неметаллов, охарактеризуйте химические свойства углерода.

Адсорбция. Рассмотрите рисунок 58. Это древесный уголь, полученный при сухой перегонке древесины. Какова его поверхность?

Если раствор чернил взболтать с мелко растёртым древесным углём, а затем профильтровать, то в фильтрате будет бесцветная жидкость — вода. Если взять колбу, наполненную окрашенным газом, например оксидом азота (IV), и бросить туда кусочек пористого угля, то также произойдёт обесцвечивание. Происходит поглощение газов и растворённых веществ углём. Это явление называется *адсорбцией*.



Рис. 58. Древесный уголь.

Чем больше пористость угля, тем больше поверхность угля и тем больше его адсорбционная способность. Чтобы увеличить пористость угля, его нагревают в струе водяного пара, при этом поры угля очищаются от загрязняющих веществ. Так получают *активированный уголь*, который обладает большой поглотительной способностью.

Активированный уголь нашёл широкое применение. В медицине он используется в виде таблеток («карбolen») для удаления вредных веществ из пищеварительного тракта. Активированный уголь применяется в производстве спирта и сахара для очистки их от примесей, а также в фильтрующих противогазах для поглощения отравляющих веществ из вдыхаемого воздуха.

Химические свойства углерода. При обычных условиях углерод весьма инертен. Его химическая активность усиливается при высокой температуре.

Углерод проявляет как *окислительные*, так и *восстановительные* свойства в зависимости от электроотрицательности элементов, с которыми он взаимодействует.

Задание. Заполните таблицу, в которой отражены химические свойства углерода. Допишите уравнения реакций. Результаты работы обсудите с товарищем.

Углерод – окислитель	Углерод – восстановитель
$\begin{array}{c} \downarrow 12e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \uparrow \\ 3C + 4Al & = & \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \uparrow \\ C + O_2 & = & \end{array} \end{array}$
$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \uparrow \\ C + 2H_2 & = & \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & +2 & -2 \\ C + 2CuO & = & \end{array} \end{array}$
$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & 0 & \uparrow \\ C + Si & = & \end{array} \end{array}$	$\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \begin{array}{ccc} 0 & +4 & \uparrow \\ C + CO_2 & = & \end{array} \end{array}$

Соединения углерода с металлами называются *карбидами*.

Углерод образует с водородом огромное количество веществ, простейшим из которых является *метан* CH_4 . Метан и другие соединения углерода изучает органическая химия.

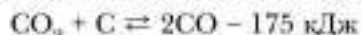
Задание. Объясните механизм образования химических связей в молекуле оксида углерода (II).

Получение оксидов углерода

Оксид углерода (II) в промышленности получают в специальных газогенераторах (рис. 59). Рассмотрим наиболее распространённый газогенератор шахтного типа. В газогенератор загружают твёрдое топливо (кокс), снизу подается дутьё:

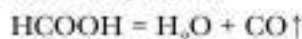


Образующийся оксид углерода (IV) CO_2 проходит через слой раскалённого кокса и восстанавливается до оксида углерода (II) CO :

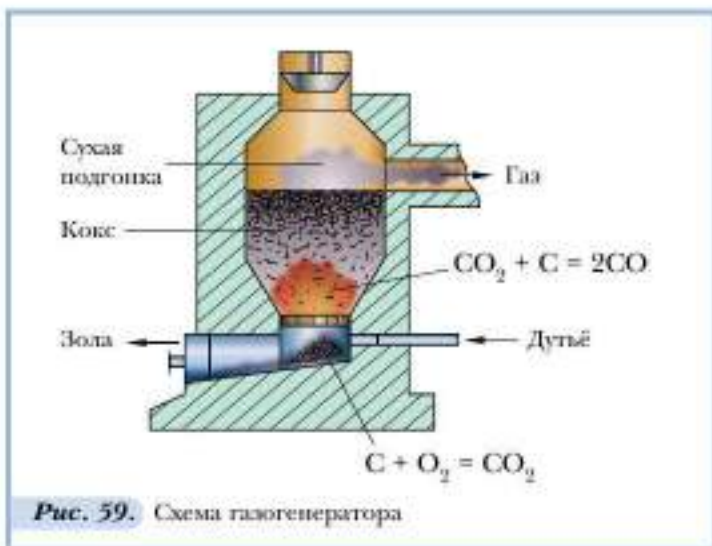


Состав полученных генераторных газов зависит от природы окислителя (вида дутья), типа газифицируемого топлива и режима процесса. Наиболее богаты оксидом углерода (II) водяной (до 36%) и парокислородный (до 66%) генераторные газы. Превращение твёрдого топлива в газообразное называется **газификацией топлива**.

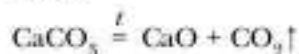
В лаборатории оксид углерода (II) получают из муравьиной кислоты при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты как водоотнимающего средства:



муравьиная
кислота



Оксид углерода (IV) в промышленности получают прокаливанием известняка:



В лаборатории же оксид углерода (IV) получают действием соляной кислоты на твёрдые карбонаты (рис. 60).

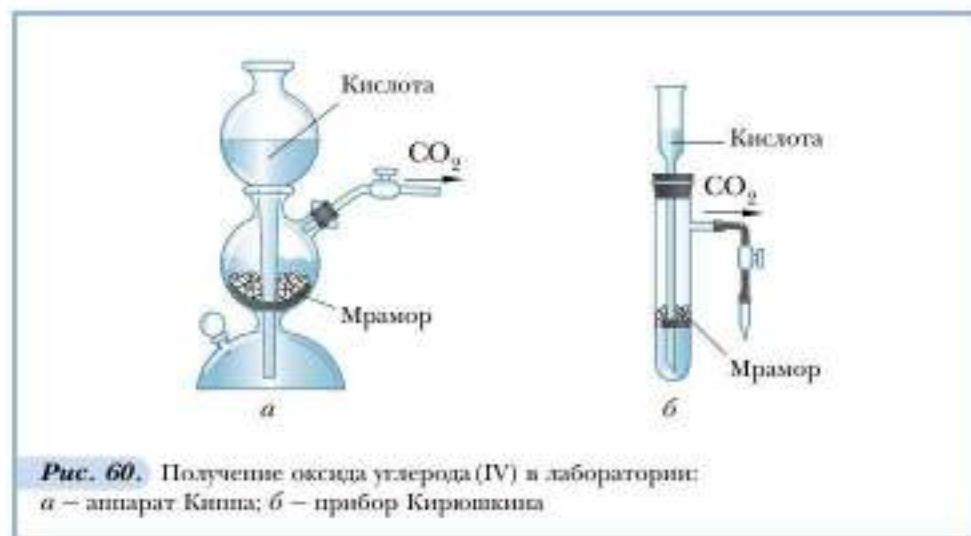
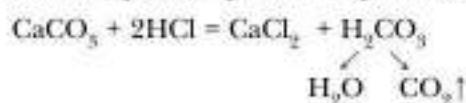
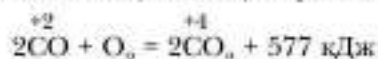


Рис. 60. Получение оксида углерода (IV) в лаборатории: а – аппарат Киппа; б – прибор Кирюшкина

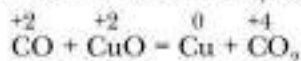
Физические и химические свойства оксида углерода (II). Оксид углерода (II) CO, или угарный газ, – бесцветный газ, без запаха, немного легче воздуха, плохо растворим в воде. **Сильный яд!**

Угарный газ при попадании в организм прочнее соединяется с гемоглобином, чем кислород, и кровь перестаёт подавать кислород к клеткам тканей организма. Возникает кислородное голодание. При сильном отравлении угарным газом возможен смертельный исход. Допустимое содержание CO в производственных помещениях составляет 0,03 мг в 1 л воздуха. Противоядие – свежий воздух, искусственное дыхание, при сильном отравлении – переливание крови.

Оксид углерода (II) при обычных условиях весьма инертен. Он не взаимодействует с водой, кислотами и щелочами, является несолеобразующим оксидом. Для углерода характерна степень окисления +4, она более устойчива, поэтому оксид углерода (II) проявляет восстановительные свойства:



Как восстановитель он широко применяется в металлургической промышленности для получения металлов:



Оксид углерода (II) горит синим пламенем с выделением большого количества теплоты.

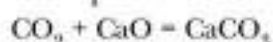
Физические и химические свойства оксида углерода (IV). Оксид углерода (IV) CO_2 , или углекислый газ, — бесцветный газ, без запаха, малорастворимый в воде, в полтора раза тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать» из одного стакана в другой (рис. 61), не поддерживает горение и дыхание.

При большой концентрации углекислого газа в воздухе человек и животные задыхаются. Часто он скапливается в опасных количествах в колодцах, шахтах, пещерах. Углекислый газ сжижается при комнатной температуре и высоком давлении. При испарении оксида углерода (IV) происходит его

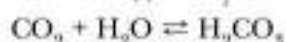
сильное охлаждение и он превращается в снегообразную массу — «сухой лёд». У оксида углерода (IV) молекулярная кристаллическая решётка (рис. 62). Между молекулами действуют слабые межмолекулярные силы, поэтому при обычных условиях CO_2 — газ.

Оксид углерода (IV) — типичный кислотный оксид, следовательно, он:

а) взаимодействует с основными оксидами с образованием солей:



б) растворяется в воде и частично с ней взаимодействует:



в) взаимодействует с основаниями:



Эта реакция является **качественной реакцией на углекислый газ**.

Оксид углерода (IV) не поддерживает жизнедеятельность микроорганизмов, в том числе плесени, поэтому в его атмосфере хранят продукты.

Применяется оксид углерода (IV) в производстве соды, сахара, для газирования воды и напитков, в жидком виде — в огнетушителях, в твёрдом виде («сухой лёд») — для хранения продуктов, для получения искусственного льда в спорткомплексах.



Рис. 61. Переливание оксида углерода (IV)

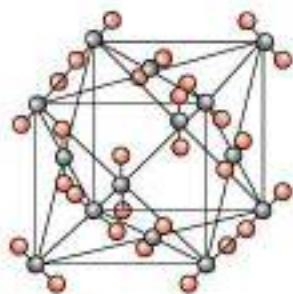


Рис. 62. Пространственное расположение молекул в кристалле оксида углерода (IV)

Основные понятия

Угарный газ • Углекислый газ • Физические и химические свойства оксидов углерода • Качественная реакция на углекислый газ

Вопросы и задания

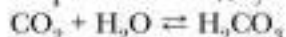
- ▲ 1. Одна из пробирок наполнена азотом, а другая – углекислым газом. Как распознать эти газы?
- 2. Рассмотрите с электронной точки зрения процесс образования молекулы оксида углерода (II) и ионов аммония и гидроксония. Что общего в этих процессах?
- 3. Сокращённому ионному уравнению $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$ соответствует химическая реакция между
 - 1) соляной кислотой и карбонатом кальция
 - 2) гидроксидом натрия и оксидом углерода (IV)
 - 3) кремниевой кислотой и карбонатом калия
 - 4) карбонатом натрия и оксидом кремния (IV)
- 4. В промышленности оксид углерода (IV) получают
 - 1) обжигом известняка
 - 2) разложением пищевой соды
 - 3) окислением сероуглерода
 - 4) сухой перегонкой дерева
- 5. Запишите уравнения реакций взаимодействия оксида углерода (II): а) с WO_3 ; б) с Fe_2O_3 ; в) с PbO . Укажите восстановитель, окислитель.
- 6. Для каких целей применяется «сухой лёд»? В чём его преимущество по сравнению с обычным льдом?
- 7. На космическом корабле поглощение оксида углерода (IV) осуществляется сухим гидроксидом лития. Какой объём (л) оксида углерода (IV) (н. у.) поглотится, если в результате реакции образуется 7,4 кг карбоната лития?

§ 36

Угольная кислота и её соли

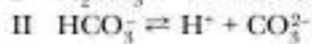
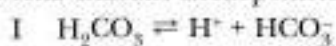
- ? Перечислите общие химические свойства кислот. Что вы знаете о солях угольной кислоты?

Угольная кислота существует только в растворе. Её можно получить растворением оксида углерода (IV) в воде:



Эта реакция обратима. При нагревании угольная кислота разлагается на оксид углерода (IV) и воду.

Угольная кислота незначительно диссоциирует на ионы и относится к очень слабым электролитам:

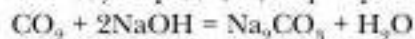


Диссоциация по второй ступени практически не идёт.

Задание. Угольная кислота обладает свойствами, общими для всех кислот. Напишите уравнения химических реакций, доказывающие принадлежность угольной кислоты к классу кислот.

Угольная кислота образует два ряда солей: средние – **карбонаты** и кислые – **гидрокарбонаты**. Например, Na_2CO_3 – карбонат натрия; NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия; MgCO_3 – карбонат магния; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат магния.

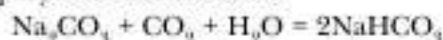
Соли угольной кислоты – устойчивые соединения. Их получают, пропуская оксид углерода (IV) через раствор щёлочи:



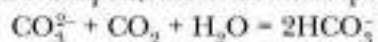
или в сокращённой ионной форме:



При длительном пропускании оксида углерода (IV) через раствор щёлочи образуется кислая соль:



или в сокращённой ионной форме:



! Все гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде, в отличие от карбонатов, из которых растворимы только карбонаты щелочных металлов и аммония.

Рассмотрим химические свойства солей угольной кислоты. Для этого обратимся к таблице 26.

Задание. Проведите лабораторные опыты, подтверждающие химические свойства солей угольной кислоты.

! В пробирку налейте 2–3 мл свежеприготовленного раствора известковой воды, и пропустите углекислый газ. Что наблюдаете? Продолжайте пропускать углекислый газ через раствор. Как изменилась прозрачность раствора? Прокипятите полученный раствор. Объясните происходящие изменения.

Таблица 26. Химические свойства солей угольной кислоты

Химические свойства	Пример	Примечание
Разложение под действием кислот	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	Карбонаты и гидрокарбонаты разлагаются под действием даже <i>слабых</i> кислот. Наблюдается характерное шипение из-за бурного выделения углекислого газа. Эта реакция – качественная реакция на карбонат-ион CO_3^{2-}
Растворимые карбонаты взаимодействуют с другими <i>растворимыми солями</i>	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCO}_3 \downarrow$	Реакция осуществима при образовании осадка (нерастворимого соединения)
Образование гидрокарбоната при пропускании углекислого газа через раствор карбоната	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$	Помутнение известковой воды при пропускании углекислого газа исчезает
Разложение при нагревании	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	При нагревании многих карбонатов и гидрокарбонатов выделяется углекислый газ. Гидрокарбонаты превращаются в карбонаты
Гидролиз карбонатов (взаимодействие с водой)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	В растворе присутствуют ионы OH^- (щелочная реакция среды)



В одну пробирку налейте 2–3 мл раствора карбоната натрия, в другую – столько же раствора карбоната калия, а в третью положите кусочек мела. Во все пробирки налейте 1–2 мл разбавленной соляной кислоты. Какие изменения вы наблюдаете? Сделайте вывод, как распознать соли угольной кислоты.

Наибольшее практическое значение имеют следующие соли угольной кислоты.

Карбонат натрия Na_2CO_3 ; техническое название – сода, углекислая сода, кальцинированная (безводная) сода. Кристаллическая сода – это кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сода используется в производстве стекла, мыла, бумаги; в быту – как моющее средство.

Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 ; техническое название – питьевая сода, двууглекислая сода. Это белый порошок, используемый для производства искусственных минеральных вод и заправки огнетушителей, в кондитерском деле и в хлебопечении, в быту, в медицине.

Карбонат калия K_2CO_3 ; техническое название – поташ. Это белый порошок. Он содержится в золе растений, используется в виде минерального удобрения, а также применяется в производстве жидкого мыла, тугоплавкого стекла.

Карбонат кальция CaCO_3 встречается в природе в виде известняка, мрамора, мела. Он используется в строительном деле.

Основные понятия

Угольная кислота • Карбонаты • Гидрокарбонаты • Качественная реакция на карбонат-ион

Вопросы и задания

1. Почему при пропускании углекислого газа через воду, подкрашенную лакмусом, её окраска становится красной, а при кипячении полученного раствора – фиолетовой? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Как очистить карбонат натрия от примеси гидрокарбоната натрия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
3. Гашёную известь следует хранить в плотно закрытых склянках, так как она может взаимодействовать с составными частями воздуха, а именно с
 - 1) кислородом
 - 2) водой
 - 3) азотом
 - 4) оксидом углерода (IV)
4. С помощью какого вещества можно различить растворы карбоната натрия и нитрата натрия?
 - 1) NaCl
 - 2) HCl
 - 3) K_2SO_4
 - 4) KOH

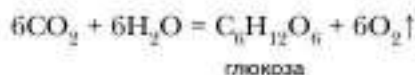
- 5. Осуществите следующие превращения, используя разные способы:
 - а) $\text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
 - б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3$
- 6. На чём основано применение известняка для снижения кислотности почв? Запишите уравнения реакций, объясняющие этот процесс.
- 7. Какой объём (л) оксида углерода (IV) образуется при прокаливании 100 г карбоната бария, содержащего 10% примесей?

Круговорот углерода в природе

(Дополнительный материал к § 36)

Углерод — один из важнейших элементов в природе. Его соединения составляют основу живой природы. В земной коре содержится 0,023% углерода (карбонаты, уголь, нефть, торф, сланцы, природный газ). В живых организмах находится около 18% углерода. В виде оксида углерода (IV) углерод входит в состав атмосферы (0,03%). Атмосфера пополняется оксидом углерода (IV) в результате постоянного круговорота углерода в природе за счёт жизнедеятельности растений и животных, промышленной деятельности человека, процессов горения, гниения, брожения, вулканических извержений. Происходит постоянный переход органических веществ в неорганические и наоборот. В гидросфере растворено в 60 раз больше углекислого газа, чем его находится в атмосфере.

Огромная масса оксида углерода (IV) превращается в органические вещества в результате фотосинтеза:



Фотосинтез снижает запасы оксида углерода (IV) в атмосфере. Между тем установлено, что с каждым годом массовая доля углекислого газа в атмосфере увеличивается. Это связано с производственной деятельностью человека — увеличением добычи и сжигания основных видов топлива.

При сжигании топлива в атмосферу выбрасывается огромное количество углекислого газа и пыли. Учёные считают, что это может вызвать серьёзные нарушения равновесия процессов в природе, в частности может произойти изменение климата на Земле, повышение температуры воздуха. Углекислый газ пропускает тепловые солнечные лучи, но задерживает тепловое излучение земной поверхности. Возникает так называемый «парниковый эффект» — слой углекислого газа играет роль стекла в теплице.

Подсчитано, что за последние 70—80 лет содержание оксида углерода (IV) в воздухе возросло на 11%, что привело к увеличению среднегодовой температуры воздуха на один градус. При дальнейшем увеличении темпов добычи и сжигания топлива содержание оксида углерода (IV) в атмосфере увеличится в 10 раз, что приведёт к ещё большему потеплению климата на Земле.

Уменьшение выброса оксида углерода (IV) в атмосферу является одной из важнейших экологических проблем.

Творческое задание

- ✿ Используя полученные знания, нарисуйте схему, позволяющую объяснить круговорот углерода в природе. Обсудите её с товарищем.

Практическая работа 6

Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов

Цель работы. Закрепить знания о свойствах оксида углерода (IV) и карбонатов. Отработать умения и навыки работы с лабораторным оборудованием в процессе проведения эксперимента. Соблюдать правила техники безопасности.

Ход работы

1. Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность.
2. Поместите в пробирку несколько кусочков мела или мрамора и прилейте 2–3 мл разбавленной соляной кислоты.
3. Пробирку быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделяющийся газ через известковую воду. Несколько минут продолжайте пропускать газ. Что наблюдаете?
4. Поместите конец газоотводной трубки в пробирку с 2–3 мл дистиллированной воды и несколькими каплями лакмуса и пропустите через неё оксид углерода (IV). Что наблюдаете?
5. Распознавание карбонатов. В трёх пробирках находятся растворы следующих веществ: хлорида натрия, сульфата натрия, карбоната натрия. Распознайте эти вещества, определив последовательность выполнения операций.
6. Оформите в виде таблицы отчёт о практической работе.

- ? Охарактеризуйте положение кремния в Периодической системе химических элементов.
Сравните неметаллические свойства кремния и углерода.

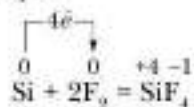
Кремний – важнейший элемент земной коры, по распространённости он занимает второе место после кислорода (примерно 27,6%). Кремний имеет три изотопа: $^{28}_{14}\text{Si}$ (92,27%); $^{29}_{14}\text{Si}$ (4,68%); $^{30}_{14}\text{Si}$ (3,05%).

Кремний существует в двух аллотропных модификациях: аморфный и кристаллический. Различие в строении обуславливает и различие в физических свойствах этих модификаций. *Аморфный кремний* – бурый порошок, не имеет определённой температуры плавления. Кристаллический кремний по внешнему виду похож на металл, тёмно-серого цвета с металлическим блеском, тугоплавок (температура плавления 1400 °С), но к металлам его не относят, так как он хрупок, слабо проводит электрический ток и проявляет химические свойства неметаллов.

Структура *кристаллического кремния* аналогична структуре алмаза. В его кристалле каждый атом соединён с четырьмя другими ковалентными связями. Причём ковалентная связь между атомами кремния значительно слабее, чем между атомами углерода в алмазе. Даже при обычных условиях часть связей разрушается и появляются свободные электроны, которые обуславливают небольшую электрическую проводимость. При нагревании и освещении число разрушающихся связей возрастает, следовательно, появляется больше свободных электронов, увеличивается электрическая проводимость.

Кристаллический кремний – полупроводник. Полупроводниками называют вещества, электрическая проводимость которых занимает промежуточное место между проводимостью металлов и диэлектриков. Более подробно вы будете изучать это явление на уроках физики в старших классах. На этом свойстве основано применение кремния при изготовлении выпрямителей переменного тока и солнечных батарей, преобразующих тепловую энергию солнца в электрическую. Такие батареи устанавливаются на искусственных спутниках Земли, используются и в наземных условиях.

Разное строение кремния (аморфного и кристаллического) обуславливает и разную химическую активность аллотропных модификаций. При обычных условиях кристаллический кремний инертен, а аморфный горит во фторе:

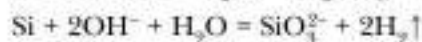
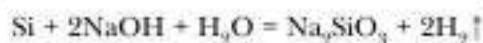


При нагревании кремний взаимодействует со многими неметаллами (кислородом, хлором, азотом, углеродом, серой), и при этом выделяется большое количество теплоты. Кремний соединяется с металлами. Эти соединения называются *силицидами*.

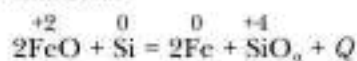
Задание 1. Напишите соответствующие уравнения реакций и укажите функции кремния в окислительно-восстановительных реакциях.

Задание 2. Напишите уравнения химических реакций кремния с магнием, алюминием. Укажите окислитель, восстановитель. Сделайте вывод, какую степень окисления проявляет кремний.

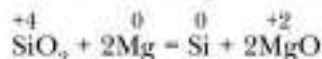
Кислоты (кроме плавиковой HF) на кремний не действуют, однако при сплавлении гидроксидов щелочных металлов с кремнием образуется соль кремниевой кислоты – силикат и водород:



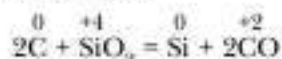
При высокой температуре кремний восстанавливает многие металлы из их оксидов:



В чистом виде кремний в природе не встречается. Впервые он был получен в 1822 г. шведским учёным Й. Берцелиусом путём восстановления фторида кремния SiF₄ металлическим калием при нагревании до 400 °С. Также его можно получить восстановлением SiO₂ металлическим магнием:



В *промышленности* кремний получают обычно при нагревании смеси песка и кокса:



Восстановленный кремний частично реагирует с избытком углерода, и образуется *карборунд* $\overset{+4}{\text{Si}}\overset{-4}{\text{C}}$. Карборунд имеет алмазоподобную кристаллическую решётку, ковалентные связи в ней очень прочные, поэтому по твёрдости он близок к алмазу, используется для изготовления точильных камней и шлифовальных кругов.

Задание. Как правильно называть SiC – карбидом кремния или силицидом углерода? Дайте обоснованный ответ.

Соединения кремния

? Предположите, какими свойствами обладает оксид кремния (IV).

В природе кремний находится преимущественно в виде кремнезёма (песка) SiO_2 и силикатов. Чистые кристаллы оксида кремния (IV) образуют несколько полиморфных модификаций, одна из которых кварц, встречающийся в виде горного хрусталя. Красиво окрашенные кристаллы кварца (аметист, дымчатый топаз, чёрный морнион, сердолик, агат, опал, яшма и др.) (рис. 63) являются полудрагоценными камнями.

Оксид кремния (IV) SiO_2 – твёрдое тугоплавкое вещество (температура плавления 1713°C), нерастворимое в воде (рис. 64). Он обладает *атомной* кристаллической решёткой: здесь нет молекул, около каждого атома кремния располагаются четыре атома кислорода – образуется своеобразный *пространственный каркас*. Кусок кварца представляет собой как бы одну гигантскую молекулу. Кварц – неорганический полимер, его формула $(\text{SiO}_2)_n$ (рис. 65).



Рис. 63. Полудрагоценные камни:
а – аметист; б – топаз; а – сердолик

? Как объяснить большую разницу в свойствах оксида углерода (IV) CO_2 и оксида кремния (IV) SiO_2 ?

! Оксид кремния (IV) является кислотным оксидом.

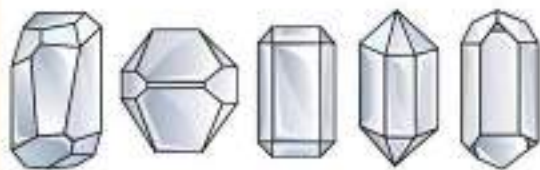


Рис. 64. Кристаллы оксида кремния

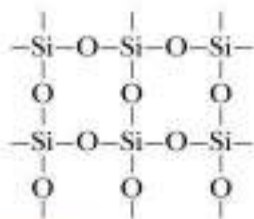


Рис. 65. Структура оксида кремния

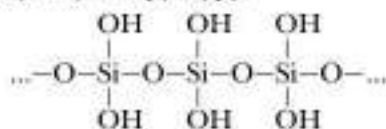
Задание. Заполните таблицу, отражающую химические свойства оксида кремния (IV), написав уравнения реакций.

Общие химические свойства кремния(IV)	Специфические химические свойства кремния(IV)
1. Отношение к щелочам	1. Отношение к воде
2. Отношение к основным оксидам	2. При нагревании SiO_2 вытесняет более летучий кислотный оксид из солей (Na_2CO_3)

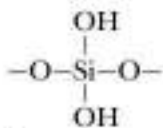
Оксид кремния (IV) получил широкое применение. В виде кварцевого песка его используют в стекольной промышленности как главный компонент силикатных стёкол. Кварцевый песок – важнейший строительный материал, который идёт на изготовление одного из лучших огнеупорных материалов – *динаса*. Из кварца получают *кварцевое стекло*, обладающее самым низким температурным коэффициентом расширения, т. е. при нагревании оно почти не расширяется. Поэтому при резком нагревании или охлаждении посуда из кварцевого стекла не трескается. Применяют кварцевое стекло для изготовления химической лабораторной посуды и осветительных приборов. Кварцевое стекло пропускает ультрафиолетовые лучи, поэтому кварцевые лампы используются в медицине.

Оксид кремния применяется в нанотехнологиях (он составляет до 40% всего производимого нанопорошка), электронике, оптике. В медицине нанопорошки из оксида кремния используются для выведения из организма чужеродных веществ.

Кремниевая кислота H_2SiO_3 – условная формула кремниевой кислоты. В действительности её состав более сложный – это полимер, имеющий следующую структуру:

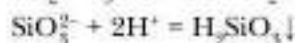
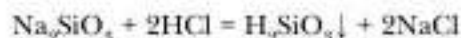


Полимер состоит из структурных звеньев, имеющих тетраэдрическое строение:



Звенья соединяются в цепи, образуя нерастворимые в воде поликремниевые кислоты $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$. Посмотрите на таблицу растворимости солей, кислот и оснований в воде на форзаце 2. Вы увидите, что из кислот только кремниевая кислота не растворяется в воде. Получить её растворением оксида кремния (IV) в воде нельзя.

Кремниевая кислота очень слабая, слабее угольной. Её получают действием сильных кислот на соли — *силикаты*:



Свежеприготовленная кремниевая кислота выделяется в виде *геля* — студенистого осадка. При нагревании кремниевую кислоту можно постепенно обезводить:

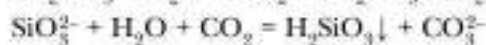
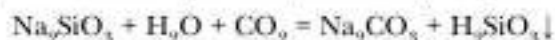


В результате оксид кремния (IV) выделяется в виде пористого материала — *силикагеля*, который применяется для поглощения водяных паров и газов.

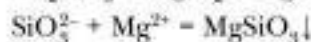
Из силикатов растворимы лишь соли щелочных металлов. Концентрированные растворы силикатов натрия или калия называют *жидким* или растворимым *стеклом*. Они используются для пропитки древесины, чтобы придать ей огнеупорность. Водный раствор силиката натрия применяется в качестве силикатного клея.

Химические свойства силикатов

1. Взаимодействие с *кислотами*. Даже слабые кислоты (угольная кислота) вытесняют кремниевую кислоту из растворов её солей:



2. Взаимодействие растворимых силикатов с *растворимыми солями* приводит к образованию нерастворимых силикатов:

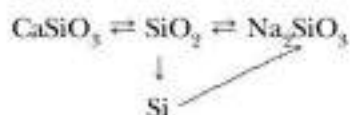


Основные понятия

Аллотропные модификации кремния • *Свойства кремния* • *Силициды* • *Оксид кремния (IV)* • *Кремниевая кислота* • *Силикаты* • *Жидкое стекло*

Вопросы и задания

1. На каких свойствах кристаллического кремния основано его применение?
2. Напишите реакции, соответствующие следующим превращениям:



- 3. Сколько песка и кокса, содержащего 90% углерода, потребуется для получения 1 т карборунда?
- 4. Оксид кремния (IV) вступает в реакцию
- 1) с кислородом
 - 2) с водой
 - 3) со щёлочью
 - 4) с кислотой
- 5. Перечисляя свойства кремниевой кислоты, ученик ошибочно назвал
- 1) твёрдое вещество
 - 2) не имеет запаха, нелетучая кислота
 - 3) растворяется в воде, изменяет окраску индикатора
 - 4) не имеет цвета
- 6. При действии на силицид магния соляной кислоты образуется силан SiH_4 — ядовитый газ с неприятным запахом, самовоспламеняющийся на воздухе. Напишите уравнения реакций получения и воспламенения силана и рассчитайте, какой объём воздуха потребуется на горение 12 л силана (н. у.).
- 7. Напишите в полном и сокращённом ионном виде уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
- 8. Какое свойство кремния широко используется в радиоэлектронике? Используя Интернет, подготовьте реферат по теме, иллюстрируйте его схемами, рисунками.

Силикатная промышленность (Дополнительный материал к § 37)

Силикатная промышленность — это производство керамики, стекла, цемента из природных соединений кремния.

Керамика. Кирпич, кафель, глиняная, фаянсовая посуда, осколки древнегреческой амфоры — всё это керамика (от греческого *керамон* — «глина»). Сырьём для производства керамических изделий являются глина и минеральные добавки. Глина состоит из мельчайших кристаллов минерала каолинита $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Процесс изготовления керамики сводится к следующему: подготовка сырья, формовка, сушка, обжиг. При подготовке сырья глину смешивают с водой. При этом образуется тестообразная масса, способная сохранять приданную ей форму. После сушки и обжига изделие приобретает камневидное состояние. Керамическое производство развивается в трёх направлениях: строительная керамика, керамика для быта, техническая керамика (рис. 66).

Стекло. Состав обычного оконного стекла выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Стекло получают в специальных печах спеканием соды,

шивании цемента с водой образуется тестообразная масса, которая со временем затвердевает. Происходит «схватывание» цемента.

Цемент — важный строительный материал, из него готовят бетон, железобетон. Бетон — смесь щебня или гравия, песка с цементом. Если в бетон ввести каркас из металлических стержней (стальная арматура), то получится железобетон. Бетон и железобетон в больших количествах идут на строительство гидроэлектростанций, плотин, сооружений, дорог, зданий.

В настоящее время широко используются **наногранулы диоксида кремния** — не токсичный, без запаха, не загрязняющий окружающую среду белый порошок. Наногранулы оксида кремния применимы в производстве высокопрочных бетонов, керамики, стекла, производстве красок, в косметологии, фармацевтике и электронике.

Творческие задания

1. С помощью компьютера подготовьте сообщение на одну из следующих тем:
 - «История открытия стекла»;
 - «Изделия из стекла и керамики»;
 - «М. В. Ломоносов о пользе стекла»;
 - «Керамика. Строительные материалы из керамики»;
 - «Цемент, бетон, железобетон».
2. Примите участие в подготовке и защите проекта «Химические вещества, применяемые в строительстве».



Глава 9. Общие свойства металлов

Уже с древних времён человек знал и применял многие металлы. С развитием науки и техники расширялись знания о структуре и свойствах металлов, о способах их получения и областях применения. Развитию химии металлов и металлургии в значительной степени способствовал тот факт, что металлы в земной коре распространены довольно широко.

Металлы приобрели большое значение в современной технике и быту. Развитие химии металлов стало важным фактором научно-технического прогресса.

§38

Элементы-металлы. Особенности строения их атомов. Положение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева

- ? Какие элементы относят к металлам? Каковы особенности строения их атомов?
Где элементы-металлы расположены в Периодической системе?

Характер элемента определяется прежде всего внешними валентными электронами его атомов. Для элементов-металлов характерно небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне (обычно 1–2, реже 3–4). Металлы расположены в начале периодов в I–III группах и в чётных рядах больших периодов. Период начинается элементами-металлами (за исключением 1-го периода).

! Металлические свойства элементов с увеличением порядкового номера в периодах ослабевают. В группах же металлические свойства элементов, наоборот, усиливаются.

Для того чтобы определить, является ли элемент металлом, следует учитывать следующие его характеристики:

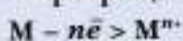
- число электронов на внешнем энергетическом уровне; обычно оно равно 1–2;

- атомы элементов-металлов склонны к отдаче электронов, к образованию простых катионов, к проявлению *функций восстановителей* в химических реакциях; химические реакции, в которых участвуют металлы, являются окислительно-восстановительными;

- простые вещества металлы – кристаллические вещества, они отличаются особым металлическим блеском, пластичны, электро- и теплопроводны;

- элементы-металлы образуют кислородные соединения основного характера; газообразных водородных соединений они не образуют.

Наиболее характерным свойством атомов металлов является их способность сравнительно легко отдавать внешние электроны и превращаться в положительно заряженные ионы – катионы:



Процесс отрыва электронов от атомов металлов – эндотермический, требующий затраты энергии, т. е. энергии ионизации. С наименьшей затратой энергии отрывается первый электрон от нейтрального атома. Если на внешнем слое у атома более одного электрона, то для отрыва второго, третьего и т. д. электронов потребуется больше энергии, так как они отрываются уже не от нейтрального атома, а от заряженной частицы.

Энергия ионизации – важная характеристика атомов элементов, особенно металлов. Она подчинена периодическим закономерностям: в периоде она возрастает слева направо, в подгруппе, наоборот, уменьшается.

Зная важнейшие характеристики металлических элементов, можно дать их разностороннее описание.

Итак, к элементам-металлам относятся: элементы I–II групп (кроме водорода), а также некоторые элементы главных подгрупп III–VII групп (в III группе все элементы, кроме бора, – металлы; в IVA-группе к металлам относятся Ge, Sn, Pb; в VA-группе металлами являются сурьма Sb, висмут Bi; в VIA-группе – полоний Po; в VIIA-группе – астат At).

Если в Периодической системе (короткопериодной) провести мысленно диагональ от бериллия к астату, то элементы-металлы займут в ней всю левую нижнюю часть, переходя иногда за диагональную линию. Элементы, расположенные вблизи диагонали, образуют соединения с двойственными (амфотерными) свойствами (Be, Al, Ti, Ge, Nb и др.).

- ? Опишите внешний вид металлов (медь, алюминий, ртуть). Сравните агрегатное состояние и физические свойства этих металлов и неметаллов.

Вы знакомы со многими металлами. Все металлы, за исключением ртути, при обычных условиях являются твёрдыми веществами. Металлы в кристаллическом состоянии обладают *общими физическими свойствами*: металлическим блеском, непрозрачностью, пластичностью, хорошей электро- и теплопроводностью. Такими общими свойствами в комплексе не обладают неметаллы, а также химические соединения с ковалентной и ионной связью. Свойства веществ зависят от строения.

Проблема. Какова химическая связь атомов в металле?

Для решения данной проблемы обратимся к строению атомов металлов. Главной особенностью атомов металлов является наличие у них на внешних энергетических уровнях небольшого числа электронов (один, два, реже три или четыре). Ещё меньше на этих уровнях имеется неспаренных электронов, сравнительно слабо связанных с ядром атома и обладающих низкой энергией ионизации. Этих электронов у атома металла явно недостаточно, чтобы с другим атомом образовать прочную связь и достичь устойчивой восьми-электронной конфигурации (как в случае образования ковалентной связи).

Экспериментально доказано, что в парообразном состоянии некоторые металлы находятся в виде двухатомных ковалентных молекул, например Li_2 . Энергия связи в таких молекулах невелика по сравнению с подобными молекулами неметаллов (у Li_2 она равна 108 кДж/моль, тогда как у H_2 — 438 кДж/моль). Следовательно, молекулярное состояние для металлов не является энергетически выгодным. Очевидно, что для металлов характерен иной вид химической связи.

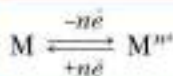
Для образования химической связи требуются электроны множества атомов металлов, которые «сбрасывают» свои неспаренные электроны в общее пользование. Эти электроны оказываются принадлежащими всем участвующим в этом процессе атомам. Между ними устанавливается связь, называемая *металлической*. Её обеспечивают свободно перемещающиеся в объёме металла электроны, принадлежащие всем атомам, в виде «электронного газа».

! *Металлическая связь* — это химическая связь между атомами металла, осуществляемая посредством общих свободно перемещающихся электронов, принадлежащих всем атомам.

Результатом связывания атомов является образование кристалла металла. Следствием свободного перемещения электронов и являются характерные физические свойства: теплопроводность, электропроводность и др.

Металлическая связь достаточно прочная, у лития её энергия равна 317 кДж/моль (сравните: энергия ковалентной химической связи у молекулы Li_2 равна 108 кДж/моль).

Атомы металла, «сбросившие» валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы – катионы, которые могут вновь притягивать к себе электроны из электронного газа и превращаться в нейтральные атомы:



Следовательно, система «атом – ион» очень подвижна.

Металлическая связь характерна для типичных металлов в твёрдом и жидком состояниях, для их сплавов и их интерметаллических соединений, образованных атомами разных металлических элементов.

Основные понятия

Строение атомов металлов • Металлическая связь

Вопросы и задания

1. Сравните физические свойства простых веществ: магния и серы.
2. Наиболее ярко выраженные металлические свойства проявляет простое вещество, образованное атомами, строение электронной оболочки которых
 - 1) 2,1
 - 2) 2,2
 - 3) 2,3
 - 4) 2,4
3. Если нагревать кусочек калия, помещённого в хлоркальциевую трубку, через которую пропускают ток чистого водорода, то появляются зеленоватые пары газообразного металла. В каком виде находятся там атомы металла и как они связаны между собой?
4. С каким типом кристаллической решётки вещество хорошо проводит электрический ток?

- 1) с молекулярной
- 2) с атомной
- 3) с ионной
- 4) с металлической

5. Установите соответствие между названием вещества и типом его кристаллической решётки.

- | | |
|-------------------|------------------|
| 1) хлорид натрия | А. Молекулярная |
| 2) карбид кремния | Б. Металлическая |
| 3) магний | В. Ионная |
| 4) «сухой лёд» | Г. Атомная |

6. Укажите сходство и различия ковалентной и металлической связи на примерах соединений атомов калия (молекулярного и твёрдого).

Кристаллическая структура металлов и её влияние на свойства веществ

(Дополнительный материал к § 38)

- ? Почему все металлы — кристаллические вещества?
Что такое кристалл и кристаллическая решётка?
Сравните свойства твёрдых металлов и твёрдых неметаллов.

Металлы, кроме ртути, при обычных условиях — твёрдые вещества. Твёрдые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение, но могут находиться и в аморфном состоянии.

Атомы металлов, соединённые между собой металлической связью, образуют твёрдые простые вещества с **металлической решёткой**. В узлах металлической решётки расположены положительно заряженные ионы и нейтральные атомы металлов, а межатомное пространство заполняют «свободно» перемещающиеся электроны, осуществляющие химическую связь этих частиц. В металлическом кристалле существует подвижное равновесие в системе «атом — катион».

Наличие «свободных» электронов, или «электронного газа», в кристалле металла экспериментально доказано следующими опытами. При резком торможении быстро вращающегося куска металла появляется электрический ток. Он возникает также при резком ускорении движения куска металла.

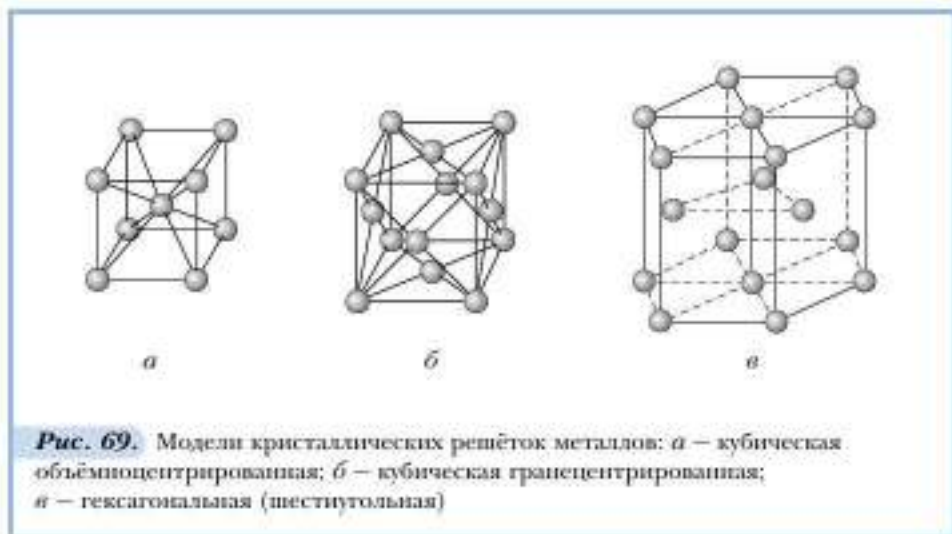
Своеобразие металлической связи и металлической кристаллической решётки обуславливает и объясняет **общие физические свойства металлов**.

Так, особый металлический блеск металлов объясняется способностью их кристаллов хорошо отражать свет (в мелкораздробленном или высокодисперсном состоянии металлы имеют обычно чёрный цвет и не блестят). Хорошая электропроводность и теплопроводность металлов объясняется присутствием «свободных» электронов, которые при небольшой разности потенциалов приобретают направленное движение от отрицательного полюса (–) к положительному (+). Высокая пластичность металлов объясняется возможностью пластического сдвига в кристалле под действием какой-либо силы. Свободно перемещающиеся в кристалле электроны обеспечивают «скольжение» отдельных слоёв куска металла относительно других и предотвращают разрушение кристалла вследствие разрыва химической связи между его атомами.

Наряду с общими металлы обладают частными и **индивидуальными свойствами**. Причина проявления этих свойств — в различии масс и электронных структур атомов, в разном типе кристаллизации металлов. Все кристаллические металлы имеют металлическую решётку, но разные её виды, отличающиеся пространственной структурой и плотностью упаковки, или степенью заполнения частицами пространства (рис. 69).

Наиболее распространены *три вида кристаллических решёток металлов*:

- *кубическая объёмноцентрированная* (по этому типу кристаллизуются Li, Na, K, Rb, Cs, Ba, Fe и др.), плотность упаковки в ней частиц 68%;
- *кубическая гранецентрированная* (Ca, Sr, Al, Pb и др.), плотность упаковки в ней частиц 74%;
- *гексагональная (шестиугольная)* (Mg, Zn, Os и др.), плотность упаковки в ней частиц составляет также 74%.



Кроме общих металлических свойств, каждый металл проявляет и индивидуальные свойства. Металлы отличаются по строению кристаллических решёток, а следовательно, и по электропроводности и теплопроводности, пластичности и другим свойствам.

Лучшими проводниками из металлов являются Ag, Cu и Al. Все металлы пластичны, но пластичность их также различна, она убывает в ряду: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Fe, Золото, например, можно прокатывать в листы толщиной менее 0,003 мм, в тонкую проволоку (масса двух километров самой тонкой проволоки из золота 1 г). По плотности металлы можно разделить на лёгкие (плотность менее 5 г/см³) и тяжёлые (плотность более 5 г/см³). Чем меньше атомная масса и плотность упаковки металла, тем он легче. Так, самый лёгкий металл — литий (плотность 0,53 г/см³), самый тяжёлый — осмий (плотность 22,6 г/см³).

Различна твёрдость металлов. По этому признаку металлы делят на мягкие (например, щелочные металлы, которые легко режутся ножом) и твёрдые (самым твёрдым является хром, который режет стекло).

Разнообразны металлы по температуре кипения и плавления. Самые легкоплавкие металлы — цезий ($t_{\text{пл}} = 28,4 \text{ }^\circ\text{C}$), ртуть ($t_{\text{пл}} = -38,9 \text{ }^\circ\text{C}$), самый тугоплавкий — вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3390 \text{ }^\circ\text{C}$). К тугоплавким относят металлы с температурой плавления свыше 1000 °C.

Методы исследования строения и свойств металлов. Кристаллическое строение металлов изучают разными методами. Вид и параметры кристаллических решёток изучают с помощью рентгеноструктурного анализа, т. е. с помощью рентгеновских лучей.

Твёрдый металл состоит из множества кристаллов. Размеры, форма и взаимное расположение кристаллов в металле устанавливают с помощью металлографических методов. Для этого подготовленный образец испытуемого металла рассматривают с помощью металлографического микроскопа, выявляя микроструктуру металла.

Знание структуры и свойств металлов позволяет более целесообразно использовать их.

Опираясь на идею взаимосвязи структуры металлов, их свойств и применения, обобщим материал в виде таблицы 27. Обратите внимание на общие и специфические физические свойства металлов.

Задание. Приведите примеры практического использования наиболее распространённых металлов. Установите зависимость применения и свойств этих веществ от особенностей их строения.

Таблица 27. Общие свойства металлов

Металлы – химические элементы	Металлы – простые вещества	
Положение в Периодической системе	Химическая связь – металлическая	Физические свойства
Строение атомов	Кристаллическая решётка – металлическая	общие:
Типичные металлы: s-элементы (1–2e ⁻ на внешнем уровне)	<p>Атомы Ионы Электроны e⁻</p>	<ul style="list-style-type: none"> • электропроводность • теплопроводность • ковкость • металлический блеск и др.
d-элементы (1–2e ⁻ на внешнем уровне)	гексагональная (Mg, Zn, Ti)	специфические: низкая пластичность и др.
p-элементы (реже) • малое число электронов на внешнем уровне • энергия ионизации имеет наибольшее значение	кубическая границентрированная (Al, Ag)	высокая пластичность и др.
	кубическая объёмноцентрированная (Li, Na, K, Cs, Ba)	низкая температура плавления и кипения, малая твёрдость и др.

? Какие свойства называются химическими? Что вы понимаете под реакционной способностью веществ?

Приведите примеры химических реакций металлов, запишите их уравнения.

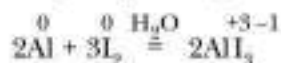
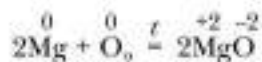
С какими веществами реагируют металлы и каковы эти реакции?

В чём сущность известных вам реакций металлов? Составьте обобщённую схему.

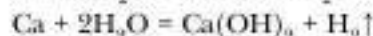
Вы наблюдали многие химические свойства металлов и записывали уравнения их реакций. Вы хорошо помните яркое горение ленты магния, стального пера в кислороде, взаимодействие порошков серы и железа, впечатляющее взаимодействие алюминия с водой, горение натрия в хлоре и многое другое.

Напишем уравнения этих и некоторых других реакций и укажем условия, при которых перечисленные реакции протекают.

1. Металлы вступают в реакции с простыми веществами-неметаллами:

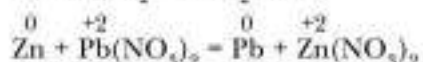
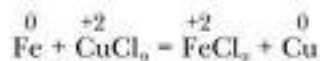


2. В реакцию с водой вступают щелочные, щёлочноземельные металлы и алюминий, очищенный от оксидной плёнки:

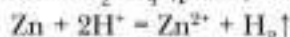


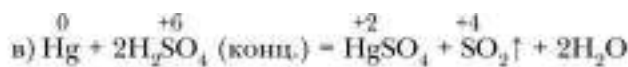
Реакции протекают при обычных условиях.

3. В реакциях металлов с растворами солей более активный металл вытесняет менее активный:



4. Металлы взаимодействуют с кислотами:





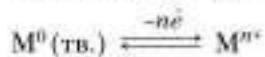
Чтобы самостоятельно записывать уравнения реакций металлов с кислотами и солями, важно правильно определить *продукт реакции*. Для этого можно использовать разные ориентировочные основы (ряд активности металлов, таблицу растворимости, схемы взаимодействия металлов с кислотами и солями и др.).

Анализ взаимодействия металлов с разными веществами позволяет сделать следующие **обобщающие выводы**.

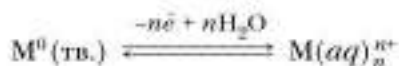
1. Металлы – активные реагенты, они взаимодействуют с простыми и сложными веществами.
2. Реакции металлов относятся к окислительно-восстановительным, в которых металлы играют роль *восстановителей*. Окислителями металлов в этих реакциях являются неметаллы, ионы гидроксония (водорода) и металлов, концентрированные серная и азотная кислоты.
3. Сущность и механизм окислительно-восстановительных реакций металлов отражают их схемы и краткие ионные (электронно-ионные) уравнения реакций.

Сущность химических реакций металлов (окислительно-восстановительных реакций) отражают:

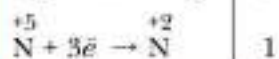
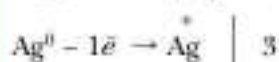
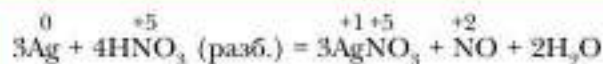
- обобщённые уравнения с газообразными и твёрдыми реагентами:



- обобщённые уравнения с водными растворами солей и кислот:



При написании сложных уравнений окислительно-восстановительных реакций металлов используйте *метод электронного баланса*, основанный на законе сохранения зарядов реагентов и электронов в этих реакциях (см. учебник химии для 8 класса). Приведём пример.



В этой реакции одна молекула HNO_3 расходуется на окислительно-восстановительный процесс, а три – на образование соли.

Закономерности окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции металлов также подчинены этим общим закономерностям.

1. Единство и неразрывность процессов окисления и восстановления металла и его иона в окислительно-восстановительных реакциях.
2. Сохранение числа электронов в реакционной системе. На этом основано составление уравнений реакций методом электронного баланса.
3. Окислительно-восстановительная реакция протекает в сторону образования слабых окислителей из более сильных (эта закономерность изучена нами на примере взаимодействия азотной кислоты разной концентрации с медью).
4. При наличии в системе двух или более окислителей и восстановителей реагируют более сильные (например, в растворе азотной кислоты имеются два вида окислителей – ионы гидроксония и нитрат-ионы. Последние более сильные, поэтому преимущественно продуктами её восстановления будут соединения азота).

Обобщая все химические реакции металлов, сущность их можно свести к краткой и общей схеме:



Основные понятия

Металлы-восстановители • Закономерности окислительно-восстановительных реакций металлов

Вопросы и задания

- ▲ 1. Назовите основные характеристики элементов-металлов.
- 2. С какими из веществ, формулы которых даны ниже, реагируют: а) калий; б) медь: HCl , O_2 , NaOH , ZnCl_2 , Cl_2 , H_2O , HNO_3 (конц.)?
Напишите уравнения возможных реакций.
- 3. При обычных условиях реагирует с водой:
1) магний 3) железо
2) калий 4) цинк

- 4. Ртуть взаимодействует с
 - 1) разбавленной серной кислотой
 - 2) разбавленной азотной кислотой
 - 3) соляной кислотой
 - 4) сероводородной кислотой
- 5. С раствором нитрата меди (II) взаимодействует
 - 1) ртуть
 - 2) цинк
 - 3) серебро
 - 4) золото
- 6. Сравните соединения с ионной и металлической связью (на примере хлорида натрия и твёрдого натрия). Найдите между ними сходство и различия.
- 7. С учётом сведений о металлической связи составьте схему классификации химической связи и укажите классификационные признаки деления её на разные виды.
- 8. Используя Интернет, подготовьте небольшие сообщения об истории открытия наиболее важных для человека металлов и об их распространении в природе.



Электрохимический ряд напряжений металлов и его использование

(Дополнительный материал к § 39)

Важной количественной характеристикой восстановительных свойств металла и окислительных свойств его иона является **электродный потенциал** E^0 . Он характеризует также способность металла переходить в гидратированный ион.

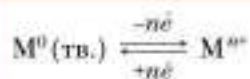
Если расположить металлы в порядке убывания их восстановительной способности, характеризуемой их электродными потенциалами E^0 , получится *электрохимический ряд напряжений* (табл. 28), прототипом которого является ряд активности.

Электрохимический ряд напряжений металлов — это ряд, в котором металлы расположены в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов $[E^0]$ и убывания восстановительных свойств.

Этот ряд выражает в обобщённой форме следующие закономерности:

а) последовательное уменьшение восстановительных свойств металлов по отношению к растворам кислот и солей и повышение окислительных свойств их ионов в растворах;

б) закономерную взаимосвязь (сопряжение) металлов и их ионов в окислительно-восстановительных реакциях (металл — восстановитель, его ион — окислитель);



в) уменьшение способности металлов переходить в водных растворах электролитов в гидратированные ионы.

Электрохимический ряд напряжений металлов (см. табл. 28) служит важной ориентировочной основой для определения возможностей протекания окислительно-восстановительных реакций металлов, их направлений, для составления уравнений этих реакций. Поэтому важно научиться правильно использовать его в своей учебной работе. Для применения ряда напряжений следует знать ряд положений по его использованию и границы применения этого ряда.

Электрохимический ряд напряжений металлов в качественном и количественном плане отражает последовательное изменение электрохимических свойств металлов и сопряжённых с ними ионов.

Он используется для определения принципиальной возможности протекания окислительно-восстановительных реакций металлов (с растворами кислот и солей). При этом важно учитывать следующие положения:

+ чем меньше алгебраическая величина потенциала (например, $E^0(\text{Li}/\text{Li}^+) = -3,04 \text{ В}$), тем выше восстановительная способность металла и меньше окислительные свойства его иона, и наоборот, чем больше алгебраическая величина потенциала (например, $E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = +1,5 \text{ В}$), тем слабее металл как восстановитель, но тем сильнее его ион как окислитель;

+ чем больше разность потенциалов у взаимодействующих пар металлов, тем реальнее окислительно-восстановительный процесс между ними. Так, разность потенциалов, или ЭДС, медно-цинкового элемента составит:

$$E^0 = E_{\text{ок}} - E_{\text{восст}}$$

т. е. $E^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}$.

Следовательно, реакция вытеснения цинком меди из раствора её соли принципиально возможна;

+ электрохимический ряд металлов не используется в случае решения вопроса о возможности протекания реакций обмена, реакций между металлами и твёрдыми веществами и т. д., его действие ограничивается лишь реакциями металлов с растворами электролитов (кислот, солей).

Таблица 28. Электрохимический ряд напряжений

	Окисленная форма	Восстановительная форма	E^0 , В	
Усиление окислительных свойств ↓	Li^+	Li	-3,04	↑ Усиление восстановительных свойств
	K^+	K	-2,92	
	Ca^+	Ca	-2,87	
	Na^+	Na	-2,71	
	Mg^+	Mg	-2,37	
	Al^+	Al	-1,66	
	Mn^+	Mn	-1,18	
	Zn^{2+}	Zn	-0,76	
	Cr^{2+}	Cr	-0,74	
	Fe^{2+}	Fe	-0,44	
	Ni^{2+}	Ni	-0,25	
	Sn^{2+}	Sn	-0,14	
	Pb^{2+}	Pb	-0,13	
	2H^+	H_2	0,00	
	Cu^{2+}	Cu	+0,34	
	Hg^{2+}	Hg	+0,79	
	Ag^+	Ag	+0,80	
Pt^{2+}	Pt	+1,20		
Au^{3+}	Au	+1,50		

Согласно этому ряду каждый металл, стоящий в нём, в принципе может вытеснить все следующие за ним металлы из растворов их солей, но практически такие реакции не всегда осуществимы. Это связано с рядом реальных причин, например с образованием на поверхности металлов плохо растворимых защитных плёнок, которые нарушают контакт раствора с металлом, с характером раствора, и с другими причинами. Так, например, алюминий вытесняет медь из раствора хлорида меди, но не вытесняет её из сульфата меди. Это связано с тем, что хлорид-ионы способны намного быстрее, чем сульфат-ионы, разрушать защитную плёнку алюминия.

При решении вопроса о практическом протекании окислительно-восстановительных реакций следует учитывать характер реагентов и реальные условия протекания реакции.

Для подбора конкретных примеров окислительно-восстановительных реакций металлов и для написания уравнений реальных процессов следует учитывать такие рекомендации.

1. Активные металлы, стоящие в начале ряда напряжений до магния, окисляются ионом водорода H^+ (H_3O^+) как воды, так и растворов кислот и солей, вытесняя при реакции с ними молекулярный водород. (Практически при обычных условиях водой окисляются металлы, стоящие до цинка, но магний реагирует только с горячей водой, а алюминий окисляется её ионом H^+ лишь после снятия защитной плёнки.)

- ? Какие вы знаете распространённые в быту и технике сплавы металлов? Назовите их и дайте описание этих сплавов. Почему на практике почти не используется чистое железо? Дайте обоснование этому и приведите известные вам сплавы железа. Чем вызвана необходимость создания разнообразных сплавов?

Металлы – *восстановители*. Чем левее они находятся в ряду напряжений, тем быстрее и легче окисляются на воздухе. Это мешает их практическому применению. Кроме того, чистые металлы не всегда отвечают тем требованиям, которые обеспечивают их применение в той или иной области. Поэтому человек создаёт различные сплавы с более высокими техническими качествами по сравнению с металлом, составляющим их основу. Для этого металл сплавляют с другими металлами или некоторыми неметаллами, прежде всего с углеродом.

! *Слав* – это однородная система, образованная сплавлением (спеканием) двух или более металлов, а также металлов и неметаллов (порошковая металлургия).

Сплавы образуются путём смешивания и сплавления нескольких (двух и более) компонентов, но по ряду свойств они существенно отличаются от образующих их чистых металлов. Различаются они и структурой. Температура плавления сплавов обычно ниже, а прочность и твёрдость выше, чем у компонентов (металлов), образующих их. Сплавы обладают меньшей электро- и теплопроводностью по сравнению с металлами, их образующими.

Например, сплав, состоящий из 37% свинца и 63% олова (припой «третьник»), который используется для паяния. Его температура плавления равна 182 °С (температура плавления свинца 328 °С, а температура плавления олова 231 °С).

Добавки к металлам никеля, хрома, молибдена, марганца существенно улучшают их механические свойства. Наоборот, примесь фосфора делает металл хрупким на холоде, а примесь серы – ломким при высоких температурах. Слав золота с серебром отличается большой твёрдостью, в то время как каждый из этих металлов довольно мягкий, пластичный.

Наиболее широко применяют на практике сплавы распространённых в земной коре металлов: железа, алюминия, меди.

- ? Вспомните, какие сплавы железа и алюминия вы знаете. Где их применяют? Из каких сплавов делается обшивка самолётов и космических кораблей? Какими свойствами должны обладать эти сплавы?

Наиболее распространёнными **сплавами железа** являются:

- *сталь* – сплав, содержащий небольшое количество углерода (до 1,7%), примеси Mn, Si, S, P (добавки различных металлов, увеличивающие прочность, твёрдость сплава и т. д.);

- *чугун* – сплав железа с углеродом (более 2%) и примесями Mn, Si, S, P; он твёрд и хрупок.

Вы хорошо знаете многие **сплавы меди**: *бронза, латунь*. Из **сплавов алюминия** наибольшее значение имеет *дуралюмин*, равный по прочности стали, но в три раза легче её. В технике применяют более 5000 сплавов, идёт постоянный поиск новых сплавов, обладающих требуемыми свойствами. Сплавы – это важнейшие материалы современной техники. В настоящее время разработаны разные методы получения сплавов.

В последние годы достигнуты успехи в разработке сверхпрочных сплавов. Например, сталь, содержащая 18% Ni, 8% Co и 3–5% Mo, отличается высокой прочностью (выше, чем у алюминиевых и титановых сплавов) и успешно применяется в космической и ракетной технике.

Проблема. Огромное число сплавов требует их *классификации*. Для разделения сплавов необходимо определить классификационный признак. Предложите признаки разделения сплавов на группы, дайте ему обоснование.

Существуют разные классификации сплавов (рис. 70). Наиболее распространённые из них:

- по числу металлов, входящих в их состав (деление сплавов на двойные, тройные и т. д.);

- по характеру взаимодействия компонентов сплавов между собой: химические соединения, твёрдые растворы, механические смеси.

При сплавлении металлов характер их взаимодействия может быть разнообразным в зависимости от структуры и свойств компонентов, условий процесса и других факторов.

1. Если сплавляемые металлы взаимодействуют между собой, образуются сплавы, представляющие собой химические соединения – **интерметаллиды**. Вероятность образования таких интерметаллических соединений тем выше, чем больше различаются значениями относительной электроотрицательности металлы (например, натрий и свинец дают сплав состава Na_2Pb).

2. Жидкие металлы могут смешиваться в любых количественных соотношениях и при охлаждении образовывать сплавы – **твёрдые растворы**. Такие металлы кристаллизуются в одинаковых решётках и имеют близкие по размерам атомы (Ag – Cu, Cu – Ni, Mn – Fe). Сплавы – твёрдые растворы могут образовываться разными путями:

- замещением в кристаллической решётке атомов одного металла атомами другого;

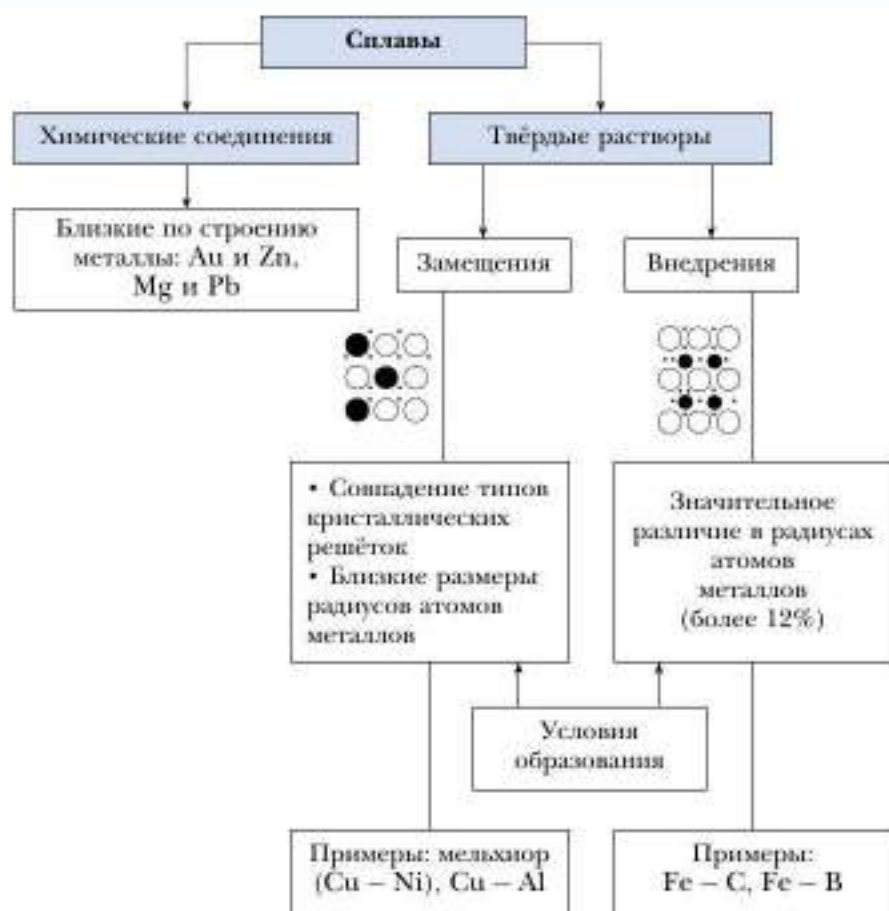


Рис. 70. Классификация сплавов металлов

• внедрением атомов одного металла в промежутки кристаллической решётки другого металла.

3. Некоторые расплавы при остывании образуют не твёрдые растворы, а **механические смеси**, в которых различают кристаллики чистого металла каждого компонента. Механические смеси обычно образуют существенно отличающиеся друг от друга металлы (Fe – Ag, Al – Na, Ag – Pb и др.).

Структуру сплавов изучают различными методами. Макроструктуру исследуют на изломе сплава, микроструктуру – с помощью микроскопа; для изучения внутреннего строения применяют рентгеноструктурный анализ сплавов, который позволяет установить тип кристаллической решётки, вза-

имное расположение отдельных кристаллов металлов. Большой вклад в изучение сплавов внёс академик Н. С. Курнаков. Он разработал новый метод исследования сплавов — физико-химический анализ, который позволяет установить зависимость между составом и свойствами сплавов. Методы, открытые Н. С. Курнаковым, широко применяют в металлургии и ряде других областей науки и техники. Его работы открыли большие возможности получения сплавов с заранее заданными свойствами: твёрдые, кислотоупорные, антикоррозийные и т. д.

Задания

1. Какое из условий космоса способствовало созданию новых сплавов на опытных установках во время космических полётов? Что вы знаете о космических экспериментах по получению сплавов?
2. Составьте мини-коллекцию сплавов из имеющихся под руками сплавов, дайте их описание и указания на области их применения.
3. Используя Интернет, а также дополнительную литературу, подготовьте информацию о сплавах, применяемых в металлообрабатывающей промышленности, в химической промышленности, в медицине, искусстве и других областях (по выбору). Подберите интересные факты, примеры, рисунки.

Коррозия металлов и сплавов

(Дополнительный материал к главе 9)

Металлы и сплавы подвержены разрушению под воздействием окружающей среды. Причина этого разрушения лежит в химических свойствах металлов — в их способности вступать в окислительно-восстановительные реакции с веществами окружающей среды и окисляться.

! Самопроизвольное разрушение металлов и металлических материалов (сплавов) под воздействием окружающей среды называется коррозией.

Термин «коррозия» происходит от латинского слова *corrosio* — «разъедание».

Общеизвестным примером коррозии является ржавление железа.

Количество металлических материалов, используемых в народном хозяйстве, очень велико. Коррозии подвержены многие металлы и их сплавы (железо, алюминий, медь, свинец и др.). Стойкими против коррозии являются лишь благородные металлы: серебро, золото, платина. Коррозия приводит не только к полной потере металлических изделий, но и к потере металлами многих ценных качеств (твёрдости, пластичности и др.). Ежегодно из-за коррозии в мире безвозвратно теряется огромное количество металла, более 20 млн т. Ещё более существенны экономические потери, связанные с порчей изделий из-за коррозии, затраты на ремонт, замену деталей, аппаратуры, приборов, которые во много раз превышают стоимость металлов, из которых они изготавливаются. Много и косвенных потерь из-за коррозии металлов: порча продуктов питания, утечки газа, нефти из испорченных трубопроводов и т. д. Поэтому борьба с коррозией является важнейшей проблемой человечества. Чтобы бороться с коррозией, надо знать сущность этого процесса, механизм его протекания, условия, ускоряющие и замедляющие разрушение металла.

Существуют разные виды коррозии металлов и их сплавов. Наиболее распространены два вида: а) химическая коррозия и б) электрохимическая коррозия.

Химическая коррозия — это вид коррозии, обусловленный непосредственным взаимодействием металла или сплава с сухими газами, жидкостями, не являющимися электролитами, твёрдыми веществами. Суть её заключена в окислении металла в процессе непосредственного химического взаимодействия с веществами окружающей среды (газовая, жидкостная коррозия).

Примером газовой коррозии может служить окисление железа в атмосфере хлора:



или окисление кислородом воздуха. При окислении воздухом на поверхности некоторых металлов образуются плёнки из тончайшего слоя оксидов, защищающие в дальнейшем эти металлы от коррозии. Например, такая плёнка возникает на поверхности никеля, хрома, меди, алюминия и других металлов. Для предотвращения коррозии на поверхности некоторых металлов специально создают такую защитную плёнку, но более плотную, т. е. металл **пассивируют** (железо, хром, титан и другие металлы и их сплавы).

Электрохимическая коррозия — наиболее распространённый вид коррозии, приносящий наибольший вред металлам и изделиям из них. Электрохимическая коррозия возникает при контакте двух и более металлов одного сплава или металла с поверхностью изделия из другого металла в присутствии воды или другого электролита. В этом случае образуется гальванический элемент, электродами которого и являются металлы, находящиеся в растворе электролита (вода, в которой растворён углекислый газ, кислоты и др.). Возникает электрохимический процесс, т. е. наряду с химическими процессами

ми, связанными с отдачей электронов и окислением металла, протекают и электрические (перенос электрона от одного участка металла к другому) (рис. 71).

При возникновении гальванической пары сила возникающего электрического тока тем больше, чем дальше стоят друг от друга металлы в ряду напряжений. При этом поток электронов от более активного металла идёт к металлу менее активному. Более активный металл при этом разрушается. Так, в паре Fe — Zn разрушается цинк; в паре Cu — Pt корродирует медь.

Схема действия гальванической пары (случай контактной коррозии, кусочек меди на железной поверхности, среда — кислая):

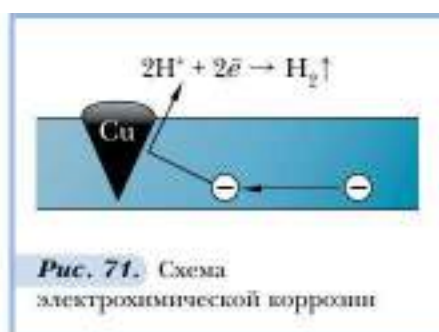
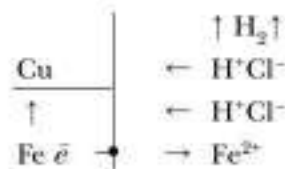
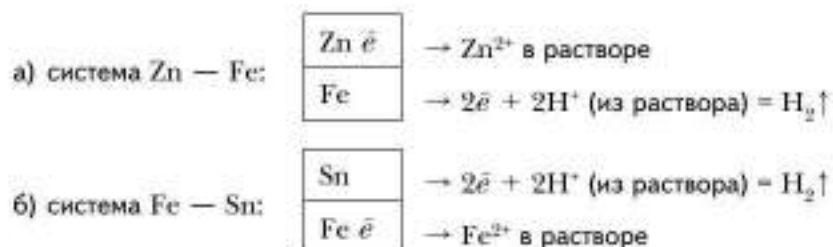


Рис. 71. Схема электрохимической коррозии



Примеры процессов электрохимической коррозии:



При контакте железа с оловом наблюдается обратная картина: интенсивность коррозии железа увеличивается.

Электрохимическая коррозия усиливается в присутствии сильных электролитов, при наличии в металле примесей, в том числе другого металла. Коррозия осуществляется и в слабых электролитах, но её скорость в сильных выше. Так, корродирующее действие водопроводной воды как слабого электролита усиливается, если в ней растворены атмосферные газы — углекислый газ, сернистый газ. Наличие их особенно ощутимо в промышленных районах, вблизи железных и автомобильных дорог. Химическая коррозия существенно усиливается при высоких температурах (в металлургии, в ракетных двигателях и газовых турбинах при их работе).

Коррозия наносит огромный ущерб хозяйству страны. Только прямые потери железа от коррозии составляют около 10% его ежегодной выплавки. Поэтому большое внимание придаётся мерам борьбы с коррозией.

Способы защиты от коррозии

1. Поверхностные защитные покрытия металлов:

- металлические (покрытия цинком, оловом, свинцом, никелем, хромом и другими металлами);
- неметаллические (покрытия лаком, эмалью, красками и т. д.);
- химические (покрытия оксидными, фосфатными и другими защитными плёнками в результате химической обработки металла).

В случае металлических покрытий в зависимости от роли каждого металла в гальванической паре различают покрытия анодные и катодные. К анодным покрытиям относят металлы более активные, электродный потенциал которых по алгебраической величине меньше, чем у защищаемого металла (например, анодным покрытием для железа служит цинк). К катодным покрытиям, наоборот, относят защитные металлы с более высокими, чем у защищаемых, значениями электродных потенциалов (например, для железа и стали катодными покрытиями являются олово, никель, медь и др.; в данном случае быстрее разрушается железо).

Металлические покрытия можно наносить разными способами (гальванические горячие покрытия, металлизация и др.).

2. Создание сплавов, стойких к коррозии. Достигается введением в состав стали хрома, марганца, никеля (нержавеющая сталь). Изготавливают антикоррозийные сплавы, содержащие до 12% Cr, а также сплавы с добавками никеля, кобальта, меди и других металлов.

Например, коррозионностойкий сплав (Co, Cr, Al) не разрушается в атмосфере кислорода при нагревании до 1050 °С, а при более высокой температуре даже агрессивная серноокислая среда не оказывает на него заметного воздействия.



Рис. 72. К защищаемой от коррозии цистерне прикрепляют пластины более активного металла (цинка)

3. Протекторная защита. Сущность протекторной защиты заключается в том, что металлическую конструкцию (подземный трубопровод, корпус судна и т. д.), находящуюся в растворе электролита (подземные и почвенные воды, морская вода и т. д.), соединяют с протектором — более активным металлом, чем металл защищаемой конструкции; в процессе коррозии протектор служит анодом и разрушается, предохраняя от разрушения конструкцию. В качестве протектора для стальных

конструкций обычно используют алюминий, цинк, магний и их сплавы (рис. 72).

Ниже приведён вариант схемы-конспекта, которая поможет вам обобщить и систематизировать изученное, послужит опорой для дальнейшего использования этих знаний (рис. 73, а также табл. 29).



Рис. 73. Коррозия металлов

Таблица 29. Меры борьбы с коррозией

Применение защитных покрытий		Протекторная защита
металлических	неметаллических	
Лужение (Sn), цинкование (Zn), алитирование (Al)	Лаки, эмали, масляная краска, гуммирование (нанесение резинового или эбонитового покрытия на изделия из металла)	Присоединение слитков более активных металлов (Zn, Mg) к корпусам судов, трубопроводам <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> Zn^0 \swarrow \searrow Zn^{2+} \quad Fe <div style="border: 1px solid black; display: inline-block; padding: 2px 5px; margin: 5px;">почва</div> \bar{e} \rightarrow $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2 \uparrow$ </div>



§ 41

**Характеристика элементов IA-группы
Периодической системы и образуемых
ими простых веществ**

С помощью таблицы 30 проанализируйте строение электронных оболочек атомов химических элементов, образующих IA-группу. Охарактеризуйте важнейшие общие свойства элементов.

Атомы химических элементов, начинающих периоды, имеют один электрон на внешнем энергетическом уровне, поэтому в соединениях они проявляют постоянную валентность I и степень окисления +1.

Подгруппа **щелочных металлов** подчиняется общей закономерности Периодической системы: по мере увеличения порядкового номера усиливаются восстановительные свойства металлов. Причиной этого является увеличение *радиуса атомов* вследствие возрастания числа электронных слоёв и усиления их экранирующего влияния (электроны, располагающиеся на внутренних энергетических уровнях, заслоняют ядро от валентных электронов и ослабляют силы притяжения, действующие между ними).

Наличие всего одного валентного электрона и относительно большие размеры радиусов атомов обуславливают небольшую энергию ионизации, а следовательно, высокую химическую активность щелочных металлов.

Физические свойства. Высокая химическая активность щелочных металлов требует особой осторожности при их хранении и применении.

В лабораторных условиях литий, натрий и калий обычно хранятся под слоем керосина, защищающего их от контакта с воздушной средой. Рубидий и цезий не используют в школьных лабораториях: это весьма редкие и дорогие вещества; их чрезвычайно высокая химическая активность очень усложняет работу с ними и их поверхность покрыта плёнкой: литий — тонкой, плотной, чёрного цвета; натрий — довольно толстой, светло-серого цвета; калий — тёмно-серой с зеленовато-фиолетовым оттенком, в мелких складчатых морщинках. Эти плёнки пористые и рыхлые, именно поэтому они не защищают металлы от дальнейшего окисления.

Если отрезать от кусочков лития, натрия, калия по стружке, то весьма недолгое время можно наблюдать красивую блестящую серебристо-белую (у калия — с фиолетовым оттенком) поверхность металлов. Одновременно можно рассмотреть появление и быстрое распространение блестящей матовой плёнки, состоящей из продуктов окисления металлов.

Таблица 30. Строение атомов и свойства элементов IA-группы

Химический знак	Строение электронной оболочки	Радиус, нм	
		атома	иона
${}^3\text{Li}$	$\begin{array}{c} (+3) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \quad 1 \end{array} \right\} \end{array}$	0,152	0,078
${}^{11}\text{Na}$	$\begin{array}{c} (+11) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 1 \end{array} \right\} \end{array}$	0,190	0,098
${}^{19}\text{K}$	$\begin{array}{c} (+19) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 8 \quad 1 \end{array} \right\} \end{array}$	0,227	0,133
${}^{37}\text{Rb}$	$\begin{array}{c} (+37) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 8 \quad 1 \end{array} \right\} \end{array}$	0,248	0,149
${}^{55}\text{Cs}$	$\begin{array}{c} (+55) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 8 \quad 1 \end{array} \right\} \end{array}$	0,265	0,165
На внешнем электронном слое:	$\boxed{1e}$		
Степени окисления:	$\begin{array}{c} \text{0} \quad \text{+1} \\ \text{0} \end{array}$		
Формы соединений:	M M_2O – оксиды, MOH – гидроксиды, M_nA_m – соли		

Для щелочных металлов характерна низкая твёрдость, вернее – мягкость. Труднее всего разрезать литий, тогда как натрий и калий легко разрезать ножом.

Данные таблицы 31 показывают, что для всех щелочных металлов характерны малая плотность, низкая температура кипения и плавления, незначительная твёрдость. На основании изучения характера изменения физических свойств можно сделать следующий вывод.

По мере увеличения порядкового номера химических элементов возрастает плотность металлов, а твёрдость, температура плавления и кипения уменьшаются.

Таблица 31. Некоторые физические свойства щелочных металлов

Металл	Цвет	$t_{пл}^{\circ}$ $^{\circ}\text{C}$	$t_{кип}^{\circ}$ $^{\circ}\text{C}$	Плотность, $\text{г}/\text{см}^3$	Твёрдость
Li	Серебристо-белый металл	179,0	1347	0,53	0,6
Na	"	97,8	883	0,97	0,4
K	"	63,6	774	0,86	0,5
Rb	"	38,7	688	1,53	0,3
Cs	Золотисто-белый металл	28,5	678	1,87	0,2
Fr	В природе не существует в таких количествах, которые достаточны для изучения его свойств				

Объяснение этого факта следует искать в закономерностях строения рассматриваемой группы веществ. Металлические кристаллические решётки щелочных металлов характеризуются рядом особенностей. Во-первых, каждый атом щелочных металлов располагает лишь одним валентным электроном, следовательно, в кристаллах на один атом-ион приходится один свободный электрон. Во-вторых, для рассматриваемой группы металлов характерна неплотная упаковка атомов в кристалле, тип решёток — кубические объёмно-центрированные (см. рис. 69). Зависимость свойств щелочных металлов от их строения отражена на рисунке 74.

Исследования показали, что между ионами щелочных металлов имеются значительные пустоты. Например, диаметр иона натрия равен 0,189 нм, а расстояние между ядрами соседних ионов составляет 3,71 нм, следовательно, в кристалле между ион-атомами имеется зазор, равный 0,181 нм. Это также способствует ослаблению сил связывания ионов.

Химические свойства. Систематизируем сведения о химических реакциях, характерных для щелочных металлов.

1. В случае взаимодействия щелочных металлов с кислородом различны не только условия и признаки протекания реакций, но и характер образующихся продуктов. Литий, натрий и калий интенсивно окисляются на воздухе и в кислороде (без возгорания), рубидий и цезий на воздухе самовозгораются (поэтому их хранят в вакууме в запаянных ампулах).

При окислении лития образуется оксид:

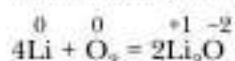




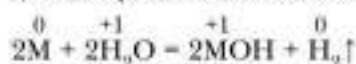
Рис. 74. Обусловленность физических свойств щелочных металлов их строением

При взаимодействии натрия с кислородом образуется *пероксид*:



Пероксиды щелочных металлов — очень сильные окислители. Они бурно реагируют с водой, причём реакция сопровождается выделением кислорода.

2. Все щелочные металлы активно взаимодействуют с водой:



Но и в этом случае они ведут себя по-разному: литий и натрий реагируют с водой интенсивно, но не воспламеняются в процессе реакции. Калий загорается при взаимодействии с водой (рис. 75). Возгорание калия происходит через несколько секунд после начала реакции: образующийся водород, окрашенный парами калия, сгорает красивым фиолетовым пламенем. Взаимодействие с водой рубидия и цезия сопровождается взрывом. Эти металлы способны вступать в реакцию с водой даже при низких температурах! (Цезий реагирует со льдом при температуре -116°C .)

3. Так же легко щелочные металлы вступают в реакции с *галогенами*: в атмосфере фтора и хлора калий, рубидий и цезий воспламеняются, с бромом реагируют с сильным взрывом.

4. При нагревании щелочные металлы взаимодействуют с *серой*, *водородом*, с другими металлами часто образуют интерметаллические соединения.

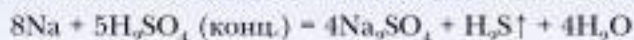


Рис. 75. Взаимодействие натрия с водой



Рис. 76. Взаимодействие натрия с концентрированной серной кислотой

Реакции с **кислотами-окислителями** протекают очень бурно, иногда со взрывом. Например, в случае взаимодействия натрия с концентрированной серной кислотой образуются сероводород, соль и вода (рис. 76):



? С какой целью к стенке стакана (см. рис. 76) прикреплены полоски бумаги, смоченные растворами $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$?

Выводы

1. Все химические реакции щелочных металлов являются окислительно-восстановительными. Металлы выполняют в них функцию восстановителей:



2. В группе с увеличением порядкового номера элемента усиливаются металлические свойства:



Применение щелочных металлов и их соединений. Соединения щелочных металлов применяются с глубокой древности. Щелочные растворы, изготавливавшиеся из золы растений, в странах Древнего мира (Египте, Финикии) использовали в качестве моющих средств и для получения прозрачных глазурей на поверхности керамических изделий.

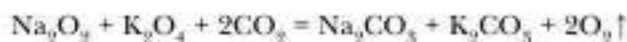
Области применения щелочных металлов обусловлены их физико-химическими свойствами и весьма разнообразны. Например, литий и натрий легко взаимодействуют с кислородом воздуха и другими газообразными веществами. Поэтому их используют для удаления пузырьков газа из сплавов металлов.

Многие сплавы щелочных металлов обладают уникальными свойствами. Например, сплав свинца, натрия, лития и кальция способен сжиматься на 28%, сохраняя при этом твёрдость и не растрескиваясь. Его применяют для изготовления осевых подшипников для железнодорожного транспорта, поскольку они работают в условиях постоянных и резко сменяющихся нагрузок.

Большая химическая активность цезия по отношению к веществам, образующим воздух, используется для изготовления радиоламп. Для создания вакуума в колбу лампы вносят мельчайший кусочек цезия, мгновенно поглощающего те остатки воздуха, которые нельзя откачать насосом.

Одним из наиболее замечательных свойств рубидия и цезия является чувствительность к свету. При освещении поверхности металла они становятся источником электрического тока (возникает поток электронов), при прекращении освещения ток прекращается. Приборы, в которых световая энергия превращается в электрическую, называются **фотоэлементами**. Они широко используются в звуковом кино, телевидении. Лучшие фотоэлементы делают из сплава сурьмы и цезия.

Одно из основных применений калия — использование его **супероксида** для регенерации кислорода в подводных лодках:



Едкие щёлочи применяются для изготовления мыла, бумаги, электролитов для аккумуляторов, в очистке нефтепродуктов, в производстве искусственных волокон, в синтезе многочисленных органических и неорганических веществ.

Соединения всех щелочных металлов применяются в медицине. Например, соли лития способны растворять отложения мочевой кислоты, поэтому их применяют для лечения подагры. На основе бромидов и иодидов рубидия созданы болеутоляющие и успокаивающие средства. Примечательно, что существуют проекты относительно использования в медицине даже франция! Установлено, что он избирательно накапливается в раковых опухолях на

ранних стадиях их развития. Это свойство могло бы послужить для ранней диагностики заболевания.

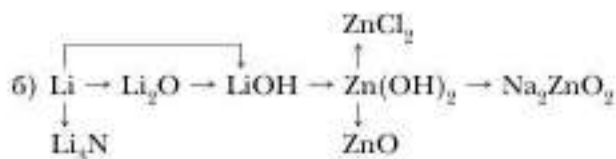
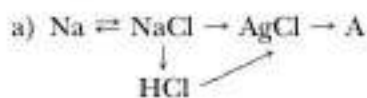
Создаются удивительные проекты новых областей применения и для вполне привычных веществ, например каменной соли (галита). Кристаллы каменной соли непроницаемы для жидких и газообразных веществ. Поэтому полости в залежах галита используются для хранения нефти и газа.

Основные понятия

Щелочные металлы: структура атомов, вид кристаллической решётки • Оксид • Пероксид

Вопросы и задания

1. На конкретных примерах раскройте взаимосвязь между строением и свойствами щелочных металлов.
2. Химический элемент франций не был получен в количествах, достаточных для его подробного изучения. Однако опытным путём подтверждены некоторые предсказания относительно его свойств. На основании чего были сделаны предсказания?
3. Литий является единственным веществом, реагирующим с азотом при нормальных условиях. Составьте формулы веществ, образующих поверхностные плёнки на щелочных металлах.
4. Осуществите превращения и укажите условия протекания химических реакций:



5. Учитывая закономерное изменение радиусов ионов щелочных металлов, попытайтесь схематически представить, сколько ионов атомов каждого металла поместится в произвольно выбранной вами единице объёма. Как изменения физических свойств щелочных металлов объяснить особенностями их строения? Полученные выводы оформите в виде схемы.
6. Раскройте взаимосвязи между свойствами и областями применения веществ на примере щелочных металлов. Ответ оформите в виде схемы и обсудите её с товарищем.



Таблица 32. Некоторые данные о распространении щелочных металлов в природе

Символ	Содержание в земной коре, %	Минералы	Содержание	
			в природных водах	в живых организмах
Li	$5,0 \cdot 10^{-3}$	30 минералов, в том числе: лепидолит LiCl , сподумен $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$	Обнаружен	Содержится
Na	2,83	Галит NaCl , мирабилит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, чилийская селитра NaNO_3	В водах Мирового океана содержится $4 \cdot 10^{15}$ т, в среднем 2,8%	Содержится в клетках всех живых организмов
K	2,59	Сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, сильванит KCl , каинит $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	В морской воде содержится в 25 раз меньше, чем натрия	Содержится в клетках всех растений и животных
Rb	$8,0 \cdot 10^{-3}$	Содержится во многих минералах в качестве примесей	Содержится в воде некоторых минеральных источников	Накапливается в чае, какао, табаке, кофе, винограде, морских водорослях
Cs	$3,7 \cdot 10^{-4}$		Содержится в ничтожных количествах в морской и минеральной воде	Накапливается в арктических лишайниках, грибах

- ? Как обычно изменяются свойства металлических элементов одной подгруппы? Каковы причины такого изменения?
Что вам известно об оксидах и гидроксидах элементов главной IIА-группы?

Строение и свойства. В таблице 33 приведена характеристика элементов, образующих IIА-группу.

Все элементы IIА-группы двухвалентны, в соединениях они проявляют степень окисления +2.

Таблица 33. Строение атомов и свойства элементов IIА-группы

Химический знак	Строение электронной оболочки	Радиус, нм		Энергия ионизации, эВ	
		атома	иона	$^0 \text{M} \rightarrow \text{M}^+$	$\text{M}^+ \rightarrow \text{M}^{2+}$
^4Be	$(+4) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \\ 2 \quad 2 \end{array} \right)$	0,113	0,034	9,32	18,21
^{12}Mg	$(+12) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 2 \end{array} \right)$	0,160	0,078	7,64	15,08
^{20}Ca	$(+20) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 8 \quad 2 \end{array} \right)$	0,197	0,106	6,11	11,87
^{38}Sr	$(+38) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 8 \quad 2 \end{array} \right)$	0,215	0,127	5,69	11,03
^{56}Ba	$(+56) \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \right) \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 8 \quad 2 \end{array} \right)$	0,217	0,148	5,21	9,95
<p>На внешнем электронном слое: $\boxed{2e}$</p> <p>Степени окисления: $\textcircled{0}$ $\textcircled{+2}$</p> <p>Формы соединений: M MO – оксиды, $\text{M}(\text{OH})_2$ – гидроксиды, M_nA_m – соли</p>					

Задание 1. Рассчитайте число нейтронов и протонов в ядрах атомов элементов. Проследите по таблице 33 характер изменения: а) ионных и атомных радиусов; б) значений энергии ионизации. Сделайте выводы. Что означают квадратные скобки, в которые заключено массовое число элемента № 88?

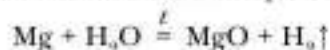
Задание 2. Рассмотрите таблицы 31 и 34. Сравните значения плотности и температуры плавления металлов IA- и IIA-групп. Наблюдаются ли в изменении физических свойств металлов IIA-группы те же закономерности, что характерны для IA-группы? Покажите взаимосвязь строение – свойства на примерах металлов IIA-группы.

Таблица 34. Некоторые особенности строения и физических свойств металлов, образованных элементами IIA-группы

Символ	Тип химической связи	Вид кристаллической решётки	Физические свойства			
			Цвет	Плотность, г/см ³	$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C
Be	Металлическая	Гексагональная	Серебристо-серый	1,85	1285	2970
Mg	То же	«	Серебристо-белый	1,74	651	1107
Ca	«	Гранецентрированная кубическая	То же	1,54	850	1480
Sr	«	То же	«	2,63	770	1380
Ba	«	Объёмноцентрированная кубическая	«	3,76	710	1640
Ra	«	То же	«	6,00	960	1536

Как видим, элементы IIA-группы образуют весьма различные по свойствам простые вещества. *Бериллий* амфотерен. Он растворяется в кислотах и щелочах.

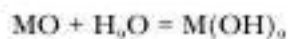
Магний хорошо вам знаком. Это весьма мягкий пластичный металл с поверхностью, покрытой оксидной плёнкой, которая препятствует растворению металла в воде. При нагревании магний взаимодействует с водой:



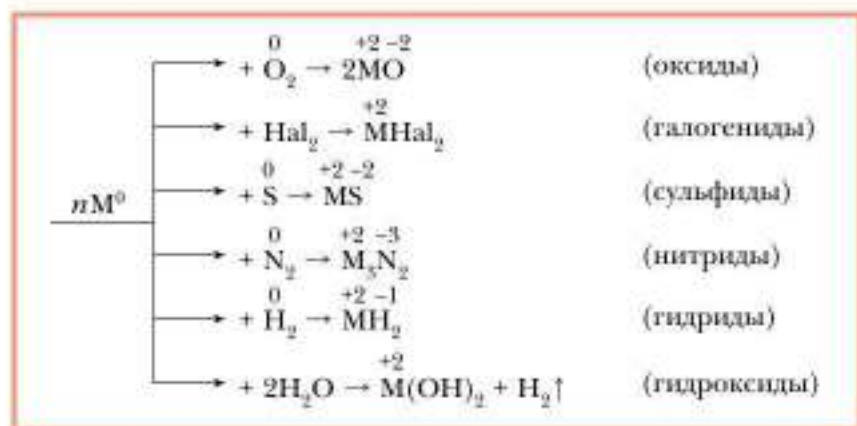
Горение магния на воздухе сопровождается ослепительной вспышкой и образованием значительного количества теплоты. Подсчитано, что свето-

вой и тепловой энергии, выделяющейся при сгорании всего 4 г магния, достаточно, чтобы разогреть до кипения 100 мл ледяной воды.

Кальций, стронций, барий очень схожи по свойствам. Их оксиды (земли) растворяются в воде с образованием щелочей, поэтому их и называют **щёлочземельными металлами**:



Щёлочземельные металлы легко окисляются, разлагают воду с выделением водорода, при нормальных условиях вступают в реакции с активными неметаллами, при нагревании – с неактивными:



Реакционная способность в ряду $Ca \rightarrow Sr \rightarrow Ba$ возрастает. Заметно усиливается активность реакций взаимодействия с кислородом, водой. Барий способен даже к самовоспламенению от удара. Ясно, что хранение этих металлов в небольших количествах (их хранят под слоем обезвоженного минерального масла или керосина) и их применение требуют особой осторожности.

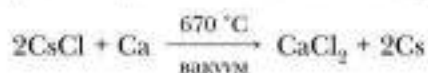
Применение. Все металлы IIА-группы (за исключением бария) находят широкое применение. Бериллий и магний используются в качестве добавок к сплавам.

Бериллий обладает поистине уникальным комплексом свойств. Необычность характеристики этого серебристо-серого металла состоит в соединении, казалось бы, несовместимого. Он весьма лёгкий ($\rho = 1,82 \text{ г/см}^3$) и очень твёрдый (режет стекло), прочный, но хрупкий, кроме того, теплостойкий, теплоёмкий, коррозионноустойчивый. Высокие жаропрочность и теплоёмкость позволяют использовать бериллий и его соединения при изготовлении теплозащитных конструкций для космических кораблей. Сплавы бериллия лёгкие, твёрдые, жаростойкие и коррозионноустойчивые. Знаменитые **бериллиевые**

бронзы (2,5% Be) можно прокатывать в ленты толщиной 0,1 мм, причём их прочность на разрыв выше, чем у стали, а по мере старения она возрастает.

Бериллий и его соединения используют в атомных реакторах, рентгено-технике, радиоэлектронике. К сожалению, для широкого применения этого ценнейшего металла существуют препятствия: он хрупок, ядовит и очень дорог. Тем не менее его всё же применяют для создания бытовых товаров. Из сплава бериллия, никеля и вольфрама в Швейцарии делают пружины для часов, некоторые шариковые ручки имеют втулки пишущих механизмов из сплава меди и бериллия. **Оксид бериллия** BeO — очень тугоплавкое ($t_{пл} = 2570\text{ }^{\circ}\text{C}$), химически устойчивое вещество, проявляющее амфотерные свойства.

Магний и кальций применяются в металлургии как восстановители для получения ценных металлов. Например:

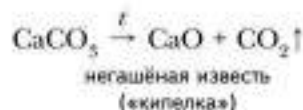


Стронций выполняет роль восстановителя в производстве урана. Способность щёлочноземельных металлов активно соединяться с кислородом и азотом служит основой для использования их в качестве *getterов* — веществ, служащих для создания вакуума в электроприборах (они химически связывают остатки газов, которые невозможно откачать насосом).

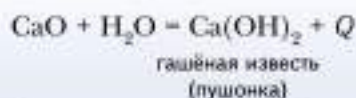
Важнейшие соединения элементов IIА-группы. Обладая высокой реакционной способностью, элементы IIА-группы образуют огромное количество соединений. Из их числа в качестве важнейших выберем *оксиды, основания и соли*. Некоторые данные об их физико-химических свойствах приведены в таблице 35.

Большая часть соединений, приведённых в таблице, находит широкое применение. Так, оксид магния (или жжёная магнезия) используется в производстве цемента и огнеупорного кирпича, в резиновой промышленности (наполнитель), а в медицине — как лечебное средство при повышенной кислотности и отравлениях кислотами.

Одно из наиболее известных с глубокой древности веществ — **известь**. Её умели вырабатывать ещё в странах Междуречья и Древнем Египте. Традиционно **негашёную** (это название дано ей во II в. н. э. врачом римской армии Диоскоридом) известь получали прокаливанием известняка:



Процесс взаимодействия оксида кальция с водой, сопровождающийся интенсивным выделением тепла, сильным разогреванием смеси, называется **гашением извести**:



В результате гашения образуется гидроксид — рыхлый порошок белого цвета (пушонка).

Таблица 35. Физико-химические свойства оксидов и гидроксидов элементов IIIA-группы

Соединения	Характер свойств	Растворимость в воде	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	Усиление		
				основных свойств	растворимости	термостойкости
Оксиды				↓	↓	↓
BeO	Амфотерный	Нерастворимы	2570			
MgO	Основные		2850			
CaO		Растворимы, (процесс экзотермический, протекает энергично)	2614			
SrO			2430			
BaO			1923			
Гидроксиды				↓	↓	↓
Be(OH) ₂	Амфотерный	Нерастворимы				
Mg(OH) ₂	Основной					
Ca(OH) ₂	Щёлочь	Малорастворим				
Sr(OH) ₂		Растворимы				
Ba(OH) ₂						

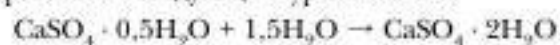
Гидроксид кальция в растворе способен связывать углекислый газ, превращаясь в нерастворимый карбонат кальция: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Этим объясняются вяжущие свойства гашёной извести, благодаря

которым она вот уже многие тысячелетия применяется в строительстве. Но не только в строительстве.

Соли всех металлов IIА-группы *придают пламени яркую окраску*. Поэтому издавна их применяют в пиротехнике для изготовления фейерверков. Соединения кальция окрашивают пламя в оранжево-красный цвет, стронция – в карминно-красный, бария – в жёлто-зелёный.

Сульфаты бария и магния применяют в медицине. Соли стронция используют для получения прочных, относительно дешёвых и очень красивых глазурей – блестящих покрытий художественных и бытовых керамических изделий.

Хорошо известна способность прокалённого гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ быстро затвердевать. Благодаря этому свойству он нашёл применение в медицине, археологии, искусстве. Химическая сущность процесса затвердевания выражается следующим уравнением:



Основные понятия

Щёлочноземельные металлы • Важнейшие соединения металлов IIА-группы (оксиды, основания, соли)

Вопросы и задания

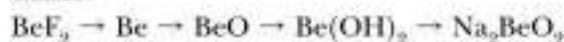
▲ 1. При выплавлении меди и бронзы нередко приходится иметь дело с нежелательными примесями (H_2 , N_2 и т. д.). Как вы думаете, зачем в расплав добавляют стронций?

■ 2. Расположите формулы оксидов в порядке усиления основных свойств.

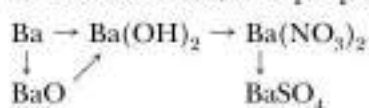
1) MgO 2) SrO 3) BaO 4) CaO

■ 3. Сравните по химическим свойствам оксиды и гидроксиды бериллия, магния и кальция.

■ 4. Составьте уравнения реакций, соответствующие следующей схеме:

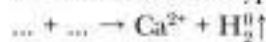


■ 5. Выполните цепь превращений:



● 6. Ещё до получения стронция в чистом виде его соли применялись в пиротехнике, особой популярностью пользовался нитрат. Почему? Ответ подтвердите уравнением реакции.

● 7. В левой части уравнения химической реакции

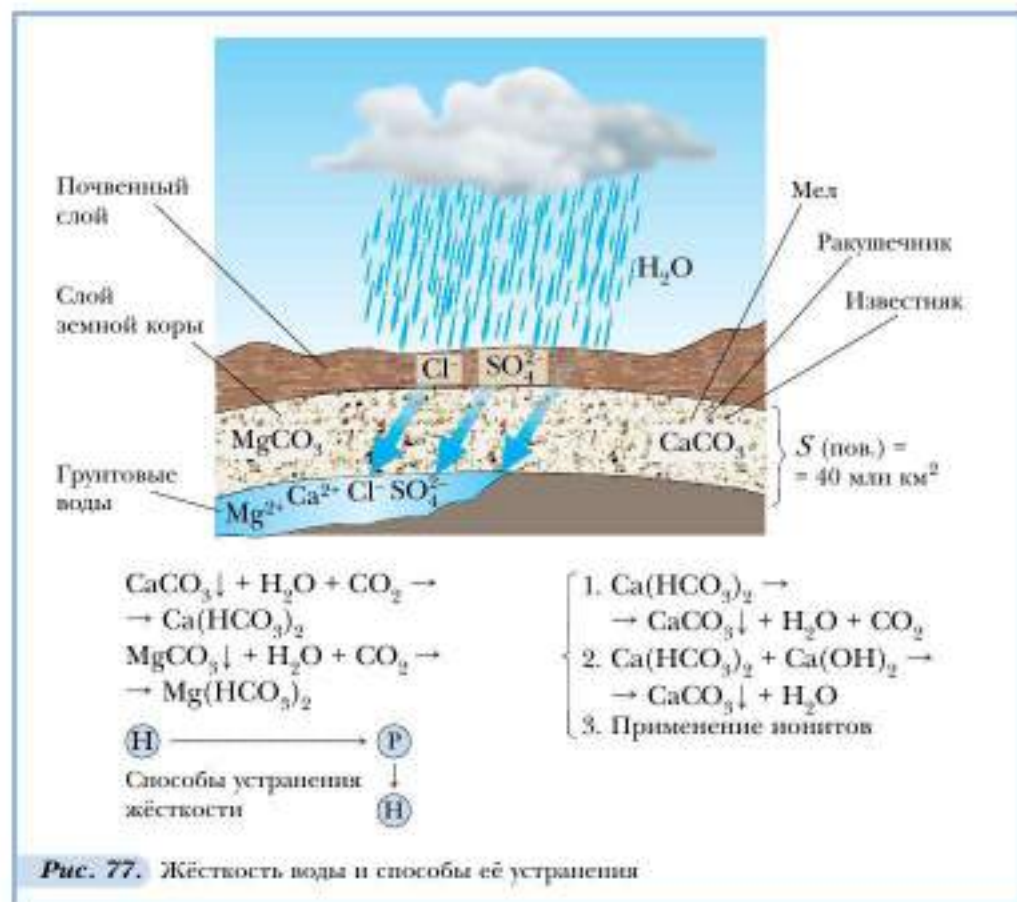


следует записать _____.



- ? Какие из элементов IIА-группы наиболее распространены в природе? В каких формах встречаются эти элементы в природе? Концентрация солей в водах различных морей различна. Почему?

Металлы IIА-группы *не встречаются в природе в свободном виде*. Причина этого в их высокой химической активности. Зато геологическая роль их соединений исключительно велика. Вам известны такие горные породы, как мел, известняки, мрамор, — все они в основном образованы карбонатом кальция. В целом наиболее распространёнными являются кальций и магний, а стронций и бериллий относятся к редким в природе элементам.



Соединения кальция и магния в большом количестве содержатся в живых организмах и природных водах как в морских, так и в пресных. В морской воде в среднем содержится 0,38% хлорида магния.

Особый интерес представляет понятие о так называемой *жёсткости* пресной воды.

Жёсткость воды обусловлена присутствием в ней солей кальция и магния. Как они попадают в воду? Рассмотрите рисунок 77.

Часть дождевых вод превращается в грунтовые воды. Они, в свою очередь, протекая в недрах Земли, соприкасаются с минералами кальция и магния, вымывая из них мелкие частички. В воде, насыщенной углекислотой (вспомните, каковы источники CO_2 , как происходит это насыщение), нерастворимые карбонаты кальция и магния (средние соли) растворяются, так как превращаются в кислые соли (см. уравнения 1 и 2 на рис. 77). В таком растворимом виде гидрокарбонаты металлов остаются в воде и обуславливают её *временную жёсткость*. При кипячении воды гидрокарбонаты разлагаются и выпадают в осадок (вспомните накипь на стенках чайника). Нарастание таких осадков на стенках паровых котлов, труб неминуемо ведёт к авариям. Это является серьёзной причиной необходимости устранения жёсткости воды.

Помимо временной, существует ещё так называемая *постоянная жёсткость*, обусловленная присутствием в природной воде растворимых хлоридов и сульфатов кальция и магния.

Основные понятия

Жёсткость воды: временная, постоянная

Вопросы и задания

1. Какие свойства известняков способствуют их растворению в воде?
2. Составьте формулы средних и кислых карбонатов, фосфатов и сульфатов кальция и магния. Что вы можете сказать об их распространении в природе и о применении?
3. В чём сущность химических реакций, производимых в целях устранения временной жёсткости воды? Напишите их уравнения и укажите условия протекания.

Роль металлов IIА-группы в живой природе (Дополнительный материал к § 43)

Описание биологических функций элементов главной подгруппы IIА-группы — трудная задача ввиду множественности этих функций. Поэтому

пока ограничимся лишь некоторыми особенно значимыми фактами, которые помогут вам оценить важность изучаемых металлов для живой природы, но, к сожалению, не создадут достаточно полной картины, отражающей их истинное значение для жизни на Земле.

Кальций и магний — важнейшие биогенные элементы. Они входят в состав любого живого организма, но роли выполняют, естественно, различные. Магний принимает самое активное участие в фотосинтезе, каждая молекула хлорофилла содержит атом магния. Его массовая доля в пигменте, окрашивающем растения в зелёный цвет, составляет 2%.

Магний содержится в крови человека, он необходим для нормальной сердечно-сосудистой деятельности. Медиками установлено, что недостаток этого элемента в организме повышает предрасположенность к инфарктам. При переутомлении у человека наблюдается заметное снижение содержания магния в крови. Значит, для поддержания работоспособности и здоровья важно поддерживать запасы магния в организме. Делать это легко: в картофеле, помидорах, капусте, персиках и абрикосах содержится значительное количество этого элемента.

Биологическая роль **кальция** известна: его фосфаты входят в состав костной ткани всех позвоночных организмов, придавая ей прочность и твёрдость. Суточная норма потребления кальция человеком 0,7 г. Многие беспозвоночные организмы (моллюски, иглокожие, членистоногие) используют соединения кальция для строительства наружных скелетов и панцирей.

Кальций и стронций схожи по многим свойствам. В частности, **стронций** (как аналог кальция) способен активно участвовать в обмене веществ живых организмов и откладываться в костной ткани, замещая кальций. Это имеет опасные последствия: в результате осуществляемых на Земле ядерных реакций (например, во время испытания ядерного оружия) образуется более 200 радиоактивных изотопов различных химических элементов. Большая их часть — короткоживущие. А вот изотоп стронция-90 имеет период полураспада 27,7 года. Атомы этого изотопа активно действуют на всё живое:



Рис. 78. Схема миграции стронция

в первую очередь они накапливаются в костной ткани. Результаты такого накопления очень страшны. Организм начинает подвергаться длительному радиоактивному воздействию, под влиянием которого развиваются раковые опухоли, разрушаются кроветворные органы. Стабильные изотопы стронция постоянно присутствуют в живых организмах, не принося им вреда (рис. 78). Некоторые из обитателей морей аккумулируют в себе атомы стронция. Известен вид радиолярий (планктонных морских организмов), скелет которых полностью строится из сульфата стронция. Минерал целестин, по всей видимости, представляет собой окаменевшие скопления таких радиолярий.

Бериллий и барий не имеют столь значительного распространения в живой природе. Их соединения ядовиты для человека.

§ 44

Алюминий

? Что вам известно о физических свойствах алюминия и его применении?

Алюминий — один из наиболее распространённых в природе элементов. На его долю приходится 8,13% массы земной коры. В основном он сосредоточен в минералах, называемых *алюмосиликатами*. К их числу относятся как обыкновенные глины и слюда, так и замечательные драгоценные камни, такие как гранат, берилл, топаз. Обратитесь к таблице 36, где дана характеристика алюминия.

Таблица 36. Характеристика алюминия как химического элемента и как простого вещества

Al — химический элемент	Al — простое вещество
<p>Положение в Периодической системе: ${}_{13}^{27}\text{Al}$, 3-й период, IIIA-группа</p> <p>Электронное строение атома:</p> <p>(+13)))) 2 8 3</p> <p>Свойства: 1) валентность: III 2) степени окисления: 0, +3 3) формы соединений амфотерны: $\left\{ \begin{array}{l} \text{Al}_2\text{O}_3 \\ \text{Al}(\text{OH})_3 \end{array} \right.$</p>	<p>Строение: 1) металлическая связь; 2) гранцентрированная кубическая кристаллическая решётка</p> <p>Свойства: блестящий металл серебристо-белого цвета, лёгкий, $\rho = 2700 \text{ кг/м}^3$, $t_{\text{пл}} = 600^\circ\text{C}$, высокопластичный, характеризуется высокой электро- и теплопроводностью</p>

Важнейшими минералами алюминия, имеющими промышленное значение, являются *бокситы* ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), *криолит* (Na_3AlF_6) и др.

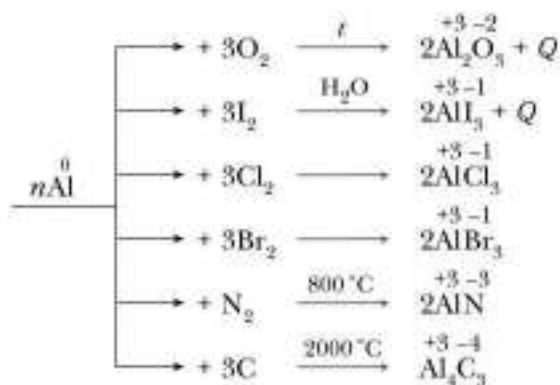


Рассмотрите образцы алюминиевой фольги и проволоки. Несколько раз согните и разогните проволоку. О каком свойстве алюминия позволяют судить эти действия? Поцарапайте поверхность оксидную плёнку на проволоке. Что вы наблюдаете?

На поверхности алюминия имеется тонкая и прочная, но отслаивающаяся при механическом воздействии (сгибании – разгибании) плёнка. Её толщина всего 0,00001 мм, но она надёжно защищает металл от атмосферных воздействий, обеспечивая высокую коррозионную устойчивость.

Химические свойства алюминия

1. Отношение к простым веществам:



2. Взаимодействие со сложными веществами:

а) с водой

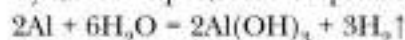


Полученный от лаборанта кусочек алюминиевой проволоки зачистите в целях удаления оксидной плёнки и поместите в стакан с водой.

Наблюдайте выделение водорода и образование студенистого осадка гидроксида алюминия. Когда наберётся достаточно много осадка, извлеките проволоку из воды, обсушите фильтровальной бумагой и положите на подставку. Через несколько минут рассмотрите образовавшийся на поверхности алюминия оксид.

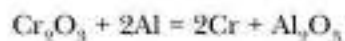
Зарисуйте алюминиевую проволоку до опыта и после него.

Сущность процессов выражается уравнениями:



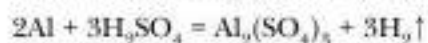
б) с оксидами металлов – *алюмотермия* (алюминотермия)

Вследствие высокого сродства алюминия к кислороду этот металл способен восстанавливать многие другие металлы (вольфрам, ванадий, хром) из их соединений:



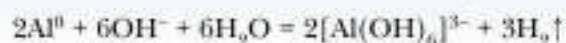
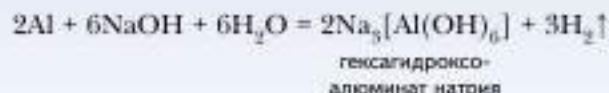
в) с кислотами и щелочами

Алюминий реагирует с соляной и разбавленной серной кислотами:



но не взаимодействует при нормальных условиях с очень разбавленными и концентрированными растворами азотной кислоты (пассивируется).

После удаления оксидной плёнки алюминий активно взаимодействует с щелочами, образуя комплексные соединения (гексагидроксоалюминаты). Сущность процесса взаимодействия алюминия с щёлочью можно выразить следующим уравнением реакции:



В виде порошкообразного вещества алюминий был впервые получен в 1827 г. немецким учёным Фридрихом Вёлером. Очень сложной оказалась задача получения его в виде слитка. Восемнадцать лет упорного труда позволили исследователю приготовить его в виде маленьких, размером с булавочную головку гранул. Новый металл оказался красивым, похожим на серебро, но значительно более лёгким. Эти ценные качества определили его стоимость: в конце XIX — начале XX в. алюминий ценился выше золота.

После того как были найдены технологии его получения в больших количествах, он быстро подешевел и приобрёл широкую популярность. Первенцем алюминиевой промышленности в нашей стране стал Волховский алюминиевый комбинат, давший первые слитки серебристого металла 14 мая 1932 г.

Основная масса алюминия используется для изготовления лёгких сплавов (рис. 79).

Высокая электропроводность алюминия (по этому качеству он уступает лишь серебру и меди) в сочетании с его лёгкостью позволяют широко применять его в электротехнике. Тончайший порошок алюминия используется в изготовлении горючих и взрывчатых смесей, для получения серебристой краски, устойчивой к атмосферным воздействиям. Фольга толщиной 0,005 мм широко употребляется в пищевой и фармацевтической промышленности для упаковки лекарств и продуктов питания.

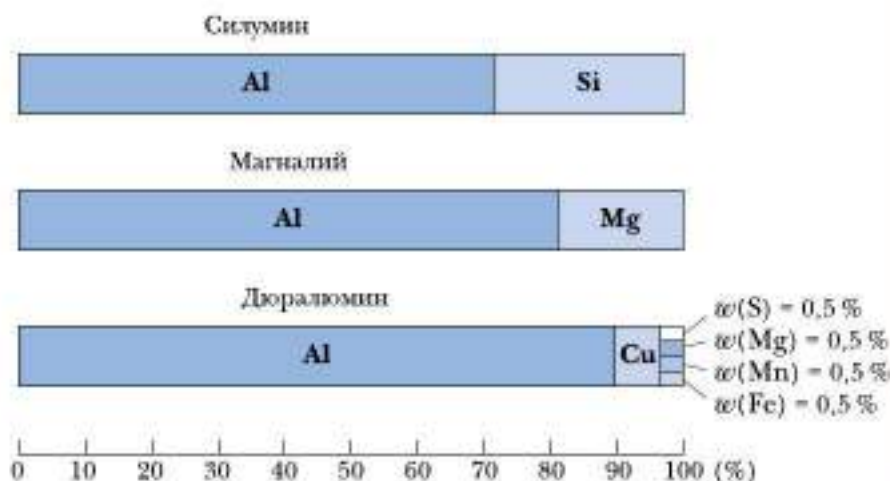


Рис. 79. Состав сплавов на основе алюминия

Оксид и гидроксид алюминия. В природе существует несколько различающихся по строению модификаций **оксида алюминия**. Наиболее устойчивая модификация, называемая **корундом**. Минерал корунд характеризуется значительной твёрдостью. Его мелкокристаллические непрозрачные разновидности серовато-чёрного цвета называют **наждаком** и применяют в качестве абразивного материала.

Корунд удивительно многолик. В коллекции минералогического музея Санкт-Петербургского горного института хранятся корунды более 40 оттенков: красных, синих, зелёных, оранжевых, жёлтых цветов.

Наиболее драгоценными корундами являются **рубины** и **сапфиры**. Их окраска, как и во всех прочих случаях, обусловлена различными примесями.

Так, Cr^{3+} придаёт камню красный цвет (рубин), а Ti^{4+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} придают синий цвет (сапфир).

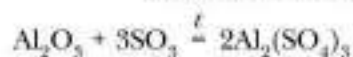
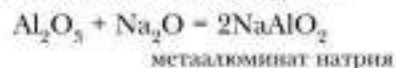
Эти разновидности благородного корунда наряду с алмазом и изумрудом занимают высшее место в классификации драгоценных камней и применяются для изготовления ювелирных изделий.

Оксид алюминия является основной составной частью глинистых минералов: **глин**, **нефелина**, **бокситов** (табл. 37).

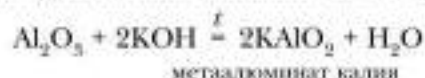
Таблица 37. Основные минералы алюминия

Минерал	Состав
Глины (в основном)	$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$
Нефелин	$\left\{ \begin{array}{l} K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \\ Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \end{array} \right.$
Бокситы (содержат от 30 до 60% Al_2O_3)	Al_2O_3

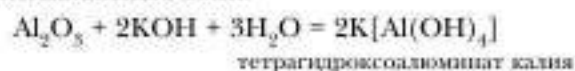
Оксид алюминия нерастворим в воде, амфотерен. Он реагирует с основными и кислотными оксидами:



Оксид алюминия сплавляется с *твёрдыми гидроксидами* калия и натрия:



Амфотерные оксиды при взаимодействии с *растворами щелочей* образуют комплексные соли:



Оксид алюминия взаимодействует с *растворами кислот*:



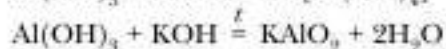
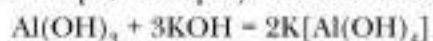
Оксид сплавляется с твёрдыми KOH и NaOH.

Гидроксид алюминия – полимерное соединение, имеющее слоистое строение.



Получите гидроксид алюминия, добавляя к раствору хлорида алюминия по каплям раствор гидроксида аммония (слабое основание), и разделите его на две порции. К первой прилейте раствор соляной кислоты, ко второй – раствор едкого натра. Что наблюдаете? О каком свойстве гидроксида алюминия это свидетельствует? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Гидроксид алюминия реагирует со щелочами. Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексная соль, при плавлении – средняя:





Назовите области применения чистого железа.

Как происходит заполнение электронами электронных слоёв у атомов элементов побочных подгрупп?

Строение атома железа. Железо — элемент VIII группы побочной подгруппы (VIIIВ-группа) 4-го периода Периодической системы Д. И. Менделеева. Строение электронной оболочки атомов железа отличается от строения электронных оболочек атомов элементов главных подгрупп. В атоме железа четыре энергетических уровня. На последнем электронном слое у них содержится два электрона и заполняется предпоследний электронный слой:



Железо, как и все металлы, является восстановителем, отдавая в химических реакциях не только два электрона с последнего электронного слоя и приобретая степень окисления +2, но и ещё один электрон с предпоследнего электронного слоя. Таким образом, для атомов железа характерны степени окисления +2 и +3, однако в соединениях возможны +4, +6.

Железо — простое вещество

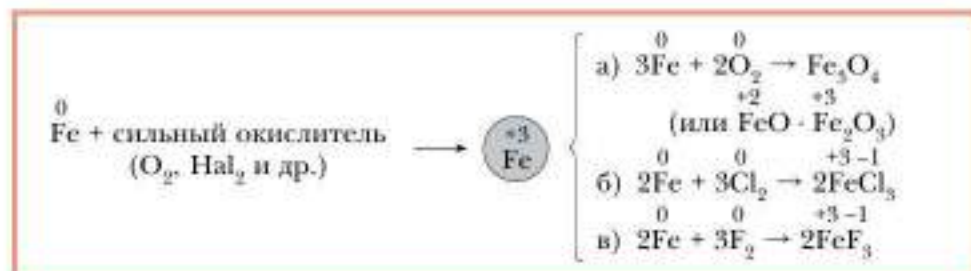
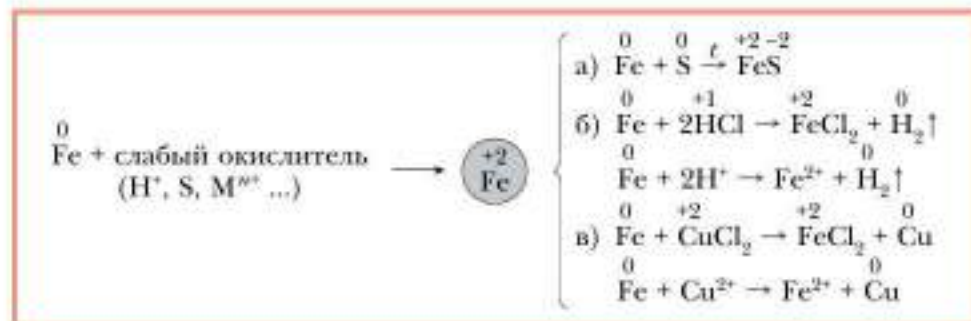
В истории развития человечества принято выделять три эпохи: каменный, бронзовый и железный века. Термин «железный век» введён в науку в середине XIX в. датским учёным-археологом К. Ю. Томсенom. Для этого периода определены следующие временные границы: от IX—VIII вв. до н. э. и по сегодняшний день. Железо на Земле встречается повсеместно, на его долю приходится 4,5% атомов земной коры. Оно есть почти во всех глинах, песках, горных рудах. В некоторых местах оно образует мощные скопления руд. Организм взрослого человека содержит около 3 г железа. Но всё это — в связанном виде. Чистое железо на Земле имеет преимущественно метеоритное происхождение (на поверхность нашей планеты ежегодно падает до 3000 т метеоритного вещества). Ценные качества железа побудили человека ещё во 2-м тысячелетии до н. э. направить огромные усилия на нахождение способов его получения (восстановления) из руд.

Важнейшие **железные руды**: *магнитный железняк* (магнетит) Fe_3O_4 ($\text{Fe}_2\text{O}_3\text{FeO}$); *красный железняк* (гематит) Fe_2O_3 ; *бурый железняк* (лимонит) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; *пирит* FeS_2 .

Физические свойства. Железо — блестящий серебристо-белый, легко намагничивающийся и размагничивающийся металл. Оно обладает рядом ценных качеств: пластичностью, способностью легко коваться как в холодном, так и в нагретом состоянии, поддаётся волочению, прокатке и штамповке. Температура его плавления 1539 °С, температура кипения 3200 °С.

Способность железа растворять углерод и другие вещества служит основой для получения многочисленных железных сплавов.

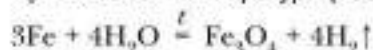
Химические свойства. Железо легко вступает во взаимодействие со многими веществами.



Как видно из приведённых примеров, степень окисления железа в продуктах реакций *зависит от силы окислителя*, с которым оно вступает во взаимодействие.

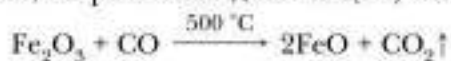
Железо не реагирует с холодными концентрированными серной и азотной кислотами. Оно пассивируется вследствие образования на поверхности металла защитных оксидных плёнок. Поэтому безводную серную кислоту можно хранить и перевозить в стальной таре. Разбавленная азотная кислота взаимодействует с железом с образованием солей железа (III), восстанавливаясь до $\overset{-3}{\text{NH}_3}$ или $\overset{+1}{\text{N}_2\text{O}}$ и $\overset{0}{\text{N}_2}$.

При высокой температуре (700—900 °С) железо реагирует с парами воды:



Важнейшие соединения железа

Оксиды железа. *Оксид железа (II)* – порошок чёрного цвета. Его получают, нагревая оксид железа (III) в атмосфере угарного газа:



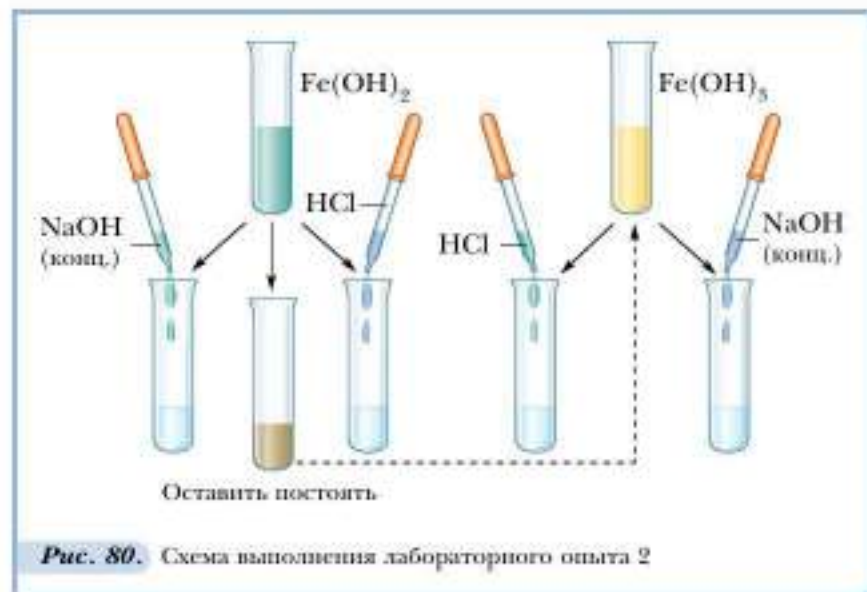
Оксид железа (III) – порошок коричневого цвета, самое устойчивое кислородсодержащее соединение железа. Он применяется в качестве прочной и устойчивой к свету краски, называемой *железным суриком*. Сурик как универсальный краситель используется для окрашивания вагонов, локомотивов, цемента и др. Издавна на его основе приготавливают художественные краски.

Оксид железа Fe_3O_4 ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$) получается при сгорании железа в атмосфере (избытке) кислорода.

Гидроксиды железа

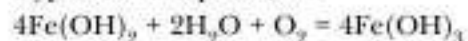


1. Получите гидроксиды железа (II) и (III) из растворов соответствующих солей. Для этого к растворам солей Fe^{2+} , Fe^{3+} прилейте раствор щёлочи. Сравните полученные осадки по внешнему виду.
2. Исследуйте свойства полученных соединений в соответствии со схемой, представленной на рисунке 80. Перед началом работы определите цель каждого опыта.

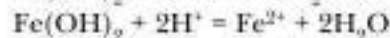
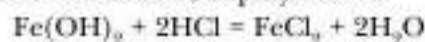


По всей видимости, за то время, которое вы затратили на выполнение опытов, цвет гидроксида железа (II) изменился: сначала он

приобрёл зеленоватый оттенок, затем зелёная окраска усилилась и постепенно перешла в бурую. Это объясняется тем, что *гидроксид железа (II)* на воздухе быстро окисляется в соответствии с уравнением реакции:

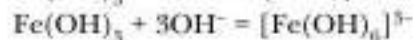
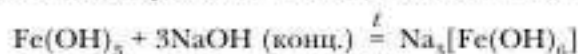


Гидроксид железа (II) легко вступает во взаимодействие с минеральными кислотами, образуя соли:

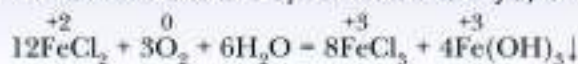


Гидроксид железа (II) не взаимодействует с растворами щелочей. Он представляет собой нерастворимое основание.

Красно-бурый *гидроксид железа (III)* — ещё более слабое основание. Он взаимодействует с кислотами и с концентрированными растворами щелочей, проявляя слабые амфотерные свойства и образуя комплексные соединения (гидроксокомплексы), аналогичные гидроксокомплексам алюминия:

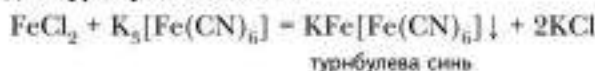


Соли железа. При взаимодействии железа с растворами кислот образуются **соли железа (II)**. Как и $\text{Fe}(\text{OH})_2$, они неустойчивы и легко окисляются. При стоянии на воздухе их растворы изменяют окраску из-за частичного окисления железа сначала с серой на зеленоватую, а затем на бурую:



Здесь Fe^{2+} — восстановитель.

Реактивом на ионы Fe^{2+} служит гексацианоферрат (III) калия, или **красная кровяная соль** $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При их взаимодействии выпадает тёмно-синий осадок **турнбулевой сини**:

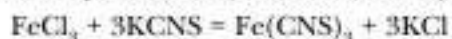


Среди **солей железа (III)** выделим несколько наиболее широко употребляемых. Хлорид железа (III) FeCl_3 — очень гигроскопичное тёмно-коричневое кристаллическое вещество, расплывающееся на воздухе, легко превращается в буро-оранжевые кристаллогидраты, содержащие различное количество воды. Он применяется при очистке воды, для протравливания тканей при их окрашивании. Протравливание осуществляют в целях более прочного закрепления краски на поверхности ткани.

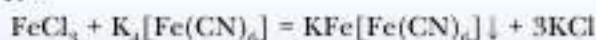
Сульфат железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — очень гигроскопичные, расплывающиеся на воздухе кристаллы, как и FeCl_3 , применяется при очистке воды, а также для травления металлов.

Для соединений Fe^{3+} характерны окислительно-восстановительные реакции, в которых они выступают в роли окислителей.

Для обнаружения ионов Fe^{3+} используют несколько реактивов. Одним из наиболее чувствительных, позволяющих обнаружить даже следы, является **роданид калия** или **аммония** (KCNS или NH_4CNS), дающий с ионом Fe^{3+} кроваво-красный тиоцианат железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$:



Применяют для этого также **жёлтую кровяную соль** — гексацианоферрат(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, при этом образуется синий осадок берлинской лазури:



берлинская лазурь

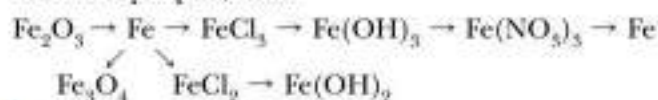
В настоящее время установлено, что состав турнбулевой сини и берлинской лазури практически одинаков. Эти вещества долгое время успешно применяли в качестве красителей.

Основные понятия

Оксиды железа • Гидроксиды железа • Соли железа • Железные руды • Свойства железа • Красная кровяная соль • Турнбулева синь • Жёлтая кровяная соль

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте распространение железа в природе.
2. Дайте сравнительную характеристику свойств оксидов железа.
3. Составьте уравнения реакций в соответствии со следующей схемой превращений:



4. Расположите формулы оксидов в порядке усиления их основных свойств.
 - 1) FeO
 - 2) CaO
 - 3) Fe_2O_3
 - 4) Na_2O
5. Оксид железа(III) реагирует с
 - 1) водой
 - 2) азотной кислотой
 - 3) хлоридом натрия
 - 4) алюминием
6. Амфотерные свойства не проявляет
 - 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 - 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
7. Железный купорос, применяющийся в производстве чернил и красок, при окрашивании тканей, получают растворением об-

резков стали в растворе серной кислоты. Составьте соответствующее уравнение реакции.

- 8. Подготовьте сообщение об истории открытия, свойствах и применении турбулевой сини и берлинской лазури.
- 9. Составьте сравнительную таблицу «Железо – химический элемент и простое вещество». Обсудите её с товарищем.



Практическая работа 7

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения»

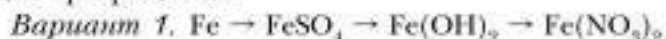
Цель работы: изучение свойств металлов и их соединений.

Ход работы

Работа выполняется по вариантам.

Задача 1

Используя необходимые реактивы и оборудование, выполните следующие превращения.



Задача 2

Приготовьте основание и исследуйте его свойства.

Вариант 1. Гидроксид никеля (II).

Вариант 2. Гидроксид железа (III).

Задача 3

Предложите наиболее рациональный путь определения солей, растворы которых находятся в пронумерованных пробирках, составьте план исследования и выполните необходимые действия.

Вариант 1. а) KCl ; б) K_2CO_3 ; в) CuCl_2 ; г) FeCl_2 .

Вариант 2. а) Na_3PO_4 ; б) FeCl_3 ; в) ZnSO_4 ; г) NaBr .

Оформите отчёт о проделанной работе. Уравнения химических реакций запишите в полной и сокращённой ионной форме. Укажите признаки реакций и условия их проведения.

Глава 11. Углеводороды

Мы уже говорили, что углерод — один из важнейших элементов в природе. Живой мир на планете Земля — это мир углерода. Атомы углерода обладают уникальной способностью образовывать многочисленные разнообразные соединения, которые назвали органическими. Сегодня их более десяти миллионов. Из органических веществ состоит весь животный и растительный мир Земли. Они необходимы как в виде продуктов питания, так и в виде предметов обихода. В состав органических веществ всегда входят атомы углерода. Кроме них, в состав органических веществ могут входить водород, кислород, азот, галогены, сера, фосфор.

Почему углерод образует так много соединений? От чего зависит их разнообразие? Почему соединения углерода рассматриваются в специальном курсе органической химии? На эти вопросы вы получите ответы, изучив эту главу.

В курсе химии 9 класса мы познакомимся лишь с самыми известными представителями органических соединений.

Среди многообразия органических соединений простейшими являются углеводороды — соединения, состоящие из атомов двух элементов: углерода и водорода. Они как бы являются родоначальниками всех других классов органических соединений.

Здесь рассмотрены также кислородсодержащие органические соединения (спирты, карбоновые кислоты), а также приведены общие сведения о биологически важных органических соединениях (жирах, углеводах и белках).

§46

Возникновение и развитие органической химии — химии соединений углерода



Какие органические вещества вам известны из курсов биологии и химии?
Какое значение эти вещества имеют для жизнедеятельности организмов растений, животных и человека?

В древние времена человек уже пользовался многими органическими веществами: перерабатывал шкуры животных в кожу путём дубления, получал из жиров мыло, добывал из растений красящие, душистые и лекарственные вещества, выделял сахар из сахарного тростника, получал уксус брожением сахаристых веществ.

Термин «органические вещества» впервые ввёл шведский учёный Й. Берцелюс в 1807 г. **Органические вещества** – это вещества, содержащие углерод.

Соединения углерода стали предметом самостоятельной науки – **органической химии**. В это время исследователи занимались изучением состава природных соединений и их свойств. С накоплением сведений об органических веществах стало ясно, что недостаточно устанавливать состав и свойства соединений, необходимо выявить зависимость свойств веществ от их состава и строения. Теоретические воззрения, существовавшие в то время, не позволяли решить эту задачу.

Учёные того времени не могли объяснить многие явления в органической химии, например: какова валентность углерода в таких соединениях, как этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} и т. д.; почему вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, отличаются по свойствам (например, глюкоза и фруктоза имеют одинаковую молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$, но обладают разными свойствами)? Была путаница в написании формул. В зависимости от проявленных химических свойств одно и то же вещество изображалось разными формулами. Учёные не могли также объяснить, почему именно углерод образует так много соединений.

Требовалась теория, которая могла бы дать ответы на все возникшие вопросы. Такой теорией стала **теория химического строения органических соединений**, созданная русским учёным Александром Михайловичем Бутлеровым (1861).



Александр
Михайлович
Бутлеров
(1828–1886)

? Какова валентность атома углерода в органических соединениях?
От чего зависят свойства вещества?

Теория химического строения органических соединений являлась крупнейшим событием в развитии органической химии. Она заложила научные основы органической химии и объяснила её важнейшие закономерности. В ней обобщены и использованы исследования многих учёных – современников А. М. Бутлерова.

Развитие современной органической химии невозможно без использования достижений этой теории. Она является теоретическим фундаментом органической химии.

Рассмотрим **основные положения** этой теории на конкретных примерах.

Углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен.



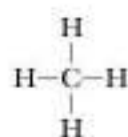
Чёрточками условно обозначена валентность атома углерода (четыре единицы валентности).

Атомы углерода способны соединяться друг с другом в цепи.

Выясним, в какой последовательности соединены атомы в молекулах следующих органических веществ – углеводов:



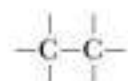
метан



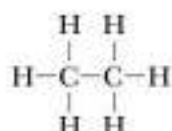
каждый атом водорода соединён с одним атомом углерода



этан



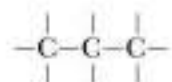
атомы углерода соединяются друг с другом, затратив по одной единице валентности



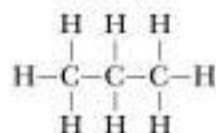
остальные шесть единиц валентности атомов углерода удерживают шесть атомов водорода



пропан



атомы углерода соединены в цепочку, образуя **углеродный скелет**



остальные восемь единиц валентности атомов углерода удерживают восемь атомов водорода

Атомы в молекулах соединяются друг с другом в определённой последовательности согласно их валентности.

В приведённых выше формулах изображён порядок соединения атомов в молекулах, т. е. показана только последовательность соединения атомов, а не расположение атомов в пространстве. Они называются *формулами строения* или *структурными формулами*. Такими формулами неудобно пользоваться при записи уравнений химических реакций, поэтому часто используют сокращённый вариант структурных формул.

Молекулярная формула	Структурная формула	
	полная	сокращённая
C_4H_{10} бутан	$ \begin{array}{cccc} H & H & H & H \\ & & & \\ H-C & -C & -C & -C-H \\ & & & \\ H & H & H & H \end{array} $	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

Чем различаются по составу эти углеводороды? Нетрудно сделать вывод, что каждая следующая формула отличается от предыдущей на группу атомов CH_2 .

Эта группа атомов получила название *гомологическая разность*.

! Вещества, сходные по строению и химическим свойствам, но отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп атомов CH_2 , называются *гомологами*.

Образуемый гомологами ряд соединений, каждый последующий представитель которого отличается от предыдущего на гомологическую разность (CH_2 -группу), называют *гомологическим рядом*. Приведём ряд *предельных* углеводородов (табл. 38).

Состав молекул всех гомологов этого ряда может быть выражен общей формулой C_nH_{2n+2} , где n – число атомов углерода.

Гомологические ряды могут быть построены для всех классов органических соединений.

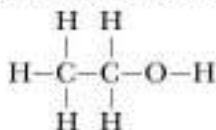
Явление гомологии имеет важное значение. Достаточно изучить свойства одного представителя гомологического ряда, чтобы сделать выводы о свойствах других гомологов. Гомология является причиной многообразия органических соединений.

! Свойства органических веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, т. е. от химического строения.

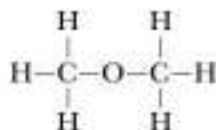
Таблица 38. Гомологический ряд предельных углеводов (алканов)

Название углеводорода	Формула		Агрегатное состояние	$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$
	молекулярная	структурная (полная или сокращённая)		
Метан	CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Газ	-162,0
Этан	C_2H_6	CH_3-CH_3	Газ	-89,0
Пропан	C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Газ	-42,0
Бутан	C_4H_{10}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Газ	-0,5
Пентан	C_5H_{12}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Жидкость	36,0
Гексан	C_6H_{14}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Жидкость	69,0

Например, состав этилового (винного) спирта и диметилового эфира выражается одной молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Запишем структурные формулы этих веществ:



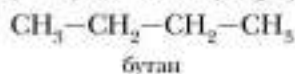
этиловый спирт
(жидкость, $t_{\text{кип}} = +78,3 ^\circ\text{C}$)



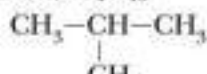
диметиловый эфир
(газ, сжижается при $-23,6 ^\circ\text{C}$)

Вещества, имеющие одинаковый состав и одинаковую молекулярную массу, но различное химическое строение, а потому обладающие разными свойствами, называются *изомерами*, а само явление — *изомерией*.

В каждом классе органических соединений мы будем встречаться с этим явлением. Например, предельные углеводороды бутан и изобутан имеют одну и ту же молекулярную формулу C_4H_{10} :



бутан



изобутан

А. М. Бутлеров сначала теоретически предсказал существование двух изомеров: бутана и изобутана, а затем экспериментально получил эти вещества, обладающие разными свойствами.

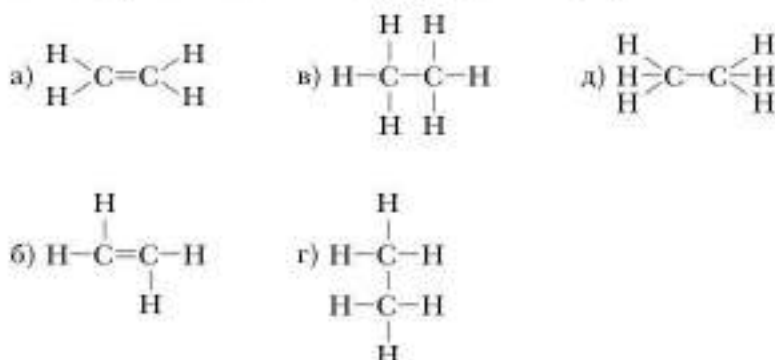
Изомерия является одной из причин, обуславливающих многочисленность органических соединений, которых известно более десяти миллионов.

Основные понятия

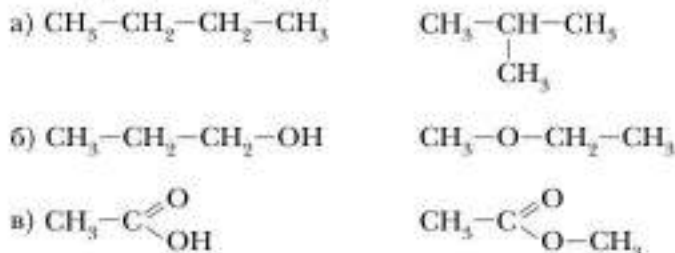
Органические вещества • Органическая химия • Гомологи • Гомологическая разность • Гомологический ряд • Структурные формулы • Углеродный скелет • Изомер • Изомерия • Основные положения теории химического строения

Вопросы и задания

1. Составьте структурные формулы (полные и сокращённые) следующих веществ: а) пентан C_5H_{12} ; б) гексан C_6H_{14} .
2. На основе изученных положений теории химического строения органических соединений решите, какие формулы правильно отображают состав и структуру этана C_2H_6 :

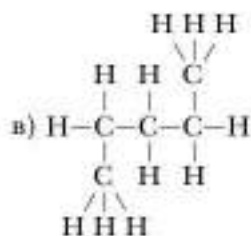
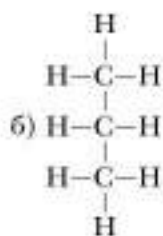
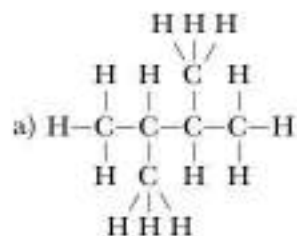


3. Даны формулы веществ: C_2H_4 , C_3H_8 , C_2H_2 , C_5H_{10} , C_4H_{10} , C_3H_8 . Какие из них являются гомологами? Ответ объясните.
4. Являются ли изомерами вещества, изображённые следующими структурными формулами?

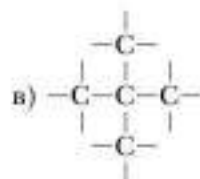
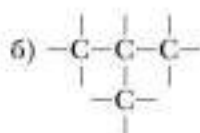
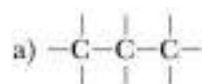


5. Определите относительную молекулярную массу пропана и пентана. В каком углеводороде массовая доля (%) углерода больше?

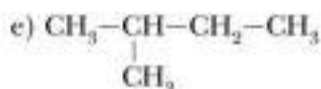
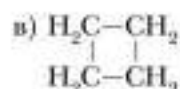
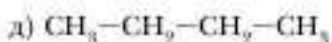
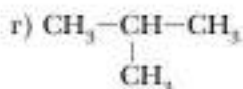
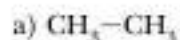
6. Запишите в сокращённом виде следующие структурные формулы:



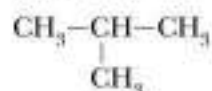
7. Напишите молекулярные формулы углеводородов со следующим углеродным скелетом:



8. Укажите гомологи среди веществ, формулы которых приведены ниже:



9. Напишите формулы двух ближайших гомологов вещества, имеющего строение:



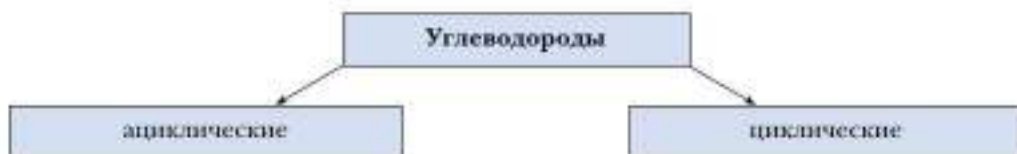
? Для чего в науке используется классификация? Какие классы растений и животных вам известны?

Перечислите основные классы неорганических соединений. Приведите примеры представителей каждого класса.

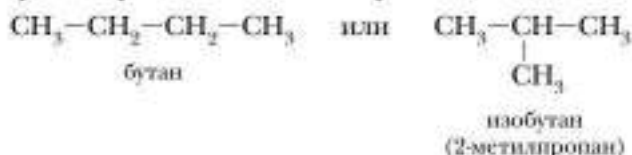
Химия насчитывает более десяти миллионов органических соединений. Чтобы не потеряться в этом многообразии, необходимо систематизировать вещества по классам. Мы рассмотрим классификацию самого обширного класса органических соединений – **классификацию углеводов**.

Углеводороды – это вещества, которые состоят только из атомов углерода и водорода.

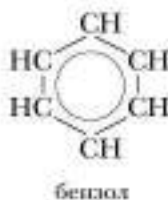
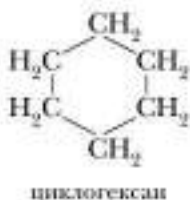
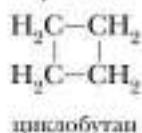
В основу современной классификации органических соединений положены важнейшие признаки – *строение углеродного скелета* молекулы и *наличие функциональных групп*, которые влияют на свойства веществ. Рассмотрим классификацию углеводов с позиции строения углеродного скелета.



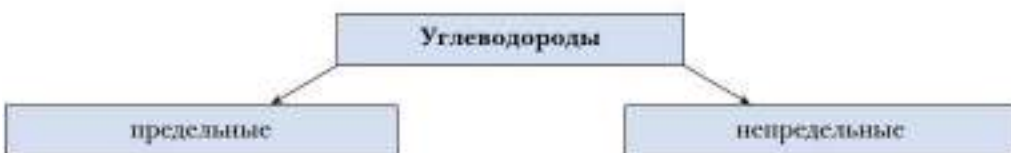
Ациклические углеводороды – соединения, в которых цепь атомов углерода неразветвлённая или разветвлённая.



Циклические углеводороды – соединения, в которых углеродная цепь замкнута.



Ациклические углеводороды можно классифицировать по кратности связи.



Предельные (насыщенные) углеводороды. Это соединения, которые содержат максимально возможное при данном углеродном скелете число атомов водорода, т. е. как бы насыщены водородом. Предельные углеводороды содержат *одинарные ковалентные связи*.

Простейшим представителем предельных углеводородов является ме-

тан CH_4 . Его структурная формула $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$. Экспериментально доказано,

что в молекуле метана все четыре ковалентные связи $\text{C}-\text{H}$ равноценны. В пространстве молекула метана имеет тетраэдрическое строение (рис. 81). Валентный угол равен $109^\circ 28'$.

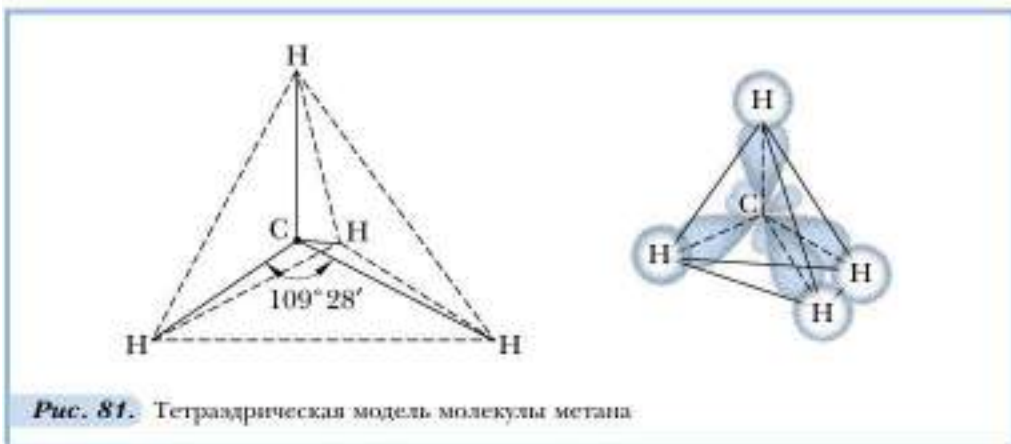
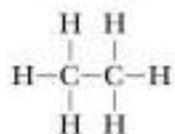


Рис. 81. Тетраэдрическая модель молекулы метана

Рассмотрим строение следующего углеводорода – этана C_2H_6 :



В молекуле этана семь ковалентных связей: шесть из них связи $\text{C}-\text{H}$ и одна $\text{C}-\text{C}$.

Валентные углы между связями близки к тетраэдрическому ($109^{\circ}28'$). Поэтому углеродный остов молекулы предельного углеводорода имеет не линейное, а *зигзагообразное строение*. Зигзагообразная цепь атомов углерода может принимать различные пространственные формы, так как атомы в их молекулах могут свободно вращаться вокруг простых связей (рис. 82). Такие модели углеводородов называются *шаростержневыми*.

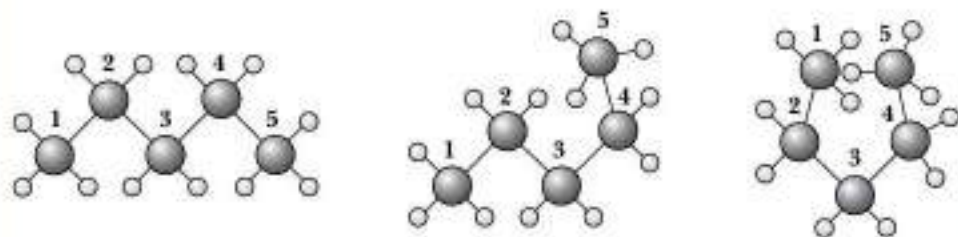


Рис. 82. Модели некоторых пространственных форм молекулы пентана



С помощью пластилина и спичек, по возможности соблюдая направление связей и валентные углы, соберите шаростержневые модели молекул пропана и бутана. Убедитесь на опыте, что алканы имеют зигзагообразное строение.

Шаростержневые модели углеводородов являются упрощёнными и не дают представления об относительных размерах атомных частиц и межъядерных расстояниях, в отличие от *масштабных моделей*, в которых атомные частицы изображают в виде сплюснутых шаров в соответствии с межъядерными расстояниями (рис. 83).

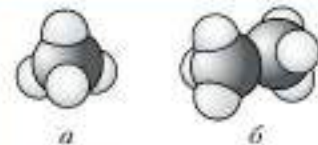


Рис. 83. Масштабные модели молекул метана (а) и этана (б)

Непредельные углеводороды. В отличие от предельных (насыщенных) углеводородов, существуют углеводороды, в молекулах которых между атомами углерода имеются кратные (двойные и тройные) ковалентные связи. Это *непредельные (ненасыщенные)* углеводороды – *алкены* и *алкины*. Простейшие их представители – это этилен C_2H_4 и ацетилен C_2H_2 .

Существует несколько классификаций органических соединений. Более сложные мы будем рассматривать в старших классах.

С классификацией углеводородов тесно связана их *номенклатура* (система названий).

Органических соединений очень много, и чтобы знать, о каком веществе идёт речь, необходимо указать его индивидуальное название, учитывающее его состав и строение. Для этого необходимо ввести понятие «радикал».

Если от молекулы предельного углеводорода удалить один атом водорода, то получим частицу, которая называется **радикалом**. Названия радикалов образуются от названия предельных углеводородов (алканов) путём замены суффикса **-ан** на **-ил**. Например: радикал метана – метил, этана – этил и т. д. (табл. 39).

Таблица 39. Предельные углеводороды и их одновалентные радикалы

Предельные углеводороды		Одновалентные радикалы	
Название	Молекулярная формула	Название	Молекулярная формула
Метан	CH_4	Метил	CH_3-
Этан	C_2H_6	Этил	C_2H_5-
Пропан	C_3H_8	Пропил	C_3H_7-
Бутан	C_4H_{10}	Бутил	C_4H_9-
Пентан	C_5H_{12}	Пентил (амил)	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$

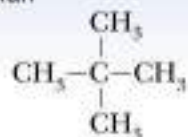
Называя углеводороды, мы будем пользоваться **систематической**, или **международной, номенклатурой**, предложенной Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC). Углеводород рассматривают как продукт замещения атомов водорода в молекуле с неразветвлённой цепью на различные радикалы.

Алгоритм составления названия

Действие	Примеры
1. Выбрать самую длинную углеродную цепь. Пронумеровать атомы углерода, начиная с того конца, к которому ближе разветвление цепи (радикалы)	$ \begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{CH}_3 & & \end{array} $

Действие	Примеры	
<p>2. В названии цифрой указать номер атома углерода, с которым связан заместитель (радикал), начиная с простейшего радикала. Если у одного атома углерода находится два одинаковых заместителя, то номер повторяется дважды, через запятую</p>	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 - & \text{CH} - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{CH}_3 & & \\ & & & 2 \dots \end{array}$	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{CH}_3 - & \text{C} - & \text{CH}_2 \\ & & \\ & \text{CH}_3 & \\ & & 2,2 \dots \end{array}$
<p>3. После цифры в названии поставить дефис и указать заместителя (радикал). Число одинаковых радикалов указывают приставкой <i>ди-</i>, <i>три-</i>, <i>тетра-</i> перед названием радикала</p>	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 - & \text{CH} - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{CH}_3 & & \\ & & & 2\text{-метил} \dots \end{array}$	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{CH}_3 - & \text{C} - & \text{CH}_2 \\ & & \\ & \text{CH}_3 & \\ & & 2,2\text{-диметил} \dots \end{array}$
<p>4. Название углеводорода указать по числу атомов углерода в самой длинной цепи</p>	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 - & \text{CH} - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{CH}_3 & & \\ & & & 2\text{-метилбутан} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{CH}_3 - & \text{C} - & \text{CH}_2 \\ & & \\ & \text{CH}_3 & \\ & & 2,2\text{-диметилпропан} \end{array}$

Кроме международной номенклатуры, иногда пользуются **рациональной номенклатурой**, в которой соединения определённого класса рассматриваются как производные наиболее простого его представителя. Так, тетраметилметан



рассматривают как производное метана, в молекуле которого все четыре атома водорода замещены на метильные группы.

В химической литературе часто употребляются и исторически сложившиеся, или **тривиальные**, названия. Они отражают происхождение вещества или способ их получения, например муравьиная, уксусная кислоты, глюкоза и т. д.

Основные понятия

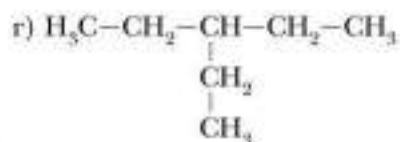
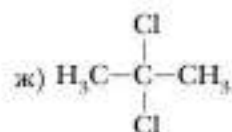
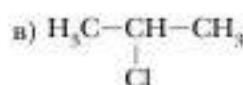
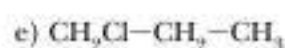
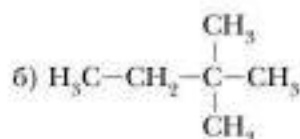
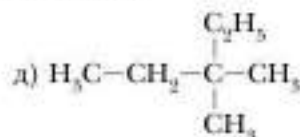
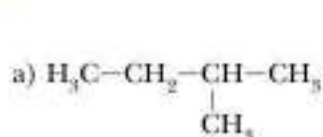
Углеводороды • Классификация углеводородов • Ациклические, циклические углеводороды • Предельные, непредельные углеводороды • Радикалы • Систематическая, или международная, номенклатура

Вопросы и задания

▲ 1. Какие частицы называются радикалами? Как они образуются?

Приведите примеры.

■ 2. Дайте названия следующим углеводородам:



● 3. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:

а) 2,3-диметилпентан; б) 2-метил-4-этилгексан; в) 2-хлорбутан;

г) 1,1,2,2-тетрахлорпропан; д) 1,2-дихлорпропан.

? Рассмотрите таблицу 40 и сделайте вывод: как влияет относительная молекулярная масса углеводородов на их физические свойства.

Таблица 40. Предельные углеводороды и их одновалентные радикалы

Молекулярная формула	Название	Физическое состояние	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	Плотность, D_4^{20}
CH_4	Метан	Газ	-161,5	-
C_2H_6	Этан	«	-88,3	-
C_3H_8	Пропан	«	-42,1	-
C_4H_{10}	Бутан	«	-0,5	-
C_5H_{12}	Пентан	Жидкость	36,2	0,6261
C_6H_{14}	Гексан	«	69,0	0,6603
C_7H_{16}	Гептан	«	98,5	0,6838
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	«	174,0	0,7301

Предельные углеводороды по международной, или систематической, номенклатуре называются *алканами*. Они – малоактивные вещества, которые являются слабополярными соединениями, так как образующие их атомы углерода и водорода имеют близкие значения электроотрицательности. По этой причине алканы не растворяются в воде и с водой не взаимодействуют, зато сами являются хорошими растворителями. Бензин, керосин (представляющие собой смеси алканов) широко используются в качестве растворителей.

Все реакции алканов идут с разрывом связей C–H и C–C. Для разрыва этих связей требуются дополнительные условия, например нагревание.

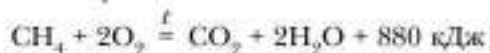
Свойства предельных углеводородов рассмотрим на примере самого простейшего представителя – метана CH_4 .

Метан составляет основную долю природного газа (до 97%). Он содержится в газах, выделяющихся при добыче нефти. В природе метан образуется в результате разложения растительных и животных остатков. На болоте можно наблюдать, как на поверхность выходят пузырьки метана. Поэтому его ещё называют *болотным газом*.

Физические свойства. Метан – газ без цвета и запаха, почти в два раза легче воздуха, малорастворим в воде.

Химические свойства

1. Взаимодействие с кислородом. При обычной температуре метан не вступает в реакцию с кислородом. Обязательным условием проведения химической реакции является поджигание метана:

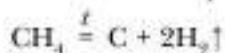


Метан – горючее вещество, используемое в качестве топлива, так как при его сгорании выделяется большое количество теплоты. В реакции образуются углекислый газ и водяные пары. Продукты этой реакции можно обнаружить известными вам способами. Какими?

Смесь метана с кислородом или воздухом взрывоопасна, особенно в объёмном соотношении 1 : 2. Такая смесь может образовываться в каменноугольных шахтах, в котельных, в жилых помещениях.

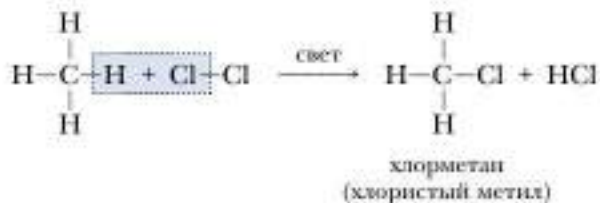
Гомологи метана также являются горючими веществами, и их смеси с кислородом или воздухом взрывоопасны. Например, бензин, керосин (смеси алканов) легко воспламеняются. Если оставить сосуд с бензином открытым, то при обычных условиях углеводороды легко испаряются, и в воздухе накапливается достаточно паров углеводородов, чтобы произошёл пожар, сопровождающийся взрывом, стоит только зажечь спичку. Поэтому не следует оставлять открытыми сосуды с бензином, керосином.

2. При высокой температуре (выше 1000 °С) без доступа воздуха метан разлагается с образованием сажи и водорода:

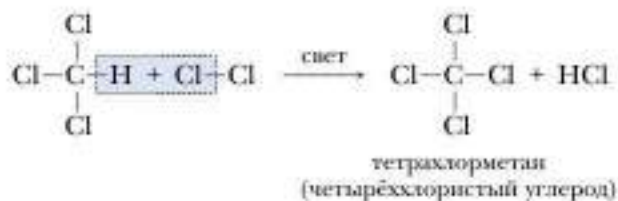
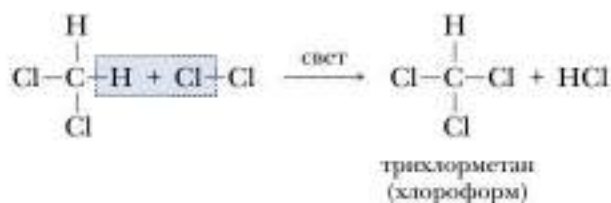
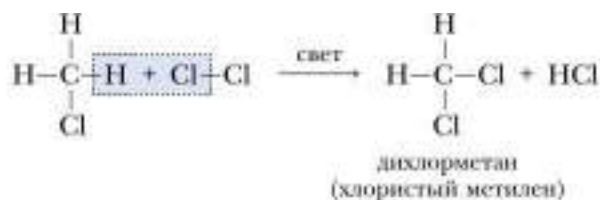


Водород, который получают термическим разложением предельных углеводородов, используется в синтезе аммиака.

3. На свету метан реагирует с галогенами – хлором или бромом. Атомы водорода в молекуле метана постепенно замещаются на атомы галогена. Эта реакция относится к *реакции замещения* (для алканов – *реакция замещения атомов водорода*). Она характерна для всех предельных углеводородов¹:



¹ В органической химии в уравнениях химических реакций вместо знака равенства ставится стрелка →, чтобы не спутать его с двойной связью.



Приведённые реакции замещения сопровождаются разрывом связей C–H. Здесь показана схема этой реакции: последовательное замещение атомов водорода атомами хлора; механизм реакции более сложный, и вы будете его изучать в старших классах.

Аналогично галогены взаимодействуют с другими углеводородами, образуя *галогенопроизводные*. Рассматриваемая реакция замещения называется *реакцией галогенирования* (*фторирования, хлорирования, бромирования*).

Все приведённые хлорпроизводные метана находят широкое применение. Хлористый метил (хлорметан) является хорошим растворителем. Дихлорметан, трихлорметан используются в медицине. Четырёххлористый углерод, тяжёлая жидкость ($t_{\text{кип}} = +76,5 \text{ } ^\circ\text{C}$), используется в качестве растворителя, а также при тушении пожаров.

Основные понятия

Алканы • Общая характеристика алканов • Реакция замещения

Вопросы и задания

1. Составьте молекулярные формулы алканов, в молекулах которых содержится: а) 7 атомов углерода; б) 9 атомов углерода; в) 22 атома водорода. Образуйте от них радикалы.

- 2. Для алканов характерны реакции
 - 1) присоединения
 - 2) замещения
 - 3) полимеризации
 - 4) обмена
- 3. Метан реагирует с
 - 1) NaOH
 - 2) H₂SO₄
 - 3) бромной водой
 - 4) Cl₂
- 4. Вставьте в уравнения химических реакций, схемы которых приведены ниже, недостающие формулы веществ.
 - 1) ... + 2O₂ → CO₂ + 2H₂O
 - 2) C₂H₆ + ... → C₂H₅Cl + ...
- 5. Какие вещества можно получить из метана? Где они применяются?
- 6. Выведите общую формулу радикалов. Чем отличаются радикалы от химических соединений?
- 7. Какой объём (м³) воздуха потребуется, чтобы сжечь 1 м³ природного газа (н. у.), имеющего следующий состав: 90% метана, 5% этана, 3% пропана, 2% азота?



§49

Непредельные углеводороды этиленового ряда (алкены)

- ❓ Вспомните, что такое гомологический ряд, чем отличаются гомологи от изомеров.
 Налишите молекулярные формулы двух-трёх гомологов этана.

По международной номенклатуре непредельные углеводороды этиленового ряда называются *алкенами*. Простейшим представителем алкенов является этилен C₂H₄. Как и метан, этилен начинает гомологический ряд алкенов (табл. 41).

Таблица 41. Гомологический ряд алкенов

Ален	Молекулярная формула	Структурная формула	t _{пл} , °C	t _{кип} , °C
Этилен (этен)	C ₂ H ₄	H ₂ C=CH ₂	-169,1	-103,7
Пропилен (пропен)	C ₃ H ₆	H ₂ C=CH-CH ₃	-185,2	-47,7
Бутилен (бутен)	C ₄ H ₈	H ₂ C=CH-CH ₂ -CH ₃	-185,3	-6,2
Амилен (пентен) ...	C ₅ H ₁₀	H ₂ C=CH-(CH ₂) ₂ -CH ₃	-165,2	+30,1

Алкены имеют одну двойную связь и отличаются по составу от соответствующих предельных углеводородов на два атома водорода. Нетрудно вывести **общую формулу алкенов**: C_nH_{2n} .

По *международной номенклатуре* названия этиленовых углеводородов (алкенов) отличаются от названий соответствующих предельных углеводородов суффиксом **-ен**.



Правило составления индивидуального названия углеводорода остаётся прежним: сначала выбирают длинную углеродную цепь с двойной связью и нумеруют атомы углерода, начиная с того конца, к которому ближе двойная связь. Положение двойной связи обозначают в конце названия углеводорода номером того атома углерода, от которого она начинается.

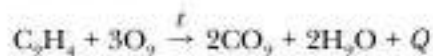


Рассмотрим свойства простейшего алкена – **этилена**.

Физические свойства этилена. Это газ без цвета, с очень слабым сладковатым запахом, немного легче воздуха, малорастворим в воде.

Химические свойства алкенов

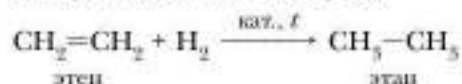
1. Алкены, как и алканы, *горят*, при этом выделяется большое количество теплоты:



Этилен горит светящимся пламенем. Почему?

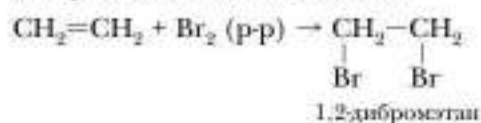
Алкены – химически активные вещества. Они легко вступают в **реакции присоединения**.

2. Присоединение водорода:



Эта реакция называется **реакцией гидрирования** или **гидрогенизации**.

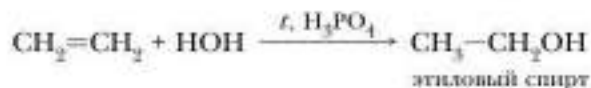
3. Присоединение галогенов:



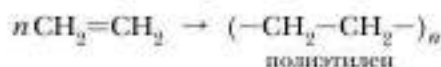
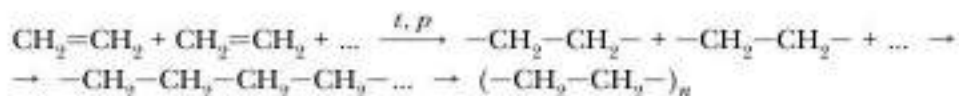
Реакция присоединения брома является **качественной реакцией на алкены** и на другие непредельные углеводороды: происходит обесцвечивание красно-бурой окраски бромной воды.

Второй реактив на непредельные углеводороды – раствор перманганата калия KMnO_4 . Его малиновая окраска обесцвечивается от действия этилена.

4. Присоединение воды – **реакция гидратации**. В качестве катализатора берётся фосфорная кислота на твёрдом носителе:



5. **Реакция полимеризации** – процесс соединения одинаковых молекул в более крупные молекулы:



Продукт этой реакции – **полимер** (от греч. *polys* – «многочисленный»), n – **степень полимеризации**, а исходное вещество – **мономер** (от греч. *monos* – «один», «единственный»). Полимеры – вещества, имеющие большую относительную молекулярную массу. Рассмотрите, как влияет степень полимеризации на физические свойства полимеров (табл. 42).

Таблица 42. Зависимость свойств полиэтилена от степени полимеризации и его применение

Степень полимеризации, n	Агрегатное состояние	Применение
20	Жидкий	Смазочная жидкость
1500–2000	Твёрдый, но гибкий пластический материал	Плёнки, посуда, эластичные трубы
5000–6000	Твёрдый, жёсткий	Литые изделия, жёсткие трубы, прочные нити

Молекулы полимеров называются макромолекулами (от греч. *makros* – «большой», «длинный»). Они построены из одинаковых, много раз повторяющихся групп атомов – элементарных звеньев. Реакция полимеризации имеет большое практическое значение. Одним из важнейших соединений является полиэтилен. В полиэтилене **элементарное звено** ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$). Полиэтилен – прозрачное вещество, жирное на ощупь, плохо проводит тепло и электрический ток. Полиэтилен не взаимодействует ни с кислотами, ни с щелочами. На него не действуют окислители. В связи с химической

стойкостью полиэтилен нашёл широкое применение в промышленности, сельском хозяйстве и в быту. Из него изготавливают трубы большого диаметра, пластиковые бутылки, канистры, плёнку, упаковочный материал.

Вывод

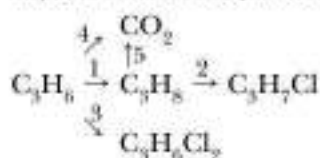
Для алканов наиболее характерна реакция замещения, для алкенов – реакция присоединения.

Основные понятия

Алкены • Общая формула алкенов • Номенклатура алкенов • Реакции присоединения (гидрирования, гидратации, полимеризации) • Качественные реакции на алкены • Полимер • Мономер • Степень полимеризации • Элементарное звено

Вопросы и задания

1. Напишите формулы алканов и алкенов, образованных четырьмя атомами углерода. В каком из них наибольшая массовая доля углерода?
2. Составьте молекулярные формулы алкенов, в молекулах которых содержится: а) 8 атомов углерода; б) 9 атомов углерода; в) 12 атомов водорода.
3. Какие из перечисленных ниже соединений являются изомерами, а какие – гомологами? Дайте им названия.
 - а) $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_3$
 - б) $\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
 - в) $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_2\text{—CH}_3$
 - г) $\text{CH}_2\text{=CH}_2$
4. Как можно очистить метан от примесей этилена? Запишите уравнение химической реакции.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Газ тетрафторэтилен $\text{F}_2\text{C=CF}_2$ вступает в реакцию полимеризации и образует полимер – тефлон, очень стойкий к действию концентрированных кислот и сильных окислителей. Запишите уравнение реакции получения тефлона.



Природные источники углеводородов. Нефть. Нефтепродукты

(Дополнительный материал к главе 11)

Природными источниками углеводородов — ценнейшего сырья для современного органического синтеза — являются природный и попутный нефтяные газы, нефть, каменный уголь. Более 90% углеводородов, добываемых из природных источников, сжигается в топках тепловых электростанций, двигателях внутреннего сгорания. Это большое расточительство. Ещё в прошлом веке Д. И. Менделеев говорил: «Нефть — не топливо. Топить можно и ассигнациями». Природные углеводороды — ценное сырьё для химической промышленности. Подробно мы рассмотрим один из важнейших источников углеводородов — нефть.

Физические свойства и состав нефти. Нефть — маслянистая жидкость от светло-бурого до почти чёрного цвета с характерным запахом. Она немного легче воды ($\rho = 0,73-0,97 \text{ г/см}^3$) и практически в ней не растворяется.

Нефть — это сложная смесь различных углеводородов, в основном жидких (в них растворены твёрдые и газообразные углеводороды). Поэтому нефть не имеет постоянной температуры кипения. Состав нефти и соотношение углеводородов в нефти различны и зависят от месторождения. Например, бакинская нефть богата циклоалканами, грозненская — предельными углеводородами. Кроме углеводородов, нефть содержит органические соединения, в составе которых находятся кислород, сера, азот.

Нефтепродукты и их применение. Сырая нефть обычно не применяется. Она широко используется как источник химического сырья. Из неё получают вещества, необходимые для производства пластмасс, синтетического волокна, синтетического каучука, спиртов, кислот, синтетических моющих средств, взрывчатых веществ, ядохимикатов и т. п. Для получения ценных продуктов на нефтеперерабатывающих заводах нефть подвергают переработке. Сначала производят первичную переработку нефти, **перегонку**. Она основана на физическом свойстве углеводородов нефти — разной температуре кипения. Нефть разделяют на отдельные фракции.

При перегонке нефти получают светлые нефтепродукты (табл. 43).

После отгонки из нефти светлых нефтепродуктов остаётся вязкая чёрная жидкость — **мазут**. Мазут также является ценным нефтепродуктом (он представляет собой смесь углеводородов с большим числом атомов углерода). Мазут применяют и в качестве жидкого топлива в котельных установках. Его также подвергают дополнительной переработке: перегоняют при пониженном давлении (чтобы предупредить разложение углеводородов) и выделяют смазочные масла: веретённое, машинное, цилиндрическое и др. Из мазута некоторых сортов нефти получают вазелин и парафин. Мазут подвергают также химической переработке и получают дополнительное количество бензина.

Таблица 43. Продукты перегонки нефти

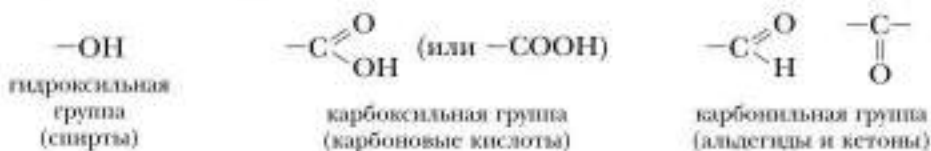
Фракция нефти	Состав	$t_{кип}$, °C	Применение
Бензин	C_5-C_{11}	40–200	Авиационное и автомобильное топливо, хороший растворитель
Лигроин	C_8-C_{14}	150–250	Горючее для тракторов, растворитель в лакокрасочной промышленности, сырьё для получения бензина
Керосин	$C_{12}-C_{18}$	180–300	Горючее для тракторов, реактивных самолётов, ракет
Газойль (солерное масло)	Тяжёлые углеводороды	Выше 300	Дизельное топливо

После отгонки мазута остаётся нелетучая тёмная масса — гудрон, который применяется в производстве асфальта.

При перегонке нефти получают от 5 до 20% бензина. Это количество не может удовлетворить всё возрастающий спрос на него. Выход бензина можно увеличить, подвергнув химической переработке тяжёлые углеводороды, например мазут или газойлевые фракции. При высокой температуре происходит расщепление углеводородов с длинной цепью на углеводороды с меньшей относительной молекулярной массой. Этот процесс получил название **крекинг**-процесс (от англ. *cracking* — «расщепление»). Наряду с предельными углеводородами при этом образуются непредельные. Крекинг-процесс был разработан русским инженером В. Г. Шуховым в 1891 г. При крекинге выход бензина может достигать 65—70%.

Глава 12. Кислородсодержащие органические соединения

До настоящего времени мы изучали простейшие органические соединения — углеводороды. В молекулах углеводородов атомы водорода могут замещаться на атомы других элементов или на группы атомов. Эти группы атомов придают соединению определённые свойства и называются *функциональными группами*. Существуют органические соединения со следующими функциональными группами:



Их называют *кислородсодержащими* органическими соединениями.

Мы рассмотрим органические соединения с гидроксильной и карбоксильной группами, в которые входят спирты и карбоновые кислоты.

§ 50

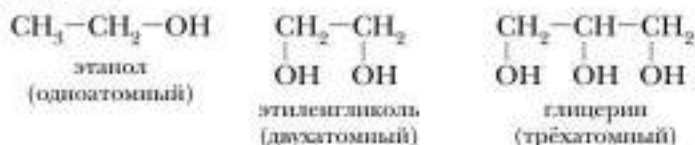
Спирты



Какое влияние оказывают предельные одноатомные спирты на человеческий организм? От чего зависят общие свойства спиртов?

Спирты — это *производные углеводородов*, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу. Гидроксильная группа —OH является *функциональной группой спиртов*, которая определяет их свойства.

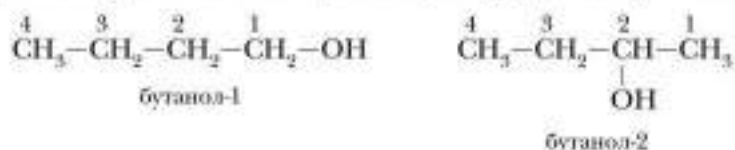
Спирты по количеству OH -групп подразделяются на одноатомные и многоатомные:



Предельные одноатомные спирты

Рассмотрим предельные одноатомные спирты, *общая формула* которых $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$, или R—OH , где R — предельный радикал ($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$).

По международной номенклатуре названия спиртов производят от названий соответствующих углеводородов, прибавляя суффикс -ол, в случае необходимости указывают номер атома углерода, с которым связана группа -ОН.



По рациональной номенклатуре – от названий соответствующих радикалов – метиловый спирт CH_3OH и др. (табл. 44).

Таблица 44. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов

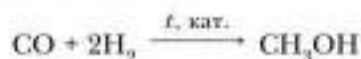
Предельный углеводород		Предельный одноатомный спирт	
Формула	Название	Формула	Название по рациональной и международной номенклатуре
CH_4	Метан	CH_3-OH	Метиловый спирт, метанол
C_2H_6	Этан	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$	Этиловый спирт, этанол
$\text{C}_3\text{H}_8 \dots$	Пропан	$\text{C}_3\text{H}_7-\text{OH}$	Пропиловый спирт, пропанол

Широкое распространение получили первые представители гомологического ряда спиртов – *метиловый (метанол)* и *этиловый (этанол)* спирты.

Физические свойства, получение и применение. *Метанол* CH_3OH – бесцветная жидкость со своеобразным запахом, хорошо растворяется в воде, кипит при температуре $67,7^\circ\text{C}$. *Этанол* – бесцветная жидкость со своеобразным запахом, легче воды (плотность $0,78 \text{ г/см}^3$), смешивается с водой (в любых соотношениях), кипит при температуре $+78^\circ\text{C}$.

! Спирты токсичны. Метанол – это яд! Употребление даже небольшого количества этого вещества приводит к потере зрения и к смерти. Этанол быстро всасывается в кровь и возбуждающе действует на организм человека. Неумеренное употребление этанола может привести к смертельному исходу.

Метанол CH_3OH широко используется в органическом синтезе. Его получают из синтез-газа:

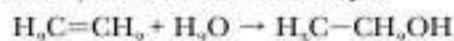


Наиболее широкое применение находит *этанол* $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Его используют как растворитель и как сырьё в органическом синтезе, в фармацев-

тической промышленности и медицине, а также как горючее. Этанол образуется при спиртовом брожении глюкозы в присутствии дрожжей:

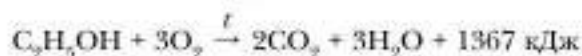


Так получают пищевой спирт. Для технических целей этиловый спирт получают реакцией гидратации этилена при нагревании и повышенном давлении с участием катализатора:



Химические свойства. Рассмотрим химические свойства спиртов на примере этанола.

1. Спирт, как и многие органические вещества, *горит* с образованием углекислого газа и воды:



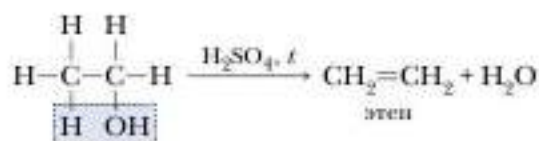
Этиловый спирт горит бледно-голубым пламенем, выделяя большое количество теплоты.

2. Химические свойства спиртов определяются свойствами функциональной группы $-OH$:

а) если нагреть этиловый спирт со смесью концентрированной серной кислоты и бромиды калия или натрия, то через некоторое время мы увидим образование бромэтана – тяжелой жидкости с запахом горького миндаля:

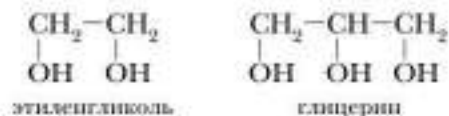


б) при сильном нагревании спирта с концентрированной серной кислотой происходит отщепление молекулы воды от одной молекулы спирта и образуется непредельный углеводород (таким способом получают этилен в лаборатории):



Многоатомные спирты


Многоатомные спирты – это спирты, содержащие в молекуле несколько гидроксильных групп. Их простейшими представителями являются *этиленгликоль* и *глицерин*:



Этиленгликоль — бесцветная сиропообразная жидкость, сладкая на вкус, хорошо растворимая в воде. Ядовит. Водные растворы этиленгликоля используют в качестве *антифризов* — жидкостей, замерзающих при низкой температуре. Например, раствор, содержащий 60% этиленгликоля, замерзает при $-49\text{ }^{\circ}\text{C}$. Антифриз добавляют для охлаждения двигателей внутреннего сгорания в зимний период.

Глицерин — вязкая, бесцветная, сладкая на вкус жидкость. Хорошо растворим в воде, нетоксичен. Широко используется в косметической, медицинской и фармацевтической промышленности (кремы, шампуни, мази), в кожевенном производстве (для предохранения кож от высыхания), в текстильной промышленности (для придания тканям мягкости и эластичности).

Многоатомные спирты вступают во все реакции, характерные для одноатомных спиртов. Присутствие нескольких гидроксильных групп в составе многоатомных спиртов придаёт им *слабые кислотные свойства*. В отличие от одноатомных спиртов, они взаимодействуют с гидроксидами металлов. При взаимодействии многоатомного спирта с гидроксидом меди (II) в щелочной среде образуется тёмно-синий раствор (гликолят меди и глицерат меди). Эта реакция является *качественной реакцией на многоатомные спирты*.

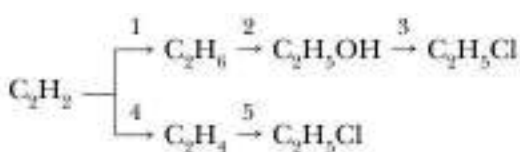
 К 2 мл раствора щёлочи добавьте несколько капель раствора сульфата меди (II). К образовавшемуся осадку прилейте глицерин и смесь взболтайте. Что наблюдаете? Отметьте признаки химической реакции.

Основные понятия

Функциональная группа спиртов • Метанол • Этанол • Многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин) • Качественная реакция на многоатомные спирты

Вопросы и задания

1. Чем опасен для организма человека этиловый спирт?
2. Вещества, формулы которых $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ и $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$, являются
 - 1) гомологами
 - 2) полимерами
 - 3) изомерами
 - 4) радикалами
3. Дополните фразу: «Этанол является ... метанола».
 - 1) изомером
 - 2) гомологом
 - 3) аллотропным видоизменением
 - 4) и гомологом, и изомером
4. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать метанол: водород, вода, бром, бромоводород, кислород, серная кислота? Напишите уравнения реакций.
5. Напишите уравнения химических реакций, соответствующих схеме, и укажите условия их протекания:



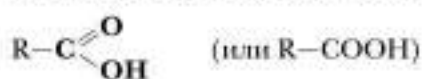
6. Как химическим способом отличить этиленгликоль от метанола или этанола?

§ 51

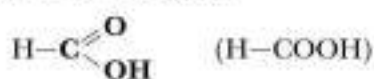
Предельные одноосновные карбоновые кислоты

? Вспомните, какие вещества называются кислотами. Чем обусловлены общие свойства кислот?

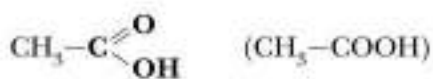
Предельные одноосновные карбоновые кислоты — органические вещества, молекулы которых содержат одну **карбоксильную группу** ($-\text{COOH}$), соединённую с предельным углеводородным радикалом. У муравьиной кислоты вместо углеводородного радикала атом водорода.



общая формула



муравьиная кислота



уксусная кислота



пропионовая кислота

Нахождение в природе и получение. Многие карбоновые кислоты в свободном виде встречаются в растительных и животных организмах. Например, муравьиная кислота содержится в выделениях муравьёв, в крапиве, хвое ели. При скисании виноградного вина, фруктовых соков образуется уксусная кислота. Масляная кислота образуется в прогорклом сливочном масле.

Карбоновые кислоты получают окислением спиртов:

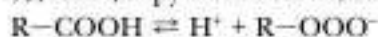


Физические свойства. Первые представители гомологического ряда предельных одноосновных карбоновых кислот (нижние кислоты) являются хорошо растворимыми жидкостями (муравьиная, уксусная, пропионовая), с характерным резким запахом (табл. 45). Карбоновые кислоты (высшие) — стеариновая, пальмитиновая — твёрдые вещества, нерастворимые в воде.

Таблица 45. Гомологический ряд предельных одноосновных карбоновых кислот

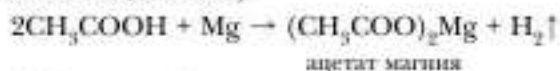
Названия кислот		Структурная формула	$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	$t_{кип}, ^\circ\text{C}$
рациональные	по международной номенклатуре			
Муравьиная	Метановая	$\text{H}-\text{COOH}$	+8,6	100,8
Уксусная	Этановая	CH_3-COOH	+16,7	118,5
Пропионовая	Пропановая	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$	-22,0	141,1
Масляная	Бутановая	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$	-47,0	163,5
Пальмитиновая	—	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COOH}$	+63,0	271,5
Стеариновая	—	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}-\text{COOH}$	+70,0	285,0

Химические свойства. Свойства карбоновых кислот обусловлены наличием ионов водорода H^+ . В водной среде они, подобно минеральным кислотам, диссоциируют на ионы, хотя они являются слабыми электролитами:

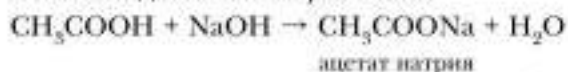


Карбоновые кислоты вступают во все реакции, характерные для неорганических кислот.

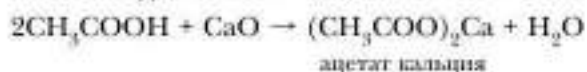
1. Взаимодействие с *активными металлами* (соли уксусной кислоты называют ацетатами):



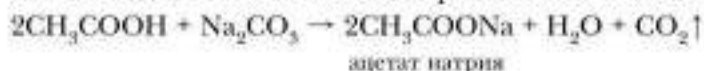
2. Взаимодействие с *щелочами*:



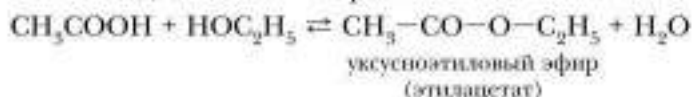
3. Взаимодействие с *основными оксидами*:



4. Взаимодействие с *солями*, образованными слабыми кислотами:



5. Взаимодействие со *спиртами*:



Реакция между кислотой и спиртом с образованием **сложного эфира** называется **реакцией этерификации**. Название произошло от латинского слова *aether* – «эфир».

Реакция этерификации обратима. Обратная реакция – взаимодействие эфира с водой – называется **гидролизом**.

Сложные эфиры содержатся в растениях, придают аромат цветам, плодам, ягодам. В промышленности сложные эфиры получают химическим путём в виде фруктовых эссенций. Их используют в производстве фруктовой воды, духов и одеколонов, а также в качестве растворителей.

Самая распространённая из карбоновых кислот – **уксусная**. Её физические свойства вам хорошо знакомы. В каждом доме имеется столовый уксус. Это 9%-й раствор уксусной кислоты. Концентрированная уксусная кислота (80–90%) называется уксусной эссенцией. Безводная уксусная кислота при охлаждении превращается в бесцветные прозрачные кристаллы. Это ледяная уксусная кислота. **Помните, что уксусная кислота вызывает серьёзные ожоги, поэтому будьте аккуратны при её использовании!** Уксусная кислота широко используется при консервировании и мариновании овощей и фруктов, а также применяется для производства ацетатного волокна, душистых веществ и в качестве растворителя.

Основные понятия

Функциональная группа органических кислот – карбоксильная группа • Реакция этерификации • Сложные эфиры

Вопросы и задания

1. В каком ряду находятся формулы только карбоновых кислот?
 - 1) C_2H_4 , C_2H_5OH , C_9H_5COOH
 - 2) C_2H_5COOH , C_3H_7COOH , CH_3COOH
 - 3) C_2H_5OH , CH_3COOH , C_2H_5COOH
 - 4) C_3H_7OH , C_2H_5OH , CH_3COOH
2. Составьте формулы двух гомологов масляной кислоты:
$$CH_3-CH_2-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$$
3. Вычислите массу и количество вещества образующейся соли, если для реакции с магнием взято 0,2 моль муравьиной кислоты.
4. Запишите уравнения химических реакций получения следующих эфиров: а) муравьинометилового эфира; б) масляноэтилового эфира.
5. Составьте уравнения химических реакций муравьиной кислоты: а) с кальцием; б) с гидроксидом калия; в) с карбонатом калия; г) с этиловым спиртом.



Глава 13. Биологически важные органические соединения (жиры, углеводы, белки)

Здесь мы рассмотрим лишь общие сведения о биологически важных органических веществах. Подробнее вы будете изучать эти вещества в старших классах.

§ 52

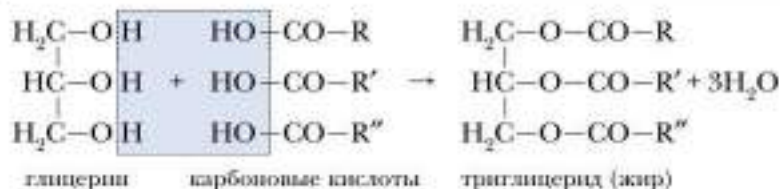
Жиры

? Вспомните, какие реакции называются реакциями этерификации и гидролиза.

Для большинства жителей нашей планеты существует проблема правильного питания. Важнейшие составные части пищевого рациона человека и животных – жиры, углеводы и белки. Пища даёт нам все исходные вещества, необходимые, чтобы организм жил и нормально функционировал (рис. 84).

Жиры являются одним из основных продуктов питания. Средняя суточная норма жира для человека составляет 60–70 г. Жиры содержатся в мясе, рыбе, молочных продуктах, семенах, плодах. Жиры, в отличие от углеводов и белков, обладают наибольшим запасом энергии: 1 г жира даёт 37,7 кДж энергии, примерно в два раза больше, чем 1 г углеводов или белков.

Жиры с химической точки зрения – это сложные эфиры, образованные высшими карбоновыми кислотами и трёхатомным спиртом (глицерином). Жиры называются **глицеридами**:



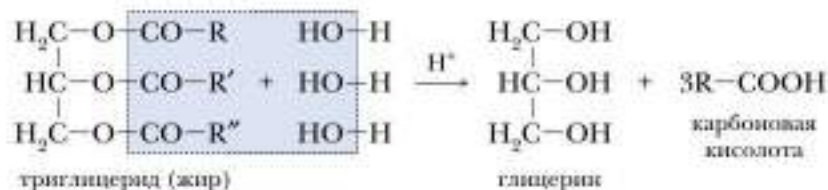
Здесь R, R', R'' – углеводородные радикалы. Они могут быть разными или одинаковыми.

Жиры бывают твёрдыми и жидкими. Они очень плохо растворяются в воде и хорошо растворяются в органических растворителях.

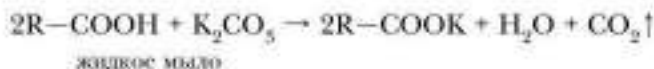
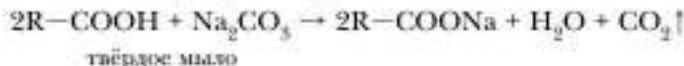
Твёрдые жиры (свиной, говяжий, бараний) содержат радикалы предельных карбоновых кислот – стеариновой, пальмитиновой. **Жидкие жиры** – растительные масла (подсолнечное, кукурузное, льняное, оливковое и т. д.) – содержат радикалы непредельных карбоновых кислот.

Температура плавления жиров зависит от остатков карбоновых кислот, которые входят в состав жиров: чем больше их относительная молекулярная масса, тем выше температура плавления.

Главное химическое свойство жиров – **гидролиз (омыление)**:



Эта реакция используется для получения **мыла** – солей высших карбоновых кислот¹ (например, стеариновой) и щелочных металлов. Причём натриевые соли образуют твёрдые мыла, а калиевые – жидкие мыла:



Жиры способны окисляться до оксида углерода (IV) и воды. Этим объясняется способность некоторых животных, откладывающих жир в запас, обходиться без воды довольно долго: верблюды могут обходиться без воды 10–12 дней, медведи в спячке не пьют воду более двух месяцев.

Основные понятия

Жиры – глицериды • Гидролиз жиров • Омыление • Мыло

Вопросы и задания

- 1. Чем отличается по составу твёрдый жир от жидкого?
- 2. Лучше всего жир растворяется в
 - 1) воде
 - 3) бензине
 - 2) этиловом спирте
 - 4) уксусной кислоте
- 3. При гидролизе жидкого жира образуются
 - 1) глицерин и высшие непредельные карбоновые кислоты
 - 2) глицерин и высшие предельные карбоновые кислоты

¹ К высшим карбоновым кислотам относятся кислоты с числом атомов углерода в радикале больше десяти.

- 3) твердые жиры
- 4) глицерин и минеральные кислоты
- 4. Если к раствору мыла прибавить 2–3 капли фенолфталеина, как изменится раствор? Объясните, что произошло.

§ 53

Углеводы

- ? На уроках биологии вы узнали, что такое фотосинтез. Вспомните, в чём его сущность и какое он имеет значение.
Какова биологическая роль углеводов?

Углеводы, как и жиры, играют роль источника энергии, необходимой для жизнедеятельности организма. Название «углеводы» связано с их составом. Молекулы углеводов содержат углерод, водород и кислород, причём водород и кислород находятся в таком же соотношении, как и в воде.

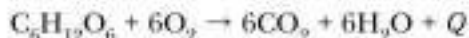
Общая формула углеводов — $C_m(H_2O)_n$.

Позже были выделены углеводы, не отвечающие этой формуле, но исторически сложившееся название осталось. Углеводы подразделяются на простые — **моносахариды** и сложные — **полисахариды**:



Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус. Она содержится в плодах, корнях, листьях, цветах. Особенно много глюкозы в спелых ягодах и фруктах.

Глюкоза присутствует в крови человека и животных. Она всасывается из кишечника в кровь и разносится по всему организму, при этом происходит окисление глюкозы с освобождением энергии:



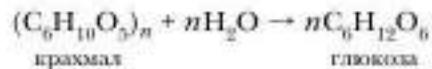
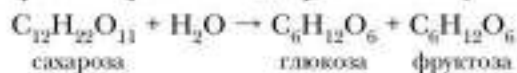
Избыток глюкозы запасается в клетках печени и мышц в виде гликогена. В период интенсивной работы мышц расщепление гликогена усиливается, снова образуется глюкоза.

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ (свекловичный или тростниковый сахар) — бесцветное кристаллическое вещество, как и глюкоза, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

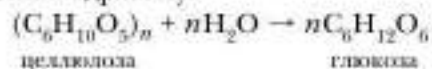
Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ — белый порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде набухает, и образуется крахмальный клейстер.

Крахмал присутствует в растительных организмах: клубни картофеля содержат около 20% крахмала, зёрна пшеницы и кукурузы — 70%, риса — 80%. Крахмал — ценное питательное вещество.

В организме под действием *ферментов* (биологических катализаторов) сахара и крахмал подвергаются **гидролизу** с образованием глюкозы:



Целлюлоза — волокнистое вещество, нерастворимое ни в воде, ни в обычных органических растворителях. Как и крахмал, целлюлоза подвергается гидролизу:



Кроме энергетической, углеводы выполняют и «строительную» функцию. Например, из целлюлозы состоят стенки растительных клеток. Целлюлоза (полисахарид) $(C_6H_{10}O_5)_n$ — клетчатка — основное вещество растительных клеток. Волокна хлопка содержат до 98% целлюлозы, волокна льна, конопли состоят почти целиком из целлюлозы; в древесине от 50 до 70% целлюлозы. Очищенная вата (полученная из хлопка), фильтровальная бумага представляют собой чистую целлюлозу.

Основные понятия

Углеводы (моносахариды, полисахариды) • Гидролиз • Энергетическая и «строительная» функции углеводов

Вопросы и задания

1. Какие вещества относятся к углеводам? Приведите примеры углеводов.
2. Какой объём углекислого газа (н.у.) образуется при окислении 1,5 моль глюкозы?
3. Приведите пример известного вам органического вещества, отвечающего общей формуле углеводов, но им не являющегося.
4. Осуществите предлагаемый ряд превращений и укажите их условия:
 $(C_6H_{10}O_5)_n \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6$
5. Вспомните, в чём сущность и значение фотосинтеза. Дайте объяснение и приведите схему этого процесса.

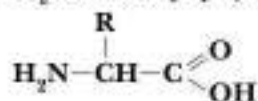


- ? Какова биологическая роль белков?
Как практически отличить шерстяную ткань от хлопчатобумажной?

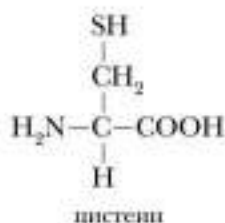
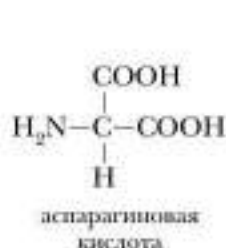
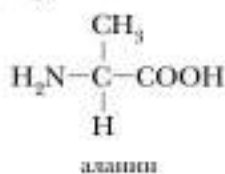
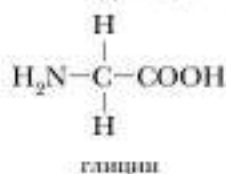
Белки — это высшая химическая форма развития органического мира. Они являются основой всего живого на Земле. Кожа, мышцы, волосы, глаза, ногти, костные ткани, кровь, мозг — это всё белки. Кроме того, все ферменты, регулирующие химические процессы в организме, — это тоже белки. Белки — это строительный материал клетки, регуляторы физиологических процессов, они играют защитную роль в организме, т. е. белки многофункциональны.

Белки — это биополимеры. Учёные установили, что мономерами в белках являются **аминокислоты**.

В состав белков входит более 20 аминокислот. Аминокислоты имеют две функциональные группы: **карбоксильную** $-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$ и **аминогруппу** $-\text{NH}_2$. Общая формула аминокислот:

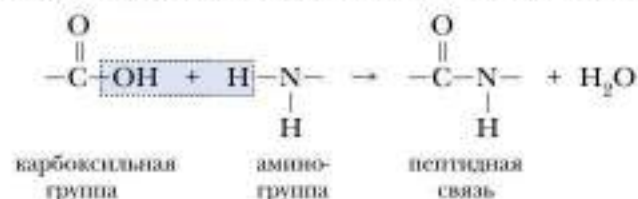


Задание. Рассмотрите несколько формул аминокислот. Выделите в них функциональные группы.



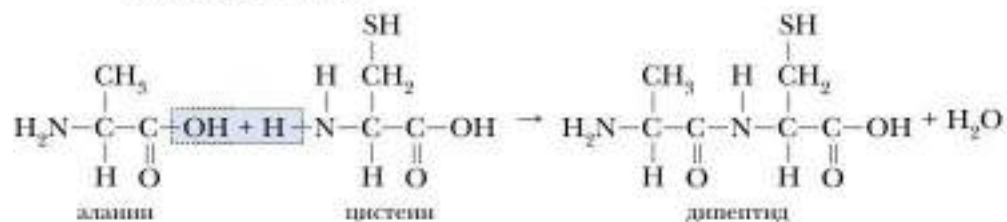
Аминокислоты — **амфотерные органические соединения**: аминогруппа обладает основными свойствами, а карбоксильная группа — кислотными. Аминокислоты взаимодействуют между собой разными функциональными

группами (аминогруппа одной аминокислоты присоединяется к карбоксильной группе другой) с образованием **пептидных связей**:



С помощью пептидных связей из аминокислот формируются белковые молекулы.

Задание. Рассмотрите схему образования дипептида. Выделите пептидную связь.



Для каждой молекулы индивидуального белка характерна строгая последовательность остатков аминокислот. Именно *порядок чередования аминокислот определяет свойства белка*. Стоит одной аминокислоте встать в другой последовательности, как образуется новый белок с новыми свойствами. Поэтому из набора, состоящего из 20 ами-

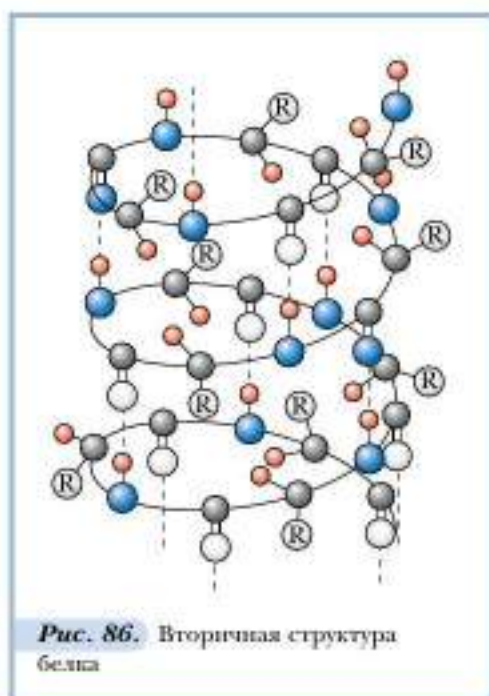


Рис. 86. Вторичная структура белка

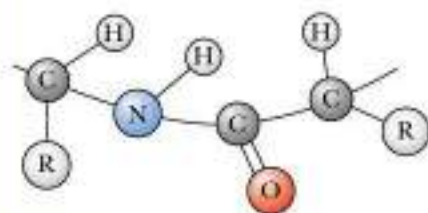


Рис. 85. Первичная структура белка

нокислот, образуется огромное количество индивидуальных белков. Сложность строения белка определяется и его структурой. Различают первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры белка.

Первичная структура белка (рис. 85) определяется последовательностью чередования аминокислотных остатков в полипептидной цепи. *Вторичная структура белка* (рис. 86) – форма полипептидной цепи, которая свёрнута в спираль. *Третичная* и *четвертичная* структуры белка имеют очень сложное строение, и мы будем их рассматривать в старших классах.

Свойства белков. Белки бывают жидкие и твёрдые, растворимые и нерастворимые в воде. Наиболее хорошо знаком вам белок куриного яйца. Мы проведём несколько опытов с ним.



1. К раствору белка куриного яйца добавьте раствор сульфата аммония до появления осадка, затем прилейте воду и встряхните. Что вы наблюдаете?

Если к раствору белка добавить раствор соли тяжёлого металла (например, свинца), то также происходит осаждение белка, причём выпавший осадок в воде не растворяется. Поэтому для организма очень вредны пары тяжёлых металлов (ртуть, свинец) и их солей, которые нельзя вывести из организма.

При слабом нагревании белок свёртывается. Процессы осаждения и свёртывания белка связаны с изменением его пространственной структуры (вторичной, третичной, четвертичной), первичная структура сохраняется. Такой процесс получил название **денатурация белка** (рис. 87).

2. Подожгите шерстяную нитку. Какой запах вы ощущаете?

При сильном нагревании белка происходит полное разрушение

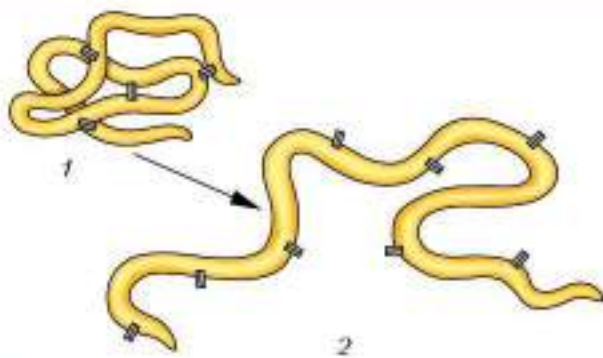


Рис. 87. Денатурация белка:

1 – молекула белка до денатурации; 2 – денатурированный белок

белка, выделяются летучие продукты, имеющие запах жжёных перьев.

Эта реакция используется для обнаружения белков.

Изучение белков позволяет понять механизмы наследственности, вывести качественные сорта растений, новые виды животных, выяснять природу некоторых заболеваний у человека и животных. Поэтому так важны расшифровка первичной структуры белка и его синтез. В 1954 г. учёные смогли расшифровать первичную структуру белка инсулина, содержащего 51 аминокислотный остаток, и синтезировать его. В 2000 г. учёные из разных стран закончили продолжавшуюся 12 лет работу по расшифровке ДНК человека.

Основные понятия

Аминокислоты • Карбоксильная группа • Аминогруппа • Пептидная связь • Первичная и вторичная структуры белков • Денатурация

Вопросы и задания

1. Что представляют собой белки с химической точки зрения?
2. Пользуясь формулами аминокислот, напишите схему образования любого трипептида. Выделите пептидные связи.
3. Первичная структура молекулы белка существует за счёт образования
 - 1) пептидных связей
 - 2) ковалентных полярных связей
 - 3) ковалентных неполярных связей
 - 4) ионных связей
4. Белки, попадающие с пищей в организм, подвергаются
 - 1) окислению
 - 2) восстановлению
 - 3) гидратации
 - 4) гидролизу
5. Что такое денатурация белка? Какие изменения происходят при этом в белке?
6. Как обнаружить белок?



Энергетика и пища. Калорийность жиров, белков и углеводов

(Дополнительный материал к главе 13)

В живых организмах протекает множество реакций. В организме человека происходят процессы обмена веществ с присущей им энергетикой. Наиболее необходимыми веществами для существования и жизнедеятельности чело-

века являются **белки, жиры и углеводы**. Белки, жиры и углеводы являются строительным материалом, из которого образуются клетки тела, а также основным источником энергии в любом организме.

Источником поступления белков, жиров и углеводов в организм человека является пища. Поступление с пищей белков, жиров и углеводов, а также витаминов и минеральных веществ должно быть постоянным и соответствовать потребностям организма. Поэтому ежедневное меню любого человека должно быть сбалансировано не только по количеству поглощаемой пищи, но и по её составу и калорийности (рис. 88).

Большая часть энергии, в которой нуждается наш организм, поступает из жиров и углеводов пищи за счёт их окисления, или «сгорания». Эта энергия обеспечивается теплотворной способностью, или калорийностью пищи (табл. 46).

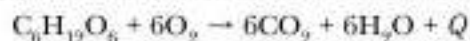


Рис. 88. Продукты, необходимые человеку для сбалансированного питания

Таблица 46. Калорийность некоторых продуктов

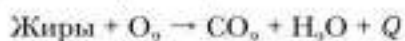
Пищевой продукт	Приблизительный состав пищи, %			Калорийность пищи	
	Белки	Жиры	Углеводы	кДж	ккал/г
Сосиски	22,00	30,00	—	15,00	3,60
Зелёный горошек	1,90	—	7,00	1,50	0,38
Хлеб (белый)	9,00	3,00	52,00	12,00	2,80
Яйца	13,00	10,00	0,70	6,00	1,40
Молоко	3,30	4,00	5,00	3,00	0,42
Сыр (45%)	28,00	37,00	4,00	20,00	4,70
Конфеты (сливочные помадки)	2,00	11,00	81,00	18,00	4,40
Орехи (арахис)	26,00	39,00	22,00	23,00	5,50
Яблоки	0,40	0,50	13,00	2,50	0,60

Углеводы попадают в организм человека со многими продуктами питания, прежде всего с сахарами. Их также много в составе конфет, булочек, макаронных изделий и других углеводистых продуктов (средняя калорийность углеводов высокая и составляет 17 кДж/г). В организме человека сложные углеводы разлагаются до глюкозы $C_6H_{12}O_6$. В чистом виде глюкоза содержится в сладких ягодах и фруктах, её много в ягодах винограда, а потому её часто называют виноградным сахаром. Она также входит в состав мёда. Глюкоза хорошо растворима не только в воде, но и в крови, поэтому её часто называют кровяным сахаром, содержание которого периодически измеряется у каждого человека. Глюкоза содержится не только в крови, но и в лимфе и мышцах. В крови человека её нормальное содержание составляет 0,8–0,12%. В крови людей, больных диабетом, содержание сахара (точнее глюкозы) повышенное, может превысить 0,18%, глюкоза может быть и в моче. Повышенный сахар крови вызывает многие негативные явления в организме, а потому в питании диабетиков количество углеводов ограничено. Током крови глюкоза переносится к клеткам организма, где она взаимодействует с кислородом, превращаясь в конечном счёте в углекислый газ и воду с выделением большого количества энергии. Эта реакция сходна с реакцией горения:



Превращение углеводов в конечные продукты реакции происходит весьма быстро, поэтому их энергия сразу же поступает в организм и расходуется на его потребности.

Жиры в организме человека служат основным «топливом», они также поступают с пищей, особенно жирной. В результате их окисления человек и животные получают энергию, обеспечивающую их существование. Так, при окислении 1 г жиров выделяется около 38,9 кДж (9,3 ккал) теплоты. Процесс сгорания жиров в организме можно представить схемой:




В реальности этот процесс достаточно сложный. Жиры нерастворимы в воде, поэтому они не могут без предварительной подготовки всасываться через стенки пищеварительного тракта. Под воздействием фермента «живой катализатор» поджелудочной железы жиры в тонком кишечнике расщепляются до глицерина и органических жирных кислот, которые затем под воздействием желчи печени переходят в растворимую форму и всасываются ворсинками кишечника, где часть их вновь превращается в жир, но уже свойственный данному организму. Этот жир затем по лимфатической системе поступает в кровь и разносится ею в жировые ткани в другие органы тела. В процессе обмена веществ в клетках жир вновь взаимодействует с водой (гидролизуется), продукты гидролиза, постепенно окисляясь, выделяют энергию, необходимую для протекания всех процессов, связанных с жизнедеятельностью. Незрасходованный жир накапливается в жировых тканях и выполняет функцию запасного питательного вещества. Он скапливается под кожей и вокруг внутренних органов, предохраняя организм от переохлаждения. Однако его избыток в организме приводит к ожирению, которое является причиной болезни сердца, печени, а также диабета и др. Содержание жиров в продуктах питания часто указывается на их упаковках — отмечается как масса жира в 100 г продукта. Наиболее богаты жирами такие продукты, как жирные сыры (до 60 г жира), ливерная колбаса (41 г), салами (50 г), свиное сало (65 г), грецкие орехи (64 г) и др. В молоке также содержится жир, но его немного. Жирность коровьего молока в среднем составляет 3,2–3,7%, а козьего — 4,8%. Общеизвестно, что при заболеваниях и в преклонном возрасте более полезны растительные жиры.

Белки — обязательный компонент пищи человека, необходимый для осуществления биохимических функций (строительной, транспортной, каталитической и др.). Для этого необходимы белки разного вида, как животного, так и растительного происхождения. На долю белков приходится около 45% сухой массы животного организма. Они составляют подавляющую часть сухой массы мышц, нервных волокон, клеток головного мозга и других тканей. Белки — главный конструктивный материал организма. Поступая в организм с пищей, белки претерпевают ряд сложных биохимических превращений, в которых чужеродные для индивида белки расщепляются до разных аминокислот, из которых затем синтезируются белки, нужные именно для этого организма. Поэтому в рацион питания надо обязательно включать разнообразную белковую пищу. В сутки на 1 кг массы тела в организм человека должно поступать 0,8 г белков разного вида. Продукты, богатые белками, —

это мясо, рыба, яйца, творог и другие молочные продукты, соевые бобы, горох и др. Неполноценное белковое питание может стать причиной тяжёлых заболеваний. Поэтому в рационе человека белки должны быть не только в необходимом количестве, но и разнообразные. Те белки, которые не расходуются в качестве строительного материала для синтеза новых, нужных белков клеток, расходуются на другие цели, в том числе в качестве источника энергии. При окислении 1 г белка выделяется около 17,2 кДж теплоты (4 ккал/г). Метаболизм белков в организме приводит к выделению меньшего количества энергии, чем метаболизм жиров и углеводов, которые и являются главными поставщиками энергии в организме человека и животных. Белки используются главным образом как строительный материал для клеток разных органов.

Потребность организма в энергии, а следовательно и калорийность питания, в значительной степени зависит от таких факторов, как вес тела, возраст, физическая активность. В среднем взрослому человеку при достаточно спокойной и без лишних физических усилий работе в тёплом помещении требуется около 6300 кДж (1500 ккал) энергии в сутки. При более интенсивной умственной и физической нагрузке энергетические потребности повышаются до 10 000—13 000 кДж (2500—3000 ккал) в сутки, а при тяжёлой физической нагрузке эти затраты энергии становятся ещё больше. Каждый человек должен уметь рассчитывать калорийность и состав своего ежедневного питания.

Задание

-  Составьте рацион ежедневного трёхразового питания, исходя из того, что ваша энергетическая потребность составляет около 10 000 кДж (2500 ккал) в сутки. Обсудите его с товарищами.



Химия — наука о веществах, которые постоянно нас окружают. Мы находимся в мире веществ. Они составляют основу пищи, одежды, лекарств, моющих средств, строительных материалов; входят в состав разных видов топлива; помогают выращивать хорошие урожаи и т. д. Однако есть вещества, которые загрязняют окружающую среду, неблагоприятно влияют на здоровье человека. И только химия способна создавать средства защиты и очищения природы от разных загрязнителей.

Рассмотрим значение этих веществ и материалов с позиции влияния их на жизнедеятельность человека, использования в экономике страны, а также охраны окружающей среды.

§ 55

Вещества, вредные для здоровья человека и окружающей среды

? Повторите свойства важнейших неорганических и органических веществ и их применение.

Научно-технический прогресс, неразумная деятельность человека нарушили взаимоотношения человеческого общества с природой, резко ухудшили состояние окружающей среды, поставили вопрос о выживании человечества. Низкий уровень химической грамотности людей снижает экологическую безопасность человека. Вы познакомились со многими неорганическими веществами: оксидами, кислотами, основаниями, солями. Хорошие знания о свойствах этих веществ, о последствиях их негативного влияния на окружающую среду и здоровье человека обеспечат безопасность вашей жизнедеятельности. Важно уметь правильно использовать эти вещества, дозировать их, утилизировать отработанные вещества и материалы, бережно относиться к природе, жизни, здоровью.

Углеводороды — загрязнители окружающей среды. Изучая химию, вы познакомились также и с некоторыми органическими соединениями. *Нефть, природный газ, каменный уголь* являются природными источниками углеводородов. Эти полезные ископаемые уже давно используются человеком как топливо в быту и промышленности, а также как сырьё для химической переработки в целях получения необходимых веществ и материалов.

При горении природного газа образуется углекислый газ, повышенное содержание которого в атмосфере вызывает *парниковый эффект*, ведущий к потеплению климата на планете, а также оказывает негативное влияние на жизнедеятельность организмов, в том числе на здоровье человека.



Рис. 89. Водоплавающие птицы страдают и гибнут при разливе нефти.

Нефтедобыча и транспортировка нефтепродуктов являются мощными *источниками загрязнения окружающей среды*. Их вредное влияние на состояние почвы обусловлено образованием газонепроницаемой плёнки на поверхности почвы. При разливе нефти и нефтепродуктов в морях и океанах поверхность воды покрывается слоем нефти до 1–3 мм. Он занимает обширные территории, резко уменьшая приток кислорода из атмосферы. Это губительно сказывается на жизни растений и животных. Страдают кожные покровы животных и птиц. Лишаясь пищи и кислорода, всё живое погибает. Разлив нефти приводит также к слепоте животных и к снижению фотосинтеза водных растений, так как уменьшает проникнове-

ние света в воду. Нефть содержит *токсические компоненты* (ароматические углеводороды), которые губительно действуют на растения и животные организмы (рис. 89).

В быту широко используются различные синтетические моющие средства, производство которых основано на продуктах переработки нефти. Это – различные стиральные порошки, отбеливатели, чистящие вещества и т. д. Домашние хозяйки соприкасаются с моющими средствами ежедневно. При этом надо помнить, что многие из них могут вызвать у человека аллергическую реакцию. Стиральные порошки могут вызывать раздражение дыхательных путей. Некоторые моющие средства способны проникать в организм через кожу, что очень опасно для жизни человека. При пользовании этими средствами необходимо соблюдать инструкции, которые всегда написаны на упаковках, пользоваться резиновыми перчатками при мытье и уборке. После чистки и мытья кухонной и столовой посуды необходимо тщательно смывать чистящие и моющие средства, так как они могут попасть в желудочно-кишечный тракт с пищей.

Наиболее крупным загрязнителем окружающей среды является *коксохимическое производство*. При коксовании каменного угля атмосфера загрязняется коксовым газом (оксиды углерода, аммиак, метан, сероводород, алкены и другие вещества), а также продуктами испарения каменноугольной смолы (фенол, нафталин). Компоненты каменноугольной смолы существенно загрязняют водоёмы и подземные воды.

Производные углеводородов также отрицательно влияют на окружающую среду. Например, *фреоны* (фторхлоруглеводороды), которые до недавнего времени широко применялись в холодильной и парфюмерно-косметической промышленности. Обладая высокой летучестью и попадая в атмосферу, они разлагаются под действием ультрафиолетовых лучей с образованием

большого числа различных соединений и свободных радикалов, которые активно взаимодействуют с озоном, разрушают защитный озоновый слой атмосферы Земли, что ведёт к увеличению числа раковых заболеваний у людей. В настоящее время применение фреонов всё больше ограничивается, им на смену пришли хладагенты нового поколения, разработанные в 90-е гг. прошлого века, которые не разрушают озоновый слой. Учёные прогнозируют восстановление озонового слоя в ближайшие полвека.

Для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений используют **пестициды** (ядохимикаты), которые позволяют сберечь до сотни тонн урожая в год. Однако они вызывают серьёзные экологические проблемы. Пестициды накапливаются в почве и сохраняются в ней, не разлагаясь десятилетиями. С пищей пестициды попадают в организм животных и человека, вызывая различные заболевания. Незначительные дозы пестицидов в водоёмах ведут к гибели рыб.

В течение десятилетий в качестве пестицидов использовались очень опасные для жизни человека *галогенопроизводные углеводов*. На смену им пришло новое поколение пестицидов (например, на основе фосфорсодержащих органических соединений), которые не накапливаются в окружающей среде, но и они не безвредны. Отказываться полностью от использования пестицидов человечество не может.

Меры предотвращения загрязнений окружающей среды. Во многих странах, в том числе в России, осуществляется контроль за загрязнением окружающей среды пестицидами и другими токсичными веществами. Для них установлены нормы предельно допустимых концентраций в почве. В настоящее время ведётся интенсивная разработка нового поколения пестицидов — веществ избирательного действия, опасных только для насекомых определённого вида.

Химические производства и несовершенная технология получения многих важнейших для человека и общества органических веществ и материалов являются причиной ряда экологических проблем.

В 90-е гг. XX в. возникло научное направление в химии, к которому можно отнести любое усовершенствование химических процессов, положительно влияющее на окружающую среду, — «зелёная химия».

В настоящее время наукой разработаны новые малоотходные технологии, эффективные методы очистки и обезвреживания отходов и стоков, которые активно внедряются в производства. Наиболее опасные соединения запрещаются. Разрабатывается создание органических веществ и материалов, обеспечивающих очистку от загрязнения окружающей среды, в том числе водоёмов, с которым природа не может справиться путём самоочищения. К производству и использованию опасных для окружающей среды и человека веществ и материалов применяется экологический мониторинг, жёсткая сертификация и строгий контроль технологических процессов.

Таким образом, интенсивный рост числа синтетических веществ и материалов, опасных для жизни, требует хороших знаний не только состава, строения, свойств, но и важнейших биохимических функций многих органических соединений, а также основ экологической химии.

Основные понятия

Углеводороды – загрязнители окружающей среды • Фреоны • Пестициды • Токсины • Меры предотвращения экологических последствий

Вопросы и задания

1. Приведите примеры органических соединений, при производстве которых происходит загрязнение атмосферы, почвы, водоёмов.
2. Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте рефераты на тему «Меры предотвращения экологических последствий».

§56

Полимеры и жизнь



Для каких углеводов характерна реакция полимеризации? Запишите уравнение реакции получения полиэтилена. Отметьте номер, полимер, структурное звено. Опишите свойства полиэтилена.

Полимеры – это высокомолекулярные соединения. Они бывают *природные* и *синтетические*. К природным полимерам относят натуральный каучук, крахмал, целлюлозу, белки. Синтетические полимеры – это продукты химической промышленности, которые зачастую превосходят по свойствам природные полимеры. Высокомолекулярные соединения настолько вошли в нашу жизнь, что мы не можем без них обойтись. Сегодня нет ни одной отрасли хозяйства страны, где бы не использовались полимеры.



Рис. 90. Изделия из полимеров

В основе получения полимеров лежит *реакция полимеризации*. Образующиеся в результате неё соединения обладают высокой механической прочностью. Изделия из них газо- и влагонепроницаемы, не проводят электрический ток, устойчивы к действию кислот и щелочей (рис. 90). Вы уже познакомились с одним из полимеров – *полиэтиленом*. Кроме него, известно ещё много полимеров, более подробно вы будете изучать свой-

ства этих соединений в 10 классе. А сейчас рассмотрим некоторые наиболее известные полимеры и их применение.

Полипропилен $(\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-)_n$ – твёрдое, жирное на ощупь вещество бе-

лого цвета, легче воды. Горит синеватым пламенем, распространяя слабый запах парафина. Полипропилен отличается от полиэтилена большей механической прочностью. Из него изготавливают оборудование для различных отраслей промышленности (аппараты, трубы, различные ёмкости, детали). В тонком слое полипропилен пропускает ультрафиолетовые лучи, поэтому из него производят плёнку для парников, теплиц, а также используют для упаковки разных продуктов.

Поливинилхлорид $(\text{CH}_2-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-)_n$ – макромолекулы этого полимера

имеют линейную структуру. Вещество твёрдое, неустойчиво при повышенной температуре: при температуре 60–70 °С размягчается, а при 125–160 °С разлагается с выделением хлороводорода. Устойчив к действию кислот и щелочей при комнатной температуре. Обладает высокими электронизоляционными свойствами. Из него изготавливают изоляцию для проводов, изоляционную ленту, а также искусственную кожу, плащи, клеёнку.

Вам хорошо известны сковороды и кастрюли, поверхность которых покрыта **тефлоном** $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$. Пища в такой посуде не пригорает (рис. 91), но на таком покрытии легко остаются царапины от металлических предметов, и посуда быстро выходит из строя. Поэтому при приготовлении пищи в такой посуде надо пользоваться деревянной лопаточкой. Тефлон – механически прочное и химически стойкое вещество. Его можно получить реакцией полимеризации тетрафторэтилена $\text{CF}_2=\text{CF}_2$.

Фенолоформальдегидные пластмассы (фенопласты) – важнейшие заменители цветных и чёрных металлов во многих отраслях промышленности. Они нашли широкое применение, так как они прочные, износостойкие и коррозионно-устойчивые, хорошие электронизоляторы. Из них изготавливают шарики подшипников и шестерни для машин. Так как фенопласты выдерживают большие нагрузки, их используют для производства тормозных колодок для автомашин, ступеней для эскалаторов, телефонных аппаратов и т. д.

Полимеры широко используются в медицине. Особое внимание уделяют полимерам, которые могли бы находиться в длительном контакте с тка-



Рис. 91. Посуда с тефлоновым покрытием

нями и органами живого организма. Область применения таких полимеров обуславливает очень жёсткие требования к ним: высокая чистота, нетоксичность, биологическая совместимость. Это так называемые *имплантаты*.

Полимеры-имплантаты должны обладать комплексом физико-механических и химических свойств, позволяющих им выполнять свои функции в течение всего времени пребывания в организме. Широко применяются в медицине различные шовные материалы. Одни из них медленно рассасываются в организме, другие – быстро и легко выводятся из организма. Такими свойствами обладают, например, нити на основе целлюлозных волокон, а также синтетических волокон (лавсана, капрона, полипропилена).

Последнее время вместо шовного материала стали применять синтетические медицинские клеи (для склеивания тканей организма при операциях на органах дыхания и пищеварения, в сердечно-сосудистой хирургии).

Широко используются синтетические полимеры в стоматологии для изготовления зубных протезов, пломбирования, а также в травматологии и ортопедии для изготовления протезов связок и сухожилий.

В настоящее время полимеры производят в огромных количествах, однако их производство сильно загрязняет атмосферу, выбрасывая в неё легколетучие неорганические и органические вещества: хлороводород, фтороводород, хлор, фтор, аммиак, этилен, фенол и др. Из-за высокой токсичности эти вещества губительно действуют на всё живое. Кроме того, есть и другая причина, вызывающая экологические проблемы, – это *утилизация* использованных изделий из высокомолекулярных соединений. Все мы видим огромные свалки использованных полиэтиленовых пакетов, бутылок и других изделий в местах отдыха, в прибрежных водах. Вокруг больших городов образуются горы синтетического мусора, который не подвергается распаду в природе и поэтому загрязняет почву, водоёмы.

Эти проблемы требуют немедленного решения, которое заключается в поиске новых технологий получения полимеров и их утилизации.

Основные понятия

**Полимеры • Полипропилен • Тефлон • Поливинилхлорид
• Фенопласты • Утилизация**

Вопросы и задания

1. На конкретных примерах поясните, что такое «мономер», «полимер», «структурное звено», «степень полимеризации».
2. Опишите свойства полиэтилена, полипропилена, тефлона. Где они используются? Напишите уравнение реакции полимеризации тетрафторэтилена.
3. Используя Интернет и дополнительную литературу, подготовьте реферат на тему «Полимеры в нашей жизни».

? Какие лекарства вам известны? В каких формах выпускают лекарства? Какие правила хранения лекарств вы знаете?

Лекарства и лекарственные средства. Организм человека – это сложнейшая система, это живая лаборатория, в которой постоянно протекает множество химических реакций. Используя различные химические вещества для борьбы с заболеваниями, вы помогаете вернуть организму способность нормально функционировать. Какие это вещества? Это различные **лекарства** (рис. 92). Одно из важнейших свойств лекарства – это точная доставка его в ту часть организма, где необходимо произвести лечебный эффект. Однако даже лекарства могут быть крайне опасными, если использовать их неразумно, неграмотно. Необходимо помнить, что *лекарства надо применять только по назначению врача*. Не занимайтесь самолечением! Покупайте лекарства только в аптеках и внимательно читайте инструкцию к каждому лекарству. При применении лекарств необходимо строго соблюдать указанные дозы и интервалы между приёмами, поскольку только точное выполнение инструкции позволит достичь желаемого результата.

Рассмотрим некоторые известные лекарства.

Одним из наиболее популярных жаропонижающих и болеутоляющих средств является **аспирин** (ацетилсалициловая кислота). Он разжижает кровь, назначается при тромбофлебитах, снимает приступы стенокардии при ишемической болезни сердца. Однако при избыточном использовании аспирин может вызывать раздражение и воспаление слизистой оболочки желудка, так как действующий компонент аспирина – это ацетилсалициловая кислота. Кроме того, аспирин противопоказан детям до 12 лет.

Другое популярное лекарство – это **пенициллин**. Пенициллин был открыт английским учёным Александром Флемингом в 1929 г. Это одно из величайших открытий человечества, которое произвело настоящую революцию в медицине. Именно этот препарат начал эру антибиотиков. Пенициллин, полученный из грибов рода *Penicillium notatum*, оказался эффективным оружием против болезнетворных бактерий семейств стрептококков и стафилококков. Очень важно применять антибиотики только в строгом соответствии с назначением врача. **Антибиотики** не действуют на вирусы, поэтому они неэффективны при вирусных инфекциях, например при гриппе.



Рис. 92. Лекарственные средства

Новокаин – это обезболивающее средство. Оно используется для местной анестезии (обезболивания), часто является компонентом внутримышечных инъекций.

Такие лекарства, как *валидол*, *корвалол*, *нитроглицерин*, применяются для лечения заболеваний сердечно-сосудистой системы.

Вам хорошо известны такие лекарственные средства, как *перексид водорода*, *йодная спиртовая настойка*, – это отличные антисептики, а *нашатырный спирт* (раствор аммиака) возбуждает дыхательный центр. Эти лекарства должны обязательно находиться в вашей домашней аптечке.

Существует особая группа лекарств – **анальгетики**, которые снимают чувство боли. Они делятся на две группы. К первой группе относятся аспирин, амидопирин, анальгин и т. д. Их называют ненаркотическими анальгетиками. Они ослабляют или снимают чувство боли, не оказывая влияния на работу центральной нервной системы.

Существуют и **наркотические анальгетики**. Они не только ослабляют или снимают чувство боли, облегчают страдания больных, но и вызывают приятное чувство эйфории – отсутствие негативных ощущений и переживаний, страха, тревоги. Их используют только в больнице в качестве наркоза при хирургических операциях. Это оксид азота (I) – «веселящий газ», диэтиловый эфир. Но есть группа опасных анальгетиков, которые обладают наркотическим действием. Это – *гашиш*, *опиум*, *морфин*, *героин*. При их употреблении сознание человека уносится в несуществующий мир, в мир галлюцинаций. Применение этих веществ вызывает наркотическое опьянение. Врачи назначают их в самых крайних случаях при тяжёлых заболеваниях и травмах, так как они вызывают привыкание и потребность в постоянном увеличении дозы. Человек становится зависим от этих лекарств. Прекращение употребления наркотика вызывает «ломку» организма, сопровождающуюся болями и тяжёлыми физиологическими и психическими нарушениями. Это приводит к тяжёлому заболеванию нервной системы, полной потере человеком контроля над собой и своими действиями, а в конечном счёте всё это ведёт к быстрой смерти.

Ещё раз обращаем ваше внимание на тот факт, что **нельзя заниматься самолечением. Только лечащий врач может оценить состояние больного и назначить соответствующие лекарства.**

Химия и средство гигиены. Парфюмерия и косметика – понятия близкие и имеют прямое отношение к здоровью человека.

Парфюмерия (от франц. *parfume* – «приятный запах») – это различные духи, одеколоны, туалетная вода, туалетное мыло, шампуни. Слово *косметика* происходит от греческого слова *kosmetikē* – «искусство украшать», т. е. скрывать различные дефекты, улучшать внешность человека. Это разнообразные кремы, лосьоны, лаки, дезодоранты, пудра, губная помада и т. д. Парфюмерно-косметические средства относятся к средствам гигиены и вам хорошо известны. Слово «гигиена» происходит от греческого слова *hygieinos*, что означает «здоровый».

Гигиена — это раздел профилактической медицины, изучающий влияние внешней среды на здоровье человека. Но надо помнить, что не все средства гигиены подходят человеку, многие из них могут вызвать аллергию. Поэтому, прежде чем купить то или иное парфюмерно-косметическое средство, надо внимательно ознакомиться с надписью на этикетке или упаковке, где даны состав и правила пользования этим гигиеническим средством. Кроме того, можно проконсультироваться у врача-косметолога, так как каждое средство рассчитано на конкретные особенности организма, свойства кожи, цвет волос и т. д. Обязательно выполняйте правило — *перед сном надо очистить кожу от косметических средств!*



Рис. 93. Моющие средства

К важнейшим гигиеническим средствам относят **мыла** и **моющие средства** (рис. 93). Обыкновенное мыло — это соль высшей карбоновой кислоты и активного металла (натрия или калия). Соли натрия образуют твёрдое мыло ($C_{17}H_{35}COONa$), а соли калия — жидкое мыло ($C_{17}H_{35}COOK$). Для придания мылу приятного запаха во время его изготовления в продукт добавляют различные душистые вещества, для смягчения кожи — питательные кремы и глицерин. Соли натрия и калия хорошо растворимы в воде и хорошо мылятся в воде.

Важнейшим условием гигиены является чистка зубов. Для этого применяется **зубная паста**. Каждое утро и вечер вы чистите пастой зубы. Какую зубную пасту лучше выбрать? Опять же внимательно читайте надпись на тюбике или упаковке. Самое распространённое заболевание зубов — кариес. Под влиянием микроорганизмов и вырабатываемых ими кислот происходит разрушение тканей зуба. Одним из путей профилактики кариеса является чистка зубов и полоскание ротовой полости после приёма пищи. Доказано, что соединения фтора препятствуют возникновению кариеса, поэтому в зубную пасту стали добавлять соли, содержащие фтор. Для укрепления дёсен начали изготавливать пасты на воде из лечебных источников. Приятный вкус и запах зубной пасте придают различные компоненты: ментол, мятное, гвоздичное и эвкалиптовое масла и др.

В последнее время все стали пользоваться **дезодорантами** — средствами, устраняющими неприятный запах пота. Этот запах связан с бактериальным расщеплением составляющих пота или с их окислением кислородом воздуха. Дезодоранты выпускают в твёрдом виде, шариковые и в аэрозольной упаковке.

С древних времён человек пользовался косметическими средствами, изготовленными из природных материалов. Женщины красили брови сурьмой — Sb_2S_3 (сурьмяный блеск), веки подводили толчёной бирюзой —

$\text{CuO} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{P}_2\text{O}_5 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Мужчины также не отставали от женщин, они проявляли интерес к татуировке, нанося её на своё тело.

С развитием химии стали появляться синтетические косметические средства, которые в настоящее время используются в огромных количествах. Это губная помада, подводка для глаз, тушь для ресниц, различная пудра, лак для ногтей, осветлитель и краска для волос, шампуни, бальзамы, гели. *Во всех случаях внимательно читайте этикетки на этих продуктах!* Будьте красивыми и здоровыми!

Основные понятия

Лекарства • Аспирин • Пенициллин • Антибиотики • Анальгетики • Гигиена • Мыла • Зубная паста

Предметный указатель

- Адсорбция 189
Активированный уголь 190
Алканы 266, 270, 275
Алкены 271, 278
Алкены 271
Аллотропия 65
Аллотропные модификации 172, 186
Алмаз 186
Алюминия
– гидроксид 254
– оксид 253
Аминогруппа 295
Аминокислоты 295
Амфотерные гидроксиды 42

Белки 295, 301
Бинарные соединения 101
Бокситы 251

Водородная связь 23
Водородные соединения 69, 101

Галит 239
Галогенопроизводные 277
Гидратация 21
Гидрокарбонаты 196
Глицериды 291
Глицерин 287
Гомологи 265
Графен 186, 188
Графит 186

Денатурация белка 297

Железа
– гидроксид 258
– оксид 258
– соли 259
Железные руды 256

Жёсткость воды 248
– – временная 248
– – постоянная 248
Жиры 292

Изомерия 266
Инертные газы 58, 61
Ион гидроксония 27
Ионы гидратированные 24

Карбиды 190
Карбин 186, 188
Карбоксильная группа 288
Карбонат-ион 197
Карбонаты 196
Карборунд 202
Катализ 13
Катализаторы 13
Каталитические реакции 13
Керамика 206
Кислоты 39
Коррозия 228
Криолит 251
Кристаллогидрат 24, 100
Крутоворот биогенных элементов 62

Масштабные модели 271
Металлическая связь 211
Моносахариды 293
Мыла 292

Нанотрубки 188
Нитраты 166

Озон 106
Окислитель 104
Оксиды серы 101
Оксиды углерода 191
Омыление 292
Ортофосфаты (фосфаты) 178
Ортофосфорная (фосфорная) кислота 178

- Основание 42
- Основность 40
- Пептидная связь 296
- Пероксиды 235
- Пестициды 305
- Полисахариды 293
- Полиэтилен 280
- Радикал 272
- Растворитель 17
- Реакции
 - замещения 276
 - ионного обмена 37
 - каталитические 13
 - обратимые 13
 - окислительно-восстановительные 67
 - полимеризации 280
 - присоединения 279
 - этерификации 290
- Селитры 166
- Серная кислота 128
- Сероводород 115
- Сероводородная кислота 118
- Скорость химической реакции 11
- Соли 46
- Сплавы 224
- Стекло 206
- Степень
 - диссоциации 34
 - окисления 104
 - полимеризации 280
- Сульфаты 130
- Сульфиды 118
- Сульфиты 121
- Теория электролитической диссоциации 21
- Тепловой эффект 8
- Термохимическое уравнение 9
- Токсические компоненты 304
- Углеводороды 269
- Углеводы 293, 300
- Угольная кислота 195
- Уравнения
 - ионные 36
 - – полные 36
 - сокращённые 37
 - электролитической диссоциации 21
- Фосфорный ангидрид (оксид фосфора) 178
- Фреоны 304
- Фуллерены 186, 188
- Функциональная группа 284
- Халькогены 98
- Химическое равновесие 14
- Щёлочноземельные металлы 243
- Электродный потенциал 220
- Электролитическая диссоциация 19
- Электролиты 18, 33
- Электрохимический ряд напряжений 220, 222

Предисловие	3
 Раздел I. Теоретические основы химии	
Глава 1. Химические реакции и закономерности их протекания	5
§ 1. Энергетика химических реакций	5
§ 2. Скорость химической реакции. Химическое равновесие	10
Глава 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации	16
§ 3. Немного о растворителях	16
§ 4. Ионы — переносчики электрических зарядов	18
Некоторые сведения о структуре растворов. Кристаллогидраты <i>(Дополнительный материал к § 4)</i>	23
Практическая работа 1 Влияние различных факторов на скорость химической реакции	25
§ 5. Механизм электролитической диссоциации веществ с ковалентной полярной связью	26
§ 6. Свойства ионов	29
Из истории создания и развития теории электролитической диссоциации <i>(Дополнительный материал к § 4–6)</i>	31
§ 7. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации	33
§ 8. Реакции электролитов в водных растворах и их уравнения	36
§ 9. Кислоты как электролиты	39
§ 10. Основания как электролиты	42
§ 11. Соли как электролиты	46
Практическая работа 2 Решение экспериментальных задач по теме «Растворы. Теория электролитической диссоциации»	50
Гидролиз солей <i>(Дополнительный материал к § 11)</i>	51
Химические реакции в свете трёх теорий: атомно-молекулярного учения, электронного строения атома, теории электролитической диссоциации <i>(Дополнительный материал к главам 1 и 2)</i>	53
	315

Глава 3. Общая характеристика неметаллов	57
§ 12. Элементы-неметаллы в Периодической системе Д.И. Менделеева и в природе	57
§ 13. Простые вещества-неметаллы, их состав, строение, общие свойства и способы получения	64
§ 14. Водородные и кислородные соединения неметаллов	68
Глава 4. Водород — рождающий воду и энергию	72
§ 15. Водород — химический элемент и простое вещество	72
Химический элемент водород в космосе и на Земле <i>(Дополнительный материал к § 15)</i>	77
Практическая работа 3 Получение водорода и изучение его свойств	78
Применение водорода <i>(Дополнительный материал к главе 4)</i>	79
§ 16. Вода — оксид водорода	81
Глава 5. Галогены	85
§ 17. Строение атомов галогенов. Галогены — простые вещества	85
§ 18. Хлороводород, соляная кислота и их свойства	91
Практическая работа 4 Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»	95
Биологическая роль галогенов <i>(Дополнительный материал к главе 5)</i>	96
Глава 6. Подгруппа кислорода и её типичные представители	98
§ 19. Общая характеристика элементов подгруппы кислорода и их простых веществ	98
Биологические функции халькогенов <i>(Дополнительный материал к § 19)</i>	103
§ 20. Кислород. Озон	104
Круговорот кислорода в природе <i>(Дополнительный материал к § 20)</i>	109
§ 21. Сера как простое вещество. Аллотропия и свойства серы	110
§ 22. Сероводород. Сульфиды	115
§ 23. Кислородсодержащие соединения серы (IV)	120
§ 24. Кислородсодержащие соединения серы (VI)	123

	Круговорот серы в природе. Экологические проблемы, связанные с кислородсодержащими соединениями серы (Дополнительный материал к главе 6)	131
Глава 7. Подгруппа азота и её типичные представители		135
§ 25.	Общая характеристика элементов подгруппы азота	135
	История открытия и исследования элементов подгруппы азота (Дополнительный материал к § 25)	140
§ 26.	Азот как элемент и как простое вещество	143
§ 27.	Аммиак	146
	Практическая работа 5 Получение аммиака и изучение его свойств	154
§ 28.	Оксиды азота	156
§ 29.	Азотная кислота и её соли	160
	Круговорот азота в природе (Дополнительный материал к § 26–29)	169
§ 30.	Фосфор как элемент и простое вещество	172
§ 31.	Соединения фосфора	176
	Круговорот фосфора в природе (Дополнительный материал к § 30–31)	180
Глава 8. Подгруппа углерода		184
§ 32.	Положение элементов подгруппы углерода в Периодической системе, строение их атомов	184
§ 33.	Аллотропные модификации углерода	186
§ 34.	Адсорбция. Химические свойства углерода	189
§ 35.	Оксиды углерода	191
§ 36.	Угольная кислота и её соли	195
	Круговорот углерода в природе (Дополнительный материал к § 36)	199
	Практическая работа 6 Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов	200
§ 37.	Кремний и его свойства. Соединения кремния	201
	Силикатная промышленность (Дополнительный материал к § 37)	206
Раздел III. Металлы		
Глава 9. Общие свойства металлов		209
§ 38.	Элементы-металлы. Особенности строения их атомов. Положение металлов в Периодической системе Д.И. Менделеева	209

	Кристаллическая структура металлов и её влияние на свойства веществ (<i>Дополнительный материал к § 38</i>)	213
§ 39.	Химические свойства металлов	217
	Электрохимический ряд напряжений металлов и его использование (<i>Дополнительный материал к § 39</i>)	220
§ 40.	Сплавы	224
	Коррозия металлов и сплавов (<i>Дополнительный материал к главе 9</i>)	227
Глава 10. Металлы главных и побочных подгрупп		232
§ 41.	Характеристика элементов IA-группы Периодической системы и образуемых ими простых веществ	232
	Распространение в природе и биологическое значение щелочных металлов (<i>Дополнительный материал к § 41</i>)	239
§ 42.	Металлы IIA-группы Периодической системы Д.И. Менделеева и их важнейшие соединения	241
§ 43.	Распространение и роль металлов IIA-группы в природе. Жёсткость воды	247
	Роль металлов IIA-группы в живой природе (<i>Дополнительный материал к § 43</i>)	248
§ 44.	Алюминий	250
§ 45.	Железо и его важнейшие соединения	256
	Практическая работа 7 Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения»	261

Раздел IV. Общие сведения об органических соединениях

Глава 11. Углеводороды		262
§ 46.	Возникновение и развитие органической химии – химии соединений углерода	262
§ 47.	Классификация углеводородов	269
§ 48.	Физические и химические свойства предельных углеводородов (алканов)	275
§ 49.	Непредельные углеводороды этиленового ряда (алкены)	278
	Природные источники углеводородов. Нефть. Нефтепродукты (<i>Дополнительный материал к главе 11</i>)	282

Глава 12. Кислородсодержащие органические соединения	284
§ 50. Спирты	284
§ 51. Предельные одноосновные карбоновые кислоты	288
Глава 13. Биологически важные органические соединения (жиры, углеводы, белки)	291
§ 52. Жиры	291
§ 53. Углеводы	293
§ 54. Белки	295
Энергетика и пища. Калорийность жиров, белков и углеводов <i>(Дополнительный материал к главе 13)</i>	298
Глава 14. Человек в мире веществ	303
§ 55. Вещества, вредные для здоровья человека и окружающей среды	303
§ 56. Полимеры и жизнь	306
§ 57. Химия и здоровье человека	309
Предметный указатель	313

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Ряды	ГРУППЫ									
		А I В	А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	А VII В	А	VIII	В
1	1	H 1,0079 1 Водород						H	He 4,00260 2 Гелий		
2	2	Li 6,941 3 Литий	Be 9,01218 4 Бериллий	B 10,81 5 Бор	C 12,011 6 Углерод	N 14,0067 7 Азот	O 15,9994 8 Кислород	F 18,9984 9 Фтор	Ne 20,179 10 Неон		
3	3	Na 22,9898 11 Натрий	Mg 24,305 12 Магний	Al 26,9815 13 Алюминий	Si 28,0855 14 Кремний	P 30,9738 15 Фосфор	S 32,06 16 Сера	Cl 35,453 17 Хлор	Ar 39,948 18 Аргон		
4	4	K 39,0983 19 Калий	Ca 40,08 20 Кальций	Sc 44,9559 21 Скандий	Ti 47,88 22 Титан	V 50,9415 23 Ванадий	Cr 51,996 24 Хром	Mn 54,938 25 Марганец	Fe 55,847 26 Железо	Co 58,9332 27 Кобальт	Ni 58,69 28 Никель
	5	Cu 63,546 29 Медь	Zn 65,39 30 Цинк	Ga 69,72 31 Галлий	Ge 72,59 32 Германий	As 74,9216 33 Мышьяк	Se 78,96 34 Селен	Br 79,904 35 Бром	Kr 83,80 36 Криптон		
5	6	Rb 85,4678 37 Рубидий	Sr 87,62 38 Стронций	Y 88,9059 39 Иттрий	Zr 91,224 40 Цирконий	Nb 92,9064 41 Ниобий	Mo 95,94 42 Молибден	Tc 98 43 Технеций	Ru 101,07 44 Рутений	Rh 102,905 45 Родий	Pd 106,42 46 Палладий
	7	Ag 107,868 47 Серебро	Cd 112,41 48 Кадмий	In 114,82 49 Индий	Sn 118,69 50 Олово	Sb 121,75 51 Сурьма	Te 127,60 52 Теллур	I 126,904 53 Иод	Xe 131,29 54 Ксенон		
6	8	Cs 132,905 55 Цезий	Ba 137,33 56 Барий	La* 138,905 57 Лантан	Hf 178,49 72 Гафний	Ta 180,9479 73 Тантал	W 183,85 74 Вольфрам	Re 186,207 75 Рений	Os 190,2 76 Осмий	Ir 192,22 77 Иридий	Pt 195,08 78 Платина
	9	Au 196,967 79 Золото	Hg 200,59 80 Ртуть	Tl 204,38 81 Таллий	Pb 207,2 82 Свинец	Bi 208,980 83 Висмут	Po [209] 84 Полоний	At [210] 85 Астат	Rn [222] 86 Радон		
7	10	Fr [223] 87 Франций	Ra [226] 88 Радий	Ac** [227] 89 Актиний	Rf [261] 104 Резерфордий	Db [262] 105 Дубний	Sg [266] 106 Сиборгий	Bh [264] 107 Борий	Hs [265] 108 Гассий	Mt [268] 109 Мейтнерий	Ds [271] 110 Дармштадтий
	11	Rg [280] 111 Рентгений	Cn [285] 112 Коперниций	Nh [284] 113 Нихоний	Fl [289] 114 Флеровий	Mc [288] 115 Московский	Lv [293] 116 Ливерморий	Ts [294] 117 Теннессин	Og [294] 118 Оганесон		
ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄		
ФОРМУЛА ЛЕГУЧЕГО ВОДОРОДНОГО СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH			



*Лантаноиды

58 140,12 Церий	59 140,908 Прозермидий	60 144,24 Неодим	61 [145] Прометий	62 150,36 Самарий	63 151,96 Европий	64 157,25 Гадолиний	65 158,925 Тербий	66 162,50 Диспрозий	67 164,930 Гольмий	68 167,26 Эрбий	69 168,934 Тулий	70 173,04 Иттербий	71 174,967 Лютеций
-----------------------	------------------------------	------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	-------------------------	---------------------------	--------------------------	-----------------------	------------------------	--------------------------	--------------------------

**Актиноиды

90 232,038 Торий	91 [231] Протактиний	92 238,029 Уран	93 [237] Нептуний	94 [244] Плутоний	95 [243] Америций	96 [247] Кюрий	97 [247] Берклий	98 [251] Калифорний	99 [252] Эйнштейний	100 [257] Фермий	101 [260] Менделеев	102 [259] Нобелий	103 [262] Лоуренсий
------------------------	----------------------------	-----------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	----------------------	------------------------	---------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	---------------------------

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	Li ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Cu ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	Sr ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	—	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	Н	—	Н	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	—	Н	Р	Р	Р	Р	—	—	М	Р
S ²⁻	Р	Р	—	Р	Р	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	М	Н	—	Н	Н	—	Н	М	—	—	—	—	Н	Н	Н
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	М	—	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	Н	—	Н
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	—	Р	Р	Н	Н	М	—	Н	Н	—	—	—	—	Н	Н	—	—	—	—	Н	—	Н
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	—	—	—	Н	—	—	—	—	—	Н	—	М
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р РАСТВОРИМЫЕ

М МАЛОРАСТВОРИМЫЕ

Н НЕРАСТВОРИМЫЕ

— РАЗЛАГАЮТСЯ ВОДОЙ
ИЛИ НЕ СУЩЕСТВУЮТ