П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХИМИЯ

Учебник

9 класс

Вода
Растворы

Химические реакции

Важнейшие
органические соединения

ББК 24.я721
П57

Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(Приказ Министерства образования и науки Украины от 02.02.2009 г. № 56)

Эксперты, рекомендовавшие учебник к изданию:

доктор химических наук, профессор кафедры органической химии Таврийского национального университета им. В. И. Вернадского *А. Е. Земляков*;

кандидат педагогических наук, доцент, заведующий кафедрой теории и методики Днепропетровского ОИППО *Л. М. Зламанюк*;

доктор химических наук, профессор Института химии поверхности им. А. А. Чуйко НАН Украины, член-корреспондент НАН Украины *Н. Т. Картель*;

кандидат химических наук, учитель Донецкого лицея «Коллеж» *И. Ю. Старовойтова*;

заведующий УМК химии Кировоградского ОИППО им. В. Сухомлинского *В. П. Шевчук*;

кандидат педагогических наук, заведующий лабораторией дидактики Института педагогики АПН Украины *В. И. Кизенко*

Ответственные за подготовку учебника к изданию:

главный специалист МОН Украины *С. С. Фицайло*;

заведующая сектором Института инновационных технологий и содержания образования *Е. А. Дубовик*

ISBN 978-966-580-299-0

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2009
© ИЦ «Академия», оригинал-макет, 2009

Дорогие девятиклассники!

На уроках химии в 8 классе вы узнали много нового и интересного о химических элементах и различных веществах. Вам стало известно, что в химии порции веществ оценивают по количеству содержащихся в них частиц — атомов, молекул, ионов. Читая учебник и выполняя опыты, вы изучали свойства и способы получения важнейших неорганических соединений — оксидов, оснований, кислот, солей.

Теперь вы знаете, как был открыт периодический закон — основной закон химии, устанавливающий зависимость химического характера элементов, свойств их простых и сложных веществ от заряда ядер атомов.

Все вещества существуют благодаря способности атомов, молекул, ионов соединяться друг с другом. Такое взаимодействие частиц называют химической связью. Зная строение вещества, можно прогнозировать его свойства.

В 9 классе продолжится ваше знакомство с основами химии. Вы узнаете о процессах, происходящих в водных растворах различных веществ, о типах химических реакций и особенностях их протекания, а во втором семестре — о важнейших органических соединениях, в том числе и о тех, которые содержатся в растениях, животных и организме человека.

Как и раньше, вы будете выполнять различные опыты на уроках химии, а также во внеурочное время и дома, предварительно получив разрешение родителей.

При проведении химического эксперимента важно записывать свои действия и наблюдения. Старайтесь всегда находить объяснение увиденному во время опытов и делать соответствующие выводы.

Напоминаем, что к практическим работам нужно готовиться заранее. Вариант практической работы, задания и опыты, которые вам следует выполнить, укажет учитель.

В 9 классе вы также должны соблюдать правила работы и техники безопасности при выполнении химических опытов.

Этот учебник поможет вам изучать химию. В начале каждого параграфа указано, какое значение имеет изложенный учебный материал, а в конце параграфа сформулированы выводы. Текст,

отмеченный слева вертикальной цветной линией, адресован ученикам, желающим расширить и углубить свои знания по химии. Дополнительная информация и интересные факты размещены на полях. Основные определения выделены цветом, а новые термины, важные утверждения и слова с логическим ударением — курсивом. Текст к лабораторным опытам и практическим работам размещен на цветном фоне.

После каждого параграфа приведены задания, упражнения и задачи различных типов; они расположены преимущественно по возрастанию сложности. В конце учебника имеются ответы к некоторым задачам и упражнениям, словарь основных терминов, а также предметный указатель. Он поможет быстро найти страницу учебника, на которой идет речь об определенном термине, веществе, явлении и т. п. Кроме того, для учеников, которые интересуются химией, предлагается список соответствующей литературы и названия интернет-сайтов.

Вдумчивая работа с учебником поможет вам глубже осознать связи, которые существуют между составом, строением и свойствами веществ, научиться прогнозировать и объяснять химические превращения.

Химию изучают для того, чтобы понимать, как устроен мир, по каким законам он развивается, чтобы использовать различные вещества, не нанося вреда себе и окружающей среде.

Желаем вам успехов в изучении химии.

Авторы

1 раздел
Вода. Растворы

Каждый из вас, услышав слово «раствор», наверное, представит себе прозрачную жидкость — бесцветную или окрашенную, а также вспомнит о воде, которая входит в состав многих растворов.

Почему вода растворяет то или иное вещество? Существует ли связь между способностью вещества растворяться и его строением? Что происходит при образовании раствора? Ответы на эти и другие вопросы вы найдете, внимательно прочитав параграфы первого раздела учебника. Узнаете и о том, какие частицы существуют в растворах, поймете суть химических реакций с участием растворенных веществ. Кроме того, вы научитесь готовить растворы и проводить соответствующие вычисления.

1 Вода

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о распространенности воды в природе;
- выяснить строение молекулы воды;
- понять суть водородной связи.

Распространенность в природе. Вода — наиболее распространенное соединение на нашей планете. Она покрывает свыше 2/3 поверхности Земли (рис. 1). Приблизительно 97 % всей воды

Рис. 1.
Вода на поверхности Земли

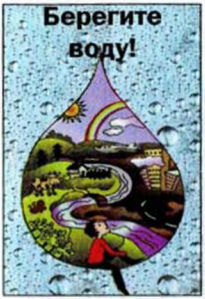


Рис. 2.
Вода — наше богатство

находится в морях и океанах. Такая вода содержит многие растворенные вещества. На пресную воду приходится 3 %. Почти вся она сконцентрирована в снегах и льдах Антарктиды, Арктики, регионах с вечной мерзлотой. Реки и озера содержат лишь 0,03 % всей воды, имеющейся на планете. Именно эту воду человек использует для своих потребностей. Поэтому охрана водных ресурсов планеты от загрязнений является одной из важных задач, стоящих перед человечеством (рис. 2).

Вода в незначительном количестве содержится в атмосфере, причем — в трех агрегатных состояниях: газообразном (водяной пар обуславливает влажность воздуха), жидком и твердом (туман, облака). Атмосферные осадки (дождь, снег), выпадая на земную поверхность, захватывают с собой пыль, некоторые растворившиеся газы и тем самым очищают воздух.

Вода содержится и в твердой оболочке планеты — литосфере, причем как в «свободном» состоянии (подземные воды), так и в «химически связанном» — в составе различных природных соединений и минералов.

Массовая доля воды в живых организмах составляет от 50 до 99 %, а в организме взрослого человека — около 65 %.

Природная вода всегда содержит примеси. Сравнительно чистую воду получают перегонкой. Ее называют дистиллированной и используют в научных исследованиях, некоторых производствах, для приготовления лекарств.

Строение молекулы. Химическая формула воды H_2O известна каждому из вас. Это — молекулярное вещество. Электронная и графическая формулы молекулы воды

$$H:\ddot{O}:\ddot{H} \qquad H-\underset{\underset{H}{|}}{O}$$

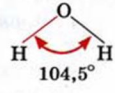
указывают на то, что два атома Гидрогена соединены с атомом Оксигена простыми ковалентными связями.

▶ Какую связь называют ковалентной? Какая особенность электронного строения атома «позволяет» ему образовывать такую связь с другим атомом?

Обратим внимание на строение атомов Гидрогена и Оксигена (их электронные формулы вы составляли в 8 классе):

$$_{1}H\ \ 1s^1;\ 1s\ \boxed{\uparrow}; \qquad _{8}O\ \ 1s^2 2s^2 2p^4;\ \begin{array}{l} \qquad\qquad\qquad 2p \\ \qquad\qquad\qquad \boxed{\uparrow\downarrow}\ \boxed{\uparrow}\ \boxed{\uparrow} \\ 2s\ \boxed{\uparrow\downarrow} \\ 1s\ \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$$

Каждая связь в молекуле воды образована *s*-электроном атома Гидрогена и одним *p*-электроном атома Оксигена. Два *p*-электрона атома Оксигена, участвующие в этих связях, являются неспаренными и находятся в разных орбиталях. Поскольку *p*-орбитали расположены перпендикулярно друг другу, *молекула воды имеет угловое строение*[1]. Правда, угол между прямыми, соединяющими центры атомов Гидрогена и Оксигена, составляет не 90°, а 104,5°:



На рисунке 3 изображены две модели молекулы воды. В шаростержневой модели стержни имитируют простые ковалентные связи между

[1] Такое объяснение строения молекулы воды является упрощенным.

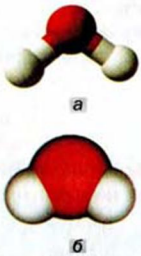


Рис. 3. Модели молекулы воды: *а* — шаростержневая; *б* — масштабная. Белые шарики — атомы Гидрогена, красные — атомы Оксигена

атомами, а в масштабной модели соблюдено соотношение размеров атомов и молекулы.

Поскольку Оксиген — более электроотрицательный элемент, чем Гидроген, то общие электронные пары смещены от двух атомов Гидрогена к атому Оксигена. Связи О–Н являются полярными. На атоме Оксигена сосредоточен небольшой отрицательный заряд, а на каждом из двух атомов Гидрогена — положительный:

$0 < \delta < 1$ ($\delta = 0{,}17$)

Итак, молекула воды со стороны атома Оксигена заряжена отрицательно, а с противоположной стороны, где размещены атомы Гидрогена, — положительно. Такую молекулу называют полярной; она является диполем[1], т. е. имеет два разноименно заряженных полюса. Ее условно изображают эллипсом, в который вписаны знаки «+» и «−» без указания величин зарядов:

Полярность молекулы воды существенно влияет на свойства этого вещества.

Водородная связь. Молекулы-диполи воды могут притягиваться друг к другу, а именно, атом $\overset{\delta+}{H}$ одной молекулы воды — к атому $\overset{2\delta-}{O}$ другой.

Электростатическое взаимодействие между молекулами с участием атомов Гидрогена называют *водородной связью*.

Водородную связь принято обозначать тремя точками: H · · · O. Эта связь значительно слабее ковалентной. Обязательное условие ее образования — наличие в молекуле атома Гидрогена, соединенного с атомом одного из наиболее электроотрицательных элементов (Флуора, Оксигена, Нитрогена).

Водородные связи существуют и в жидкой воде, и во льду. Каждая молекула воды соедине-

[1] Термин происходит от греч. di(s) — дважды и polos — полюс.

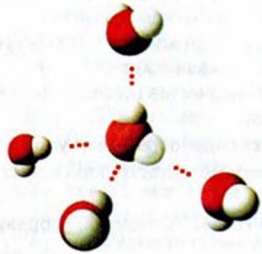


Рис. 4.
Водородные связи между молекулами воды

Рис . 5.
Снежинка

на водородными связями с четырьмя другими (рис. 4). Это является причиной характерной формы снежинок (рис. 5). В жидкой воде часть водородных связей постоянно разрушается, но одновременно образуются новые связи.

ВЫВОДЫ

Вода — одно из наиболее распространенных в природе соединений. Ее молекула содержит ковалентные полярные связи O–H, имеет угловую форму и является полярной. На каждом атоме Гидрогена молекулы воды сосредоточен небольшой положительный заряд, а на атоме Оксигена — небольшой отрицательный заряд.

Молекулы воды притягиваются друг к другу вследствие электростатического взаимодействия между атомами Гидрогена и Оксигена разных молекул. Такое взаимодействие называют водородной связью.

?

1. Почему в природе нет чистой воды? Какие примеси могут быть в ней?
2. Как должен действовать каждый человек в быту, на отдыхе, чтобы лозунг «Берегите воду!» воплощался в жизнь?

3. Подготовьте по материалам Интернета небольшое сообщение на одну из таких тем:
   а) обеспеченность пресной водой различных регионов Украины;
   б) источники загрязнения природной воды;
   в) вода в народном творчестве (пословицы, поговорки и т. п.);
   г) интересное о воде.
4. Объясните, почему молекула воды имеет угловую форму.
5. Каково различие между шаростержневой и масштабной моделями молекулы?
6. Что такое водородные связи? Почему они образуются между молекулами воды?
7. Рассчитайте число атомов Гидрогена и число атомов Оксигена в 1 мг воды.
8. Дейтерий — природный нуклид Гидрогена. Ядро атома этого нуклида состоит из одного протона и одного нейтрона. Найдите массовую долю Дейтерия в тяжелой воде D_2O.
9. Вычислите массу молекулы воды в граммах.

2 Свойства воды

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить и объяснить физические свойства воды;
- вспомнить, с какими веществами реагирует вода.

Физические свойства. Каждому известно, что вода — бесцветная жидкость без вкуса и запаха, которая замерзает при температуре 0 °C, а закипает при 100 °C (при давлении 760 мм рт. ст.). Вода имеет плотность 1,00 г/см^3 (при 4 °C), незначительную теплопроводность, почти не проводит электрический ток.

Температуры плавления льда и кипения воды значительно выше, чем, например, метана CH_4 — сходного по составу соединения, молекула которого имеет почти такую же массу, что и молекула H_2O. Причина — наличие водородных

связей между молекулами воды[1]*. Чтобы разрушить эти связи, нужно израсходовать энергию, т. е. нагреть вещество.*

Рис. 6.
В реке, покрытой льдом, жизнь продолжается

Лед немного легче воды; его плотность составляет 0,92 г/см^3. (Другие вещества в твердом состоянии имеют бóльшую плотность, чем в жидком.) Все молекулы во льду соединены водородными связями (§ 1). Это вещество имеет ажурную структуру со многими пустотами. При плавлении льда некоторые водородные связи разрываются, и «освободившиеся» молекулы воды заполняют пустоты. Вследствие этого вещество «уплотняется».

Лед не тонет в воде, и зимой водоемы обычно не промерзают до дна. Это спасает рыбу, других обитателей рек и озер от гибели (рис. 6).

Химические свойства. Вода проявляет достаточную химическую активность. Она реагирует со многими веществами — и простыми, и сложными.

Реакции с простыми веществами. Вам известно, что вода взаимодействует с наиболее активными металлами — щелочными (рис. 7) и щелочноземельными. Продуктами каждой реакции является основание (щелочь) и водород:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

С магнием вода реагирует при нагревании.

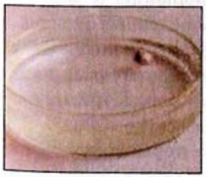


Рис. 7.
Реакция натрия с водой

▶ Напишите уравнение реакции магния с водой.

С водой взаимодействуют и некоторые менее активные металлы, но при достаточ-

[1] Водородные связи между молекулами метана CH_4 не образуются, поскольку ковалентная связь C–H почти неполярна. Поэтому в обычных условиях метан является газом. Он превращается в жидкость при охлаждении до –164 °C (при нормальном давлении).

но высокой температуре (реагентом является водяной пар). При этом вместо гидроксидов металлических элементов образуются оксиды:

$$Zn + H_2O \overset{t}{=} ZnO + H_2.$$

Вода реагирует и с некоторыми неметаллами. Взаимодействием водяного пара с раскаленным углем получают смесь газов, которую используют как топливо:

$$C + H_2O \overset{t}{=} CO + H_2.$$

Реакции со сложными веществами. Среди соединений, с которыми реагирует вода, — немало оксидов и солей.

Вода взаимодействует с некоторыми оснóвными оксидами и почти со всеми кислотными. Такие химические превращения вы изучали в 8 классе. Все они являются реакциями соединения. Кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, образуют соответствующие оксигенсодержащие кислоты, а оксиды щелочных и щелочноземельных элементов — основания (щелочи):

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Из известных вам кислотных оксидов лишь один не вступает в реакцию с водой; его формула — SiO_2. Инертны по отношению к воде все амфотерные оксиды и многие оснóвные оксиды.

Вода реагирует с некоторыми солями. Часть этих химических превращений, которые являются реакциями соединения, рассмотрим в следующем параграфе.

Разложение воды. Вода — термически устойчивое вещество. Ее молекулы начинают разрушаться при очень высокой температуре. При 2500 °C разлагается приблизительно 11 % всех молекул, а при 1000 °C — лишь 0,03 %. Продукты разложения воды — водород и кислород:

$$2H_2O \overset{t}{=} 2H_2 + O_2.$$

Воду можно разложить и с помощью электрического тока.

Это интересно

Водяной пар в особых условиях реагирует с несолеобразующим оксидом CO: $H_2O + CO \overset{t,k}{=} H_2 + CO_2$.

▶ Учитывая уравнение реакции разложения воды, укажите, в какой пробирке на рисунке 8 накапливается водород, а в какой — кислород.

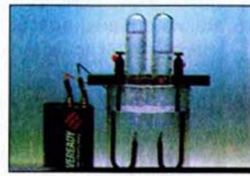


Рис. 8. Разложение воды постоянным электрическим током

ВЫВОДЫ

Вода при обычных условиях — бесцветная жидкость с плотностью 1,00 г/см^3, не имеющая вкуса и запаха, которая кипит при 100 °С и замерзает при 0 °С. Лед немного легче воды.

Вода взаимодействует со щелочными и щелочноземельными металлами, оксидами щелочных и щелочноземельных элементов, кислотными оксидами. При очень высокой температуре или действии постоянного электрического тока вода разлагается на водород и кислород.

?

10. Охарактеризуйте физические свойства воды.
11. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:

    а) $SO_2 + H_2O \rightarrow ...$; в) $I_2O_5 + H_2O \rightarrow ...$;

    б) $Na_2O + H_2O \rightarrow ...$; г) $MgO + H_2O \rightarrow ...$.

    Укажите среди реагентов кислотные и оснóвные оксиды, а среди продуктов реакций — кислоты и основания.
12. Какие из приведенных оксидов реагируют с водой: Li_2O, FeO, N_2O_3, SiO_2, Al_2O_3? Ответ обоснуйте.
13. Напишите уравнения реакций оксидов с водой, в результате которых образуются такие соединения:

    а) стронций гидроксид $Sr(OH)_2$; в) перхлоратная кислота $HClO_4$;

    б) селенатная кислота H_2SeO_4; г) лантан гидроксид $La(OH)_3$.

14. Происходят ли реакции между водой и такими веществами: литием, золотом, кислородом, барий оксидом, никель(II) оксидом, фосфор(V) оксидом, аргентум хлоридом? Составьте уравнения тех реакций, которые возможны.
15. Какие объемы водорода и кислорода образуются в нормальных условиях при полном разложении 1 л воды постоянным электрическим током?
16. Достаточно ли для гашения определенной массы негашеной извести взять такую же массу воды? (Считайте, что негашеная известь — это кальций оксид, не содержащий примесей.) Ответ обоснуйте.

3 Кристаллогидраты

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие соединения называют кристаллогидратами;
- решать задачи, в которых речь идет о кристаллогидратах.

Вода вступает в реакции соединения с некоторыми солями. При этом образуются вещества (тоже — соли), которые, кроме соответствующих катионов и анионов, содержат молекулы воды.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Реакция купрум(II) сульфата с водой

В маленькую фарфоровую чашку поместите немного порошка купрум(II) сульфата (соединение белого цвета) и добавьте несколько капель воды. Что наблюдаете?

Добавляйте к веществу воду (небольшими порциями) при перемешивании до его полного растворения.

Поставьте фарфоровую чашку на кольцо лабораторного штатива, зажгите спиртовку и осторожно выпаривайте из раствора воду до появления мелких голубых кристаллов[1].

В этом опыте купрум(II) сульфат превращается в новое вещество. Его химическая формула — $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (читается «купрум-эс-о-четыре-напять-аш-два-о»). Тривиальное название соединения — медный купорос[2], а химическое — купрум(II) сульфат, пентагидрат. В названиях таких веществ к слову «гидрат» добавляют приставку, которая происходит от греческого названия числа: моно- (1), ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6), гепта- (7), окта- (8), нона- (9)[3], дека- (10) и т. д. Точка в химической формуле означает, что медный купорос является соединением купрум(II) сульфата и воды, а не смесью этих веществ и не водным раствором купрум(II) сульфата. В соединении на каждую пару ионов — Cu^{2+} и SO_4^{2-} — приходится 5 молекул воды.

Уравнение реакции образования медного купороса:

$$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O.$$

купрум(II) сульфат (безводная соль) — купрум(II) сульфат, пентагидрат

Кристаллические вещества, в состав которых входят молекулы воды, называют *кристаллогидратами*.

Кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Известно много кристаллогидратов. Среди них — гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (рис. 9), железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, горькая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

---

[1] Выпаривание можно проводить на предметном стекле. Необходимо нанести на него 2—3 капли раствора и держать стекло над пламенем.

[2] Соединение применяют в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями растений.

[3] Эта приставка происходит от латинского названия числа.

Рис. 9.
Природные кристаллы гипса

▶ Дайте химические названия кристаллогидратам, указанным выше.

Воду, которая содержится в кристаллогидратах, называют кристаллизационной.

Часто кристаллогидраты и соответствующие безводные соединения имеют различную окраску (рис. 10).

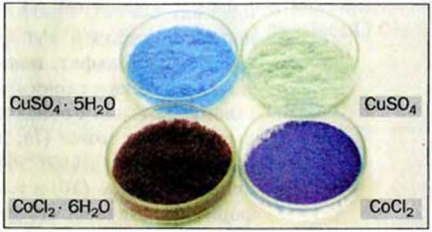


Рис. 10.
Некоторые кристаллогидраты и безводные соли

При нагревании кристаллогидраты разлагаются с выделением воды:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{t} CuSO_4 + 5H_2O\uparrow.$$

Решение задач. При использовании кристаллогидратов нередко возникает потребность в различных расчетах.

ЗАДАЧА 1. Найти массовую долю воды в медном купоросе.

Дано:	*Решение*
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	*1-й способ*
$w(H_2O)$ — ?	1. Вычисляем молярную массу медного купороса: $M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = M(CuSO_4) + 5M(H_2O) = 160 + 5 \cdot 18 = 160 + 90 = 250$ (г/моль).
	2. Составляем пропорцию и находим массовую долю воды в кристаллогидрате:
	250 г (масса 1 моль кристаллогидрата) — 1 (или 100 %),
	90 г (масса 5 моль воды) — x;
	$x = w(H_2O) = \frac{90 \cdot 1}{250} = 0{,}36$
	(или $x = w(H_2O) = \frac{90 \cdot 100\ \%}{250} = 36\ \%$).

2-й способ

1. Вычисляем молярную массу медного купороса:

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = M(CuSO_4) + 5M(H_2O) = \\ = 160 + 5 \cdot 18 = 160 + 90 = 250 \text{ (г/моль)}.$$

2. Находим массовую долю воды в кристаллогидрате по соответствующей формуле:

$$w(H_2O) = \frac{5M(H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{90}{250} = 0{,}36, \text{ или } 36\,\%.$$

Ответ: **$w(H_2O) = 0{,}36$, или 36 %.**

ЗАДАЧА 2. Какие массы кристаллизационной воды и безводной соли содержатся в 25 г медного купороса?

Дано:

$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 25$ г

$m(H_2O)$ — ?

$m(CuSO_4)$ — ?

Решение

1-й способ

1. Вычислив молярную массу медного купороса (см. задачу 1), находим массу кристаллизационной воды:

в 250 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ содержится 90 г H_2O,
в 25 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — x г H_2O;

$$x = m(H_2O) = 9 \text{ г}.$$

2. Рассчитываем массу безводной соли:

$$m(CuSO_4) = m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) - m(H_2O) = \\ = 25 - 9 = 16 \text{ (г)}.$$

2-й способ

1. Вычисляем количество вещества кристаллогидрата:

$$n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \\ = \frac{25}{250} = 0{,}1 \text{ (моль)}.$$

2. Находим количество вещества кристаллизационной воды в 0,1 моль кристаллогидрата:

$$n(H_2O) = 5 \cdot n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \\ = 5 \cdot 0{,}1 = 0{,}5 \text{ (моль)}.$$

3. Рассчитываем массу кристаллизационной воды:

$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O) = \\ = 0{,}5 \cdot 18 = 9 \text{ (г)}.$$

4. Вычисляем массу безводной соли:

$$m(CuSO_4) = m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) - m(H_2O) = \\ = 25 - 9 = 16 \text{ (г)}.$$

Ответ: **$m(H_2O) = 9$ г; $m(CuSO_4) = 16$ г.**

ВЫВОДЫ

Кристаллические вещества, в состав которых входят молекулы воды, называют кристаллогидратами. При нагревании они разлагаются с образованием безводных соединений и воды.

?

17. Что такое кристаллогидрат? Приведите примеры таких соединений.
18. Запишите формулу кристаллогидрата, формульная единица которого состоит из одного иона Be^{2+}, двух ионов Cl^- и четырех молекул воды. Назовите этот кристаллогидрат.
19. Выполните расчеты для соединения $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ и заполните таблицу:

$M(CuCl_2)$	$2M(H_2O)$	$M(CuCl_2 \cdot 2H_2O)$	$w(CuCl_2)$	$w(H_2O)$

20. Какая масса барий гидроксида содержится в его кристаллогидрате массой 6,3 г? Примите во внимание, что в составе формульной единицы кристаллогидрата — восемь молекул воды.
21. Вычислите приблизительное соотношение масс воды и безводной соли в кристаллогидрате $Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$.
22. Кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ при нагревании разлагается на кальцинированную соду Na_2CO_3 и воду, которая выделяется в виде пара. Какая масса кристаллической соды разложилась, если масса твердого вещества в результате реакции уменьшилась на 9 г?
23. Массовая доля воды в кристаллогидрате $ZnSO_4 \cdot xH_2O$ составляет 43,9 %. Выведите формулу этого соединения.
24. Определите щелочной элемент, образующий соединение $MOH \cdot H_2O$, если массовая доля Гидрогена в кристаллогидрате составляет 7,14 %.

4 Растворы. Образование раствора

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что происходит при образовании раствора;

- объяснять тепловые эффекты, наблюдаемые при растворении различных веществ;
- выяснить, какие растворы называют коллоидными.

Смеси веществ. Что общего у воздуха, морской воды, нефти, гранита, молока, ювелирного сплава, зубной пасты? Это — смеси веществ.

Вам известно, что смеси бывают однородными и неоднородными.

В неоднородной смеси можно увидеть невооруженным глазом или с помощью микроскопа твердые частицы, капельки отдельных веществ, пузырьки газов. Некоторые смеси этого типа имеют общие названия. Неоднородную смесь жидкости и газа называют *пеной*. Она образуется, например, когда в стакан наливают из бутылки газированный напиток. Хорошо взболтанную смесь двух жидкостей, которые не растворяются друг в друге, называют *эмульсией*. Примером эмульсии является молоко; его главные компоненты — вода и жидкие жиры. Если перемешать жидкость с нерастворимым в ней, хорошо измельченным твердым веществом, получим *суспензию*. Суспензиями являются смеси воды с порошком мела, мукой, некоторые лекарственные препараты.

Растворы. Однородные смеси отличаются от неоднородных тем, что в них равномерно распределены мельчайшие частицы веществ — атомы, молекулы, ионы. Эти частицы нельзя обнаружить даже с помощью мощного микроскопа.

Однородные смеси веществ называют *растворами*.

Наверное, каждый из вас полагает, что раствор — это жидкость. Но, кроме жидких растворов, существуют твердые и газообразные растворы (рис. 11).

Раствор содержит по меньшей мере два вещества. Это — его компоненты. Один из них называют *растворителем*, а остальные — *растворенными веществами*. Растворителем считают вещество, которое находится в таком же агрегатном состоянии, что и раствор.

Рис. 11. Растворы (однородные смеси): *а* — водный раствор $FeCl_3$; *б* — воздух; *в* — сплав меди и алюминия

▶ Назовите растворитель и растворенное вещество в таких однородных смесях: а) водный раствор сахара; б) хлоридная кислота.

Если агрегатное состояние всех веществ, образовавших раствор, одинаково, то растворителем считают вещество, масса которого наибольшая. Правда, для водных растворов существует традиция именно воду называть растворителем.

Вода растворяет многие вещества; это — лучший растворитель.

Различают *концентрированные* и *разбавленные* растворы. Разбавленный раствор содержит значительно больше растворителя, чем растворенного вещества, а концентрированный — наоборот.

Свойства раствора отличаются от свойств его компонентов. Например, водный раствор поваренной соли замерзает при температуре несколько ниже 0 °C, закипает при температуре, превышающей 100 °C, и, в отличие от воды и кристаллов натрий хлорида, хорошо проводит электрический ток.

Образование раствора. Процесс образования раствора часто сопровождается не только физическими явлениями, но и химическими.

Рассмотрим, как происходит растворение в воде *ионного вещества*. При попадании кристалла такого вещества в воду к каждому иону, находящемуся на его поверхности, притягиваются молекулы воды своими противоположно заряженными частями (рис. 12). Если силы такого взаимодействия преобладают над силами притяжения между катионами и анионами в кристалле, ионы постепенно отделяются друг от друга и переходят в воду. Кристалл растворяется. В образовавшемся растворе находятся ионы растворенного вещества, соединенные с молекулами воды. Такие частицы называют *гидратированными*[1].

---

[1] Растворение натрий хлорида в воде можно проиллюстрировать такой схемой:

$$NaCl + (m + n)H_2O = Na^+ \cdot mH_2O + Cl^- \cdot nH_2O.$$

Рис. 12.
Растворение ионного кристалла в воде

▶ **Изобразите в тетради гидратированные катион Бария и гидроксид-ион.**

Образование гидратированных ионов обуславливает существование кристаллогидратов.

Растворение *молекулярных веществ* в воде может происходить по-разному. Если, например, молекулы кислорода, спирта, сахара, попадая в воду, остаются неизменными, то молекулы хлороводорода, сульфатной кислоты распадаются на ионы (§ 8). А растворение углекислого газа в воде сопровождается химической реакцией — образованием карбонатной кислоты. Правда, с водой реагирует лишь незначительная часть карбон(IV) оксида.

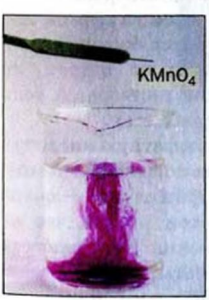


Рис. 13.
Диффузия окрашенных ионов MnO_4^- в воде при растворении калий перманганата

Процесс образования водного раствора можно разделить на три стадии:

1. Взаимодействие частиц вещества и молекул воды.

2. Отделение частиц вещества (молекул, ионов) друг от друга под действием молекул воды.

3. Взаимная диффузия вещества и воды, т. е. проникновение частиц одного вещества между частицами другого (рис. 13).

При растворении газа в воде вторая стадия отсутствует.

Для того чтобы твердое вещество растворялось быстрее, его измельчают, увеличивая таким образом поверхность будущего контакта частиц вещества с растворителем. Кроме того, растворение проводят при перемешивании, а иногда и при нагревании.

Тепловой эффект при растворении. Образование раствора сопровождается выделением или поглощением теплоты.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2
Тепловой эффект при растворении вещества

В пробирку поместите приблизительно 1/2 чайной ложки натрий нитрата и добавьте 5 мл воды. Содержимое пробирки перемешивайте стеклянной палочкой для ускорения процесса растворения. Прикоснитесь рукой ко дну пробирки. Что ощущаете?

Появление теплового эффекта при растворении можно объяснить следующим образом. Взаимодействие частиц вещества и молекул воды (это — первая стадия растворения) происходит с выделением теплоты, а разъединение молекул или ионов вещества (вторая стадия растворения) — с поглощением теплоты. Если на первой стадии растворения выделяется больше теплоты, чем ее поглощается на второй, то происходит разогревание раствора. А если наоборот — раствор охлаждается.

Смешав спирт или сульфатную кислоту с водой, мы зафиксируем повышение температуры раствора (во втором случае — очень сильное). Причина состоит в том, что на второй стадии растворения этих веществ поглощается мало теплоты, так как взаимодействие между молекулами спирта или кислоты является довольно слабым.

Рис. 14. Правильное приготовление разбавленного раствора сульфатной кислоты

Существует правило приготовления разбавленного раствора сульфатной кислоты из концентрированного. Концентрированный раствор добавляют в воду (рис. 14), причем медленно,

небольшими порциями, постоянно перемешивая и охлаждая сосуд водопроводной водой. Если же добавлять воду в концентрированную кислоту, то образующийся раствор может даже закипеть, а брызги кислоты — попасть на кожу и вызвать сильные ожоги.

Иногда при образовании раствора обнаружить тепловой эффект не удается (например, при растворении поваренной соли в воде). На самом деле он есть, но незначительный.

Колло́идные растворы. Водные растворы крахмала и натрий хлорида внешне не отличаются друг от друга, они бесцветны и прозрачны. Но если на каждый раствор направить пучок света, то лишь в растворе крахмала мы увидим его «путь» (рис. 15). Свет рассеивают очень большие молекулы этого вещества; каждая из них содержит тысячи соединенных атомов[1]. Подобное явление наблюдается при прохождении солнечных лучей сквозь туман (рис. 16) или запыленный воздух. В первом случае свет отражают мелкие капельки воды, во втором — пылинки.

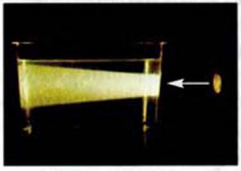


Рис. 15. Прохождение света через раствор крахмала

Рис. 16. Солнечные лучи в лесу

Растворы, содержащие большие частицы растворенных веществ, скопления многих атомов или молекул, называют *колло́идными*, а те, в которых находятся мельчайшие частицы веществ (отдельные атомы, молекулы, ионы), — *истинными*.

---

[1] О крахмале пойдет речь в § 31.

Это интересно
Размер молекулы воды — 0,25 нм.

Размеры частиц растворенных веществ в коллоидных растворах составляют от 1 до 100 нм (1 нм = 10^{-9} м), тогда как в истинных растворах они не превышают 1 нм.

Коллоидные растворы довольно устойчивы; частицы растворенных веществ в них длительное время не оседают. Одна из причин этого — наличие на их поверхности одноименных зарядов (частицы отталкиваются друг от друга и не «слипаются»). Вызвать осаждение частиц можно нагреванием коллоидного раствора или растворением в нем какой-либо соли (например, натрий хлорида).

Коллоидные растворы очень распространены в живой природе. Ими являются кровь, плазма крови, межклеточные жидкости, соки растений.

Общее научное название неоднородных смесей и коллоидных растворов — *дисперсные системы*.

Значение растворов. Вещества, растворяясь в природной воде, «путешествуют» по планете, попадают на земную поверхность, участвуют в химических реакциях с образованием минералов, компонентов почвы. Растворы поступают в растения через корни и листву, а в организмы животных и человека — вместе с пищевыми продуктами, поставляя необходимые вещества.

Химические реакции в живых организмах протекают только в водных растворах (в основном, — коллоидных). В процессе пищеварения принимают участие слюна, желудочный сок, желчь. Вместе с мочой и пóтом из организма выводятся продукты жизнедеятельности, а иногда — и токсичные вещества.

Вода, которую мы пьем, в действительности является очень разбавленным раствором. В ней растворены ничтожно малые количества различных веществ[1], которые придают воде едва ощутимый вкус. При наличии в природной воде некоторых веществ и ионов она может иметь лечебные свойства, восстанавливать солевой

[1] Пить только чистую (дистиллированную) воду нельзя, так как организм не будет получать некоторые элементы и из него будут «вымываться» нужные вещества.

баланс в организме. Жидкие лекарства в основном являются водными растворами.

Живые существа дышат кислородом, входящим в состав воздуха. А воздух — это природный газовый раствор. Если бы мы дышали чистым кислородом, то процессы окисления в организме происходили очень интенсивно, а этого наш организм не выдержал бы.

Без растворов не могут работать металлургические и химические заводы, предприятия легкой и пищевой промышленности, бытового обслуживания, медицинские учреждения.

ВЫВОДЫ

Смеси веществ бывают однородными и неоднородными. В однородных смесях (растворах) равномерно распределены атомы, молекулы или ионы веществ.

При образовании раствора происходят физические и химические явления. Химические явления обусловлены взаимодействием частиц растворенного вещества и растворителя.

Процесс растворения вещества сопровождается выделением или поглощением теплоты.

Коллоидные растворы отличаются от обычных (истинных) тем, что содержат очень большие молекулы или скопления частиц растворенного вещества.

?

25. В пять стаканов налили небольшие порции воды. В первый стакан добавили немного глины, во второй — спирта, в третий — фруктового сиропа, в четвертый — керосина и в пятый — питьевой соды. Каждую смесь хорошо перемешали. В каких стаканах образовались растворы?
26. В строительстве применяют так называемый цементный раствор. Его компонентами являются цемент, песок и вода. Можно ли называть эту смесь раствором с научной точки зрения? Почему?

27. Какое вещество следует назвать растворителем, если раствор образуют:
    а) расплавленные металлы — медь массой 3 г и золото массой 7 г;
    б) вода объемом 1 л и хлороводород (газ) объемом 300 л;
    в) спирт массой 10 г и ацетон массой 25 г;
    г) вода массой 8 г и сульфатная кислота массой 92 г?

    Ответы обоснуйте.
28. Можно ли утверждать, что соки клубники, черной смородины являются растворами и содержат несколько растворенных веществ?
29. Раствор, который состоит из 100 г спирта и 10 г воды, один ученик назвал концентрированным, а другой — разбавленным. Кто, на ваш взгляд, прав? Почему?
30. Назовите частицы, которые содержатся в водном растворе поваренной соли.
31. Какие явления происходят при растворении вещества в воде? Охарактеризуйте каждое из них.
32. В двух сосудах без этикеток находятся вода и раствор поваренной соли. Как экспериментально различить эти жидкости, не используя других веществ или растворов?
33. Объясните, в чем состоит различие между растворением сахара в воде и цинка в хлоридной кислоте.
34. В каком случае при растворении вещества происходит: а) выделение теплоты; б) поглощение теплоты? Должен ли зависеть тепловой эффект растворения вещества от его агрегатного состояния? Ответ поясните.
35. Какие растворы называют коллоидными? Чем они отличаются от истинных растворов?

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Тепловой эффект при растворении вещества в воде

Насыпьте в пластмассовый стаканчик чайную ложку кальцинированной соды. Долейте к веществу приблизительно 10 мл воды и сразу перемешивайте смесь деревянной или пластмассовой палочкой в течение 15—20 секунд. Взяв стаканчик в ладонь, определите, повышается или понижается температура смеси при растворении соединения.

Аналогичный эксперимент проведите с аммиачной селитрой (минеральное удобрение).

Тепловой эффект при образовании кристаллогидрата

Насыпьте в пластмассовый стаканчик 2—3 чайные ложки алебастра. Добавьте 2 чайные ложки воды и сразу хорошо перемешайте

смесь деревянной или пластмассовой палочкой. Нагревается или охлаждается смесь веществ?

Заметим, что во время эксперимента происходит превращение одного кристаллогидрата в другой:

$$2CaSO_4 \cdot H_2O + 3H_2O = 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O).$$

алебастр гипс

5 Растворимость веществ

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что такое растворимость вещества;
- выяснить, от каких факторов зависит растворимость веществ в воде.

Растворимость. Характеризуя физические свойства какого-либо вещества, обычно указывают, растворяется ли оно в воде, спирте, других растворителях.

Свойство вещества образовывать с другим веществом раствор называют *растворимостью*.

Сульфатная и нитратная кислоты, этиловый спирт, ацетон смешиваются с водой в любых соотношениях с образованием растворов. Эти вещества имеют неограниченную растворимость в воде. Но для многих других веществ существует предел растворения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Обнаружение ограниченной растворимости вещества в воде

Налейте в пробирку 2 мл воды и растворяйте в ней калий нитрат небольшими порциями при перемешивании стеклянной

палочкой. Каждую порцию вещества добавляйте после полного растворения предыдущей. Зафиксируйте момент, когда растворение соли прекращается.

Оставьте пробирку со смесью веществ для следующего опыта.

Рис. 17. Насыщенный раствор калий бромата $KBrO_3$ в воде

Раствор, в котором при данных условиях вещество больше не растворяется, называют *насыщенным* (рис. 17), а тот, в котором еще можно растворить определенную порцию вещества, — *ненасыщенным*.

▶ Для каких растворимых веществ не существует насыщенных растворов?

Растворимость большинства веществ можно оценить количественно. Для этого указывают максимальную массу вещества, которая может раствориться в 100 г растворителя при определенной температуре[1]. Соответствующую физическую величину принято обозначать буквой S (от латинского слова solvere — растворять).

Сведения о растворимости многих соединений в воде имеются в таблице, размещенной на форзаце II.

Веществ, абсолютно нерастворимых в воде, не существует. Если в серебряный сосуд налить воды, то ничтожное количество металла со временем растворится. Полученная «серебряная» вода имеет антимикробные свойства и, в отличие от обычной, может храниться неограниченное время.

Способность вещества растворяться в воде зависит от его строения, т. е. от типа частиц, из которых состоит вещество, а также от внешних условий — температуры, давления.

---

[1] Для газа обычно указывают его максимальный объем, растворяющийся в 100 г или 1 л растворителя при определенных температуре и давлении.

Зависимость растворимости веществ от их строения. Большинство ионных веществ хорошо растворяется в воде. Таким свойством обладают и вещества, которые, как и вода, состоят из полярных молекул. Вещества с неполярными молекулами, например азот N_2, метан CH_4, имеют небольшую растворимость в воде либо нерастворимы в ней. Со времен алхимиков существует правило: *подобное растворяется в подобном*. Это правило используют и сейчас, хотя известны исключения из него.

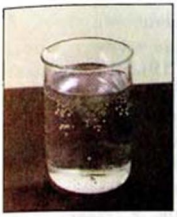


Рис. 18. Выделение пузырьков растворенного воздуха из нагретой водопроводной воды

Зависимость растворимости веществ от температуры. Влияние температуры на растворимость вещества бóльшей частью определяется его агрегатным состоянием.

Если в стакан налить холодной водопроводной воды и оставить в теплом месте, то спустя некоторое время на его стенках появятся пузырьки воздуха, который был растворен в воде (рис. 18). В теплой воде растворимость газов меньше, и «лишний» воздух выделяется из нее.

Растворимость газов в воде с повышением температуры уменьшается.

Определим с помощью эксперимента, как влияет температура на растворимость твердого вещества в воде.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Влияние температуры на растворимость твердого вещества

Осторожно нагревайте пробирку со смесью калий нитрата и его насыщенного раствора (эта смесь осталась после лабораторного опыта № 3). Содержимое пробирки периодически перемешивайте. Что наблюдаете?

Сделайте вывод относительно влияния температуры на растворимость калий нитрата в воде.

Растворимость большинства твердых веществ в воде с повышением температуры увеличивается.

Некоторые соединения, в частности кальций гидроксид $Ca(OH)_2$, кальций сульфат $CaSO_4$, литий сульфат Li_2SO_4, при нагревании уменьшают свою растворимость в воде.

Зависимость растворимости вещества от температуры часто представляют графически — в виде *кривой растворимости* (рис. 19). На горизонтальной оси такого графика обозначают температуру, а на вертикальной — растворимость, т. е. максимальную массу вещества, которая растворяется при данной температуре в 100 г воды.

Точки на кривой растворимости отвечают составу насыщенных растворов, а область под кривой — ненасыщенным растворам.

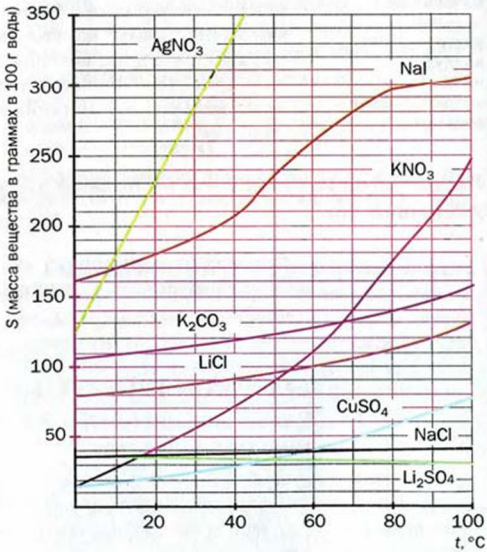


Рис. 19. Кривые растворимости некоторых солей в воде

▶ Согласуется ли результат лабораторного опыта № 4 с характером кривой растворимости для калий нитрата?

▶ Воспользовавшись рисунком 19, определите растворимость калий нитрата при температуре 60 °С.

Зависимость растворимости газов от давления. Если открыть бутылку с газированным напитком, то углекислый газ, который был растворен в жидкости при повышенном давлении, начнет из нее быстро выделяться; жидкость вспенивается. Причина этого состоит в том, что раствор попадает в условия обычного давления, при котором растворимость газа намного меньше.

Растворимость газов в воде с повышением давления увеличивается.

Растворимость большинства газов в воде прямо пропорциональна давлению; соответствующий график является прямой линией. Если давление увеличить в несколько раз, то растворимость газа в воде возрастет во столько же раз (рис. 20).

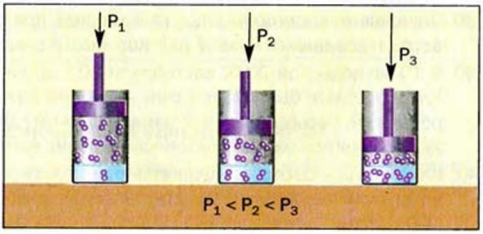


Рис. 20. Влияние давления на растворимость газа в воде

На растворимость в воде твердых и жидких веществ давление не влияет.

ВЫВОДЫ

Свойство вещества образовывать с другим веществом раствор называют растворимостью.

Большинство веществ имеет ограниченную растворимость в воде. Ее выражают максималь-

ной массой вещества, которая может растворяться при определенной температуре (для газов — еще и при определенном давлении) в 100 г воды. Раствор, в котором содержится максимально возможное количество растворенного вещества, называют насыщенным.

Растворимость большинства твердых веществ в воде с повышением температуры возрастает, а от давления не зависит. Газы увеличивают растворимость в воде с понижением температуры и повышением давления.

?

36. Что такое растворимость вещества? От каких факторов зависит растворимость веществ в воде?
37. После постепенного добавления в воду нескольких порций соли образовалась неоднородная смесь. Что представляет собой жидкость над кристаллами соли? Как превратить эту смесь в однородную, т. е. в раствор?
38. Предложите эксперимент, с помощью которого можно различить насыщенный и ненасыщенный растворы натрий хлорида.
39. Определите растворимость литий хлорида при температуре 40 °С, воспользовавшись кривой растворимости соединения (рис. 19).
40. В 10 мл воды при 20 °С растворили 20 г аргентум нитрата $AgNO_3$. Какой раствор был приготовлен — разбавленный или концентрированный, насыщенный или ненасыщенный? Для ответа воспользуйтесь кривой растворимости соединения (рис. 19).
41. Какой объем азота растворяется при нормальных условиях в 1 л воды, если растворимость газа в этих условиях составляет 2,8 мг в 100 г воды?
42. В 20 г воды при 80 °С растворили 22 г калий карбоната K_2CO_3. Растворится ли в приготовленном растворе при указанной температуре дополнительная порция соединения? Если да, то вычислите ее максимальную массу. Воспользуйтесь кривой растворимости соединения (рис. 19).
43. По кривой растворимости (рис. 19) определите:
    а) минимальную массу воды, в которой растворится калий нитрат KNO_3 массой 20 г при 70 °С;
    б) максимальную массу калий нитрата, которую можно растворить в 80 г воды при 50 °С.

44. Какая масса натрий иодида выделится из 100 г насыщенного при 70 °С раствора соединения после охлаждения его до 10 °С? Воспользуйтесь кривой растворимости натрий иодида (рис. 19).

45. Постройте в тетради кривую растворимости для калий хлорида по таким данным:

t, °С	0	20	40	60	80
S (масса KCl в граммах /100 г воды)	27,6	34,0	40,0	45,5	51,1

Составьте условие задачи с использованием кривой растворимости соединения.

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Сравнение растворимости веществ в воде

Насыпьте в небольшой стакан полную чайную ложку сахара, а в другой стакан — столько же соли. (Будем считать, что чайная ложка содержит одинаковые массы этих веществ.) Добавляйте по очереди в каждый стакан по столовой ложке воды, перемешивая смеси.

Какое вещество растворилось первым? Что лучше растворяется в воде — сахар или соль?

ВНЕУРОЧНЫЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Выращивание кристаллов медного купороса[1]

Приготовьте насыщенный раствор медного купороса. Для этого насыпьте в стеклянный сосуд чайную ложку соединения и доливайте небольшими порциями, постоянно перемешивая, горячую воду до растворения кристаллов. В случае необходимости горячий раствор профильтруйте. Накройте сосуд листом бумаги и оставьте раствор охлаждаться до комнатной температуры.

На следующий день вы увидите на дне сосуда кристаллы вещества; над ними будет насыщенный раствор. Достаньте пластмассовым пинцетом кристалл правильной формы, без дефектов, и положите его на

[1] Можно также выращивать кристаллы алюмокалиевых квасцов $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

бумагу. Слейте насыщенный раствор с оставшихся кристаллов в другой сосуд и осторожно положите на дно этого сосуда отобранный кристалл. Его можно подвесить на тонкой нити (рис. 21). Сосуд ничем не накрывайте и оставьте на несколько дней.

Вода будет постепенно испаряться из насыщенного раствора, на дне стакана появятся новые кристаллы вещества и вырастет тот, который был помещен в раствор. Удаляя мелкие кристаллы и переворачивая отобранный на разные грани для равномерного роста (делайте это с интервалом в несколько дней), можно вырастить красивый кристалл величиной в несколько сантиметров. Периодически добавляйте в сосуд новые порции холодного насыщенного раствора соединения.

Если мелкие кристаллы из сосуда не удалять, то образуются друзы — группы кристаллов, сросшихся друг с другом (рис. 22).

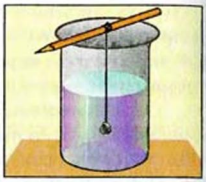


Рис. 21.
Выращивание кристалла медного купороса из насыщенного раствора

Рис. 22.
Друзы кристаллов различных солей

6 Количественный состав раствора. Массовая доля растворенного вещества

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое массовая доля растворенного вещества;
- научиться вычислять массовую долю растворенного вещества.

Человек использует в своей жизни много растворов. Среди них — спиртовый раствор иода, водные растворы аммиака и перекиси

водорода, столовый уксус и уксусная эссенция (рис. 23). Обратите внимание на этикетки, имеющиеся на бутылках с этими растворами. Вы заметите возле названия растворенного вещества цифру и знак процента (%). Это — значение массовой доли растворенного вещества в растворе. Оно соответствует *массе вещества (в граммах), которая содержится в 100 г раствора.*

Рис. 23. Водные растворы, используемые в быту

Столовый уксус является водным раствором уксусной кислоты. Согласно этикетке на бутылке[1], в каждых 100 г уксуса содержится 9 г уксусной кислоты. Масса воды в 100 г уксуса составляет 100 г – 9 г = 91 г.

▶ Назовите массу растворенного вещества и массу воды, которые содержатся в 100 г каждого из растворов, приведенных на рисунке 23.

Для обозначения массовой доли растворенного вещества в растворе, как и массовой доли элемента в соединении, используют латинскую букву *w* (дубль-ве).

Вам известно, что массовую долю выражают не только в процентах, но и положительным числом, которое меньше единицы.

Формула для вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе:

$$w(\text{р. в-ва}) = \frac{m(\text{р. в-ва})}{m(\text{р-ра})}\ (\cdot 100\ \%) = \frac{m(\text{р. в-ва})}{m(\text{р. в-ва}) + m(\text{р-ля})}\ (\cdot 100\ \%),$$

где m(р. в-ва) — масса растворенного вещества, m(р-ра) — масса раствора, m(р-ля) — масса растворителя.

[1] Если растворителем является вода, то на этикетках обычно не указывают слова «водный раствор».

Массовая доля растворенного вещества в растворе — это отношение массы вещества к массе раствора.

Решение задач. В повседневной жизни (например, при консервировании) нередко возникает необходимость приготовить водный раствор с определенной массовой долей растворенного вещества. Для этого обычно используют вещество и воду. Иногда разбавляют водой концентрированный раствор вещества, в частности уксусную эссенцию. В любом случае перед приготовлением раствора проводят необходимые расчеты.

Рассмотрим, как решают задачи на вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе, а также задачи, в которых используют эту величину. Один из способов решения основан на составлении пропорции, другой предполагает расчет по соответствующей математической формуле.

ЗАДАЧА 1. В 144 г воды растворили 6 г щелочи. Рассчитать массовую долю щелочи в растворе.

Дано:

m(воды) = 144 г
m(щел.) = 6 г

w(щел.) — ?

Решение

1-й способ

1. Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(H_2O) + m(\text{щел.}) = 144\ \text{г} + 6\ \text{г} = 150\ \text{г}.$$

2. Определяем массу щелочи, которая содержится в 100 г раствора. Для этого составляем пропорцию и решаем ее:

в 150 г раствора содержится 6 г щелочи,
в 100 г раствора — x г щелочи;

$$x = m(\text{щел.}) = \frac{6\ \text{г} \cdot 100\ \text{г}}{150\ \text{г}} = 4\ \text{г}.$$

Отсюда w(щел.) = 4 %, или 0,04.

2-й способ

Вычисляем массовую долю щелочи в растворе по соответствующей формуле:

$$w(\text{щел.}) = \frac{m(\text{щел.})}{m(\text{щел.}) + m(\text{воды})} = \frac{6\ \text{г}}{(6 + 144)\ \text{г}} = 0{,}04,$$

или $0{,}04 \cdot 100\ \% = 4\ \%$.

Ответ: **w(щел.) = 0,04, или 4 %.**

ЗАДАЧА 2. ***Какие массы соли и воды нужно взять для приготовления 400 г раствора соли с массовой долей растворенного вещества 0,2?***

Дано:

m(р-ра) = 400 г
w(соли) = 0,2

m(соли) — ?
m(воды) — ?

Решение

1. Вычисляем массу соли, воспользовавшись формулой для массовой доли растворенного вещества:

$$w(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})};$$

$$m(\text{соли}) = w(\text{соли}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0{,}2 \cdot 400\ \text{г} = 80\ \text{г}.$$

2. Находим массу воды:

$$m(\text{воды}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{соли}) = 400\ \text{г} - 80\ \text{г} = 320\ \text{г}.$$

Ответ: **m(соли) = 80 г; m(воды) = 320 г.**

ЗАДАЧА 3. ***К 200 г водного раствора сахара с массовой долей растворенного вещества 10 % добавили 50 г воды. Вычислить массовую долю сахара в образовавшемся растворе.***

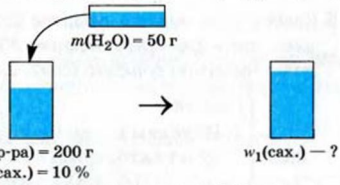
Дано:

m(р-ра) = 200 г
w(сах.) = 10 %, или 0,1
m(воды) = 50 г

w_1(сах.) — ?

Решение

Условие задачи проиллюстрируем рисунком:



1. Вычисляем массу сахара в 200 г раствора:

$$m(\text{сах.}) = w(\text{сах.}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0{,}1 \cdot 200\ \text{г} = 20\ \text{г}.$$

2. Находим массу образовавшегося раствора:

$$m(\text{обр. р-ра}) = m(\text{р-ра}) + m(\text{воды}) = 200\ \text{г} + 50\ \text{г} = 250\ \text{г}.$$

3. Рассчитываем массовую долю сахара в образовавшемся растворе по соответствующей формуле:

$$w_1(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.})}{m(\text{обр. р-ра})} = \frac{20\ \text{г}}{250\ \text{г}} = 0{,}08,$$

или $0{,}08 \cdot 100\ \% = 8\ \%$.

Ответ: **w_1(сах.) = 0,08, или 8 %.**

ЗАДАЧА 4. *Какой объем воды нужно добавить к 45 г уксусной эссенции (раствор с массовой долей уксусной кислоты 80 %), чтобы приготовить 9 %-й раствор уксусной кислоты?*

Дано:

m(80 %-го р-ра) = 45 г
w(к-ты) = 80 %
w_1(к-ты) = 9 %

V(воды) — ?

Решение

1. Рассчитываем массу уксусной кислоты в 45 г уксусной эссенции:
m(к-ты) = w(к-ты) · m(р-ра) = 0,8 · 45 г = 36 г.
2. Вычисляем массу 9 %-го раствора, в котором будут находиться 36 г кислоты:
в 100 г раствора содержится 9 г кислоты,
в x г раствора — 36 г кислоты;
$$x = m(9\ \%\text{-го р-ра}) = \frac{36\ \text{г} \cdot 100\ \%}{9\ \%} = 400\ \text{г}.$$
3. Рассчитываем массу воды, которую нужно добавить к уксусной эссенции:
m(воды) = m(9 %-го р-ра) − m(80 %-го р-ра) = = 400 г − 45 г = 355 г.
4. Находим объем воды:
$$V(\text{воды}) = \frac{m(\text{воды})}{\rho(\text{воды})} = \frac{355\ \text{г}}{1\ \text{г/мл}} = 355\ \text{мл}.$$

Ответ: V(воды) = 355 мл.

ЗАДАЧА 5. *Какие массы медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и воды необходимо взять для приготовления 200 г раствора с массовой долей купрум(II) сульфата $CuSO_4$ 0,05?*

Дано:

m(р-ра) = 200 г
$w(CuSO_4)$ = 0,05

$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ — ?
m(воды) — ?

Решение

1. Находим массу купрум(II) сульфата, которая будет находиться в 200 г раствора:
$m(CuSO_4) = w(CuSO_4) \cdot m$(р-ра) = = 0,05 · 200 г = 10 г.
2. Вычисляем массу медного купороса, в которой содержатся 10 г $CuSO_4$:
$M(CuSO_4)$ = 160 г/моль;
$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = 250 г/моль;
160 г $CuSO_4$ содержатся в 250 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$,
10 г $CuSO_4$ — в x г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$;
$$x = m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{10\ \text{г} \cdot 250\ \text{г}}{160\ \text{г}} = 15{,}6\ \text{г}.$$
3. Рассчитываем массу воды:
m(воды) = m(р-ра) − $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = = 200 г − 15,6 г = 184,4 г.

Ответ: $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = 15,6 г; m(воды) = 184,4 г.

Состав раствора, образованного двумя жидкостями, часто представляют соотношением их объемов. В химической лаборатории на бутылках с растворами кислот можно увидеть надписи «1 : 2», «1 : 4». Они свидетельствуют о том, что растворы приготовлены смешиванием одного объема кислоты с двумя или четырьмя объемами воды.

ВЫВОДЫ

Количественный состав раствора характеризуют массовой долей растворенного вещества.

Массовая доля растворенного вещества является отношением массы вещества к массе раствора. Значение массовой доли, выраженное в процентах, численно равно массе растворенного вещества (в граммах), которая содержится в 100 г раствора.

?

46. Как вы понимаете термин «количественный состав раствора»?
47. Что такое массовая доля растворенного вещества? Имеет ли размерность эта величина?
48. Какая масса вещества содержится в 300 г его раствора с массовой долей вещества 0,02? (Устно.)
49. Порцию сахара массой 50 г растворили в 200 г воды. Вычислите массовую долю сахара в приготовленном растворе. (Устно.)
50. Сделайте (устно) соответствующие расчеты и заполните таблицу:

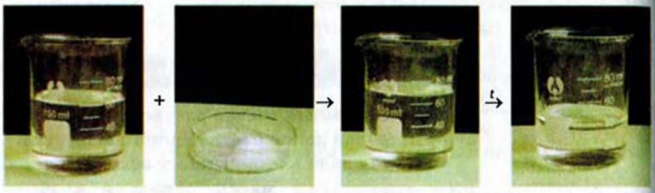
m(р-ра), г	*m*(р. в-ва), г	*m*(воды), г	*w*(р. в-ва), %
400	8		
500		460	

51. В какой массе воды необходимо растворить 6 г калий нитрата, чтобы приготовить раствор с массовой долей растворенного вещества 0,05?
52. Раствор натрий хлорида с массовой долей соли 0,9 % (так называемый физиологический раствор) используют в медицине. Какую

массу соли и какой объем дистиллированной воды нужно взять для приготовления 2 кг такого раствора?

53. К 200 г раствора соли с ее массовой долей 0,2 сначала добавили 30 мл воды, а затем растворили еще 20 г соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

54. Составьте условие задачи, отвечающее приведенным рисункам, и решите ее.



Вода (V = 60 мл) + Натрий хлорид (m = 10 г) → Раствор 1 $\xrightarrow{t}$ Раствор 2 (m = 40 г)

55. Какая масса натрий гидроксида содержится в 20 мл раствора с массовой долей щелочи 32 %, если плотность раствора составляет 1,25 г/см^3?

56. Кристаллогидрат $Li_2SO_4 \cdot H_2O$ массой 16 г растворили в 94 г воды. Вычислите массовую долю литий сульфата Li_2SO_4 в приготовленном растворе.

57. По кривой растворимости купрум(II) сульфата (рис. 19) определите массовую долю соли в ее насыщенном растворе при 60 °С.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Приготовление водного раствора соли с определенной массовой долей растворенного вещества

ВАРИАНТ I

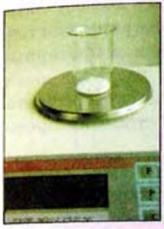
Задание. Приготовить 40 г водного раствора калий хлорида с массовой долей соли 0,05.

ВАРИАНТ II

Задание. Приготовить водный раствор натрий нитрата с массовой долей соли 4 % из 2 г соединения.

Перед выполнением работы сделайте необходимые расчеты. Их результаты, а также исходные данные запишите в таблицу:

Вариант	m(р-ра), г	w(соли)	m(соли), г	m(воды), г	V(воды), мл
Для приготовления водного раствора соли необходимо взять: m(соли) = ... г, V(воды) = ... мл					



Взвесьте на весах необходимую массу соли (рис. 24) и поместите ее в химический стакан (колбу). Наберите в мерный цилиндр рассчитанный объем воды и вылейте в сосуд с солью. Перемешивайте смесь до полного растворения соли. При необходимости раствор профильтруйте.

Рис. 24
Порция соли, взвешенная на электронных весах

?

58. Как из 5 г медного купороса приготовить водный раствор, в котором массовая доля купрум(II) сульфата составит 8 %?
59. Ученик, выполняя вариант I практической работы, вместо 40 г раствора с массовой долей калий хлорида 0,05 приготовил такую же массу 4 %-го раствора. Какую массу соли необходимо добавить в этот раствор, чтобы ее массовая доля стала равной 0,05?
60. Ученик, выполняя вариант II практической работы, вместо 4 %-го раствора приготовил из 2 г натрий нитрата раствор с массовой долей соли 0,05. Как ему исправить свою ошибку, используя приготовленный раствор?

7 Электролиты и неэлектролиты

Материал параграфа поможет вам:

- понять, почему растворы и расплавы некоторых веществ проводят электрический ток;
- узнать о том, как можно обнаружить ионы в растворе.

Общеизвестно, что металлы проводят электрический ток. Такое их свойство обусловлено наличием в металлах электронов, которые не удерживаются «своими» атомами и свободно перемещаются в веществе. Если соединить металлическую проволоку или пластину с батарейкой (аккумулятором), то эти электроны начнут перемещаться к положительно заряженному полюсу батарейки. В веществе возникнет электрический ток.

Соли, основания, оснóвные и амфотерные оксиды содержат заряженные частицы иного типа — ионы. Выясним с помощью эксперимента, способны ли вещества ионного строения проводить электрический ток.

Перед проведением опытов соберем прибор, состоящий из стакана, двух электродов[1], лампочки и батарейки (рис. 25). Будем погружать электроды в твердые вещества, их расплавы, водные растворы. Обнаружим, что лампочка горит лишь тогда, когда электроды находятся в жидкости — расплаве или растворе ионного вещества (рис. 26).

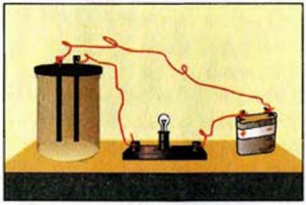


Рис. 25.
Прибор для исследования электропроводности веществ, растворов, расплавов

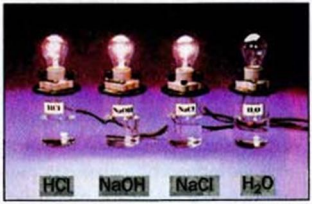


Рис. 26.
Обнаружение способности водных растворов и воды проводить электрический ток

Объясним результаты опытов.

В твердом веществе ионы соединены друг с другом. Поэтому вещество не проводит электрический ток. В жидкости (расплаве, растворе) ионы движутся хаотически (рис. 27). Если в нее погрузить электроды, соединенные с источником

[1] Электродом может служить стержень или пластина из электропроводящего материала — металла или графита.

постоянного тока, движение ионов станет направленным. Положительно заряженные ионы (катионы) будут перемещаться к отрицательно заряженному электроду (катоду), а отрицательно заряженные (анионы) — к положительно заряженному электроду (аноду) (рис. 28).

Рис. 27. Хаотическое движение ионов в расплаве или растворе ионного соединения

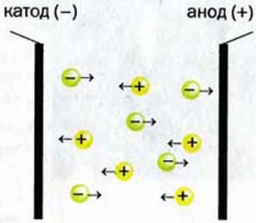


Рис. 28. Направленное движение ионов к электродам в расплаве или растворе ионного соединения

Электропроводными являются не только расплавы и водные растворы ионных веществ, но и водные растворы некоторых молекулярных веществ — кислот. Причина состоит в том, что во время растворения кислоты в воде часть ее молекул разрушается с образованием ионов. Этот процесс рассмотрим в следующем параграфе.

Соединения, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*[1].

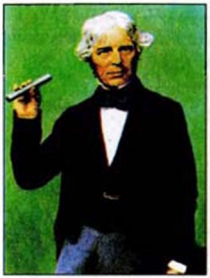
Электролиты (в водном растворе): **соли, щелочи, кислоты**

Общее название веществ, растворы и расплавы которых не проводят ток, — *неэлектролиты*. К ним относятся многие молекулярные вещества, а также все вещества атомного строения.

Значительный вклад в исследование электропроводности водных растворов сделал в начале XIX в. английский ученый Майкл Фарадей.

[1] Термин происходит от греческого слова lytos — разлагаемый.

Майкл Фарадей (1791—1867)



Выдающийся английский физик и химик, член Лондонского королевского общества (Английской академии наук), почетный член Петербургской академии наук. Открыл законы, устанавливающие зависимость между количеством электричества и массами веществ, разлагающихся или образующихся при действии электрического тока (1833—1834). Усовершенствовал способ сжижения газов и получил в жидком состоянии хлор, сероводород, аммиак, карбон(IV) оксид, нитроген(IV) оксид. Одним из первых начал изучать реакции, происходящие в присутствии катализаторов. Выполнил фундаментальные исследования по электричеству, магнетизму, сделал немало открытий в физике. Не имел высшего образования.

Электролиты (в расплавленном состоянии): соли, щелочи, ионные оксиды

То, что ионы в растворе движутся к электродам, соединенным с батарейкой, можно доказать с помощью такого эксперимента. Лист фильтровальной бумаги помещают на стеклянную или полимерную пластину и смачивают бесцветным раствором электролита (например, натрий хлорида). Затем в центр листа наносят несколько капель раствора соли, которая содержит окрашенные катионы (купрум(II) сульфат $CuSO_4$, никель(II) сульфат $NiSO_4$, кобальт нитрат $Co(NO_3)_2$, феррум(III) хлорид $FeCl_3$) или анионы (калий перманганат $KMnO_4$, калий дихромат $K_2Cr_2O_7$). На бумагу с обеих сторон от центра кладут два электрода и соединяют их проволочками с батарейкой (рис. 29). Цветное пятно начинает смещаться к одному из электродов.

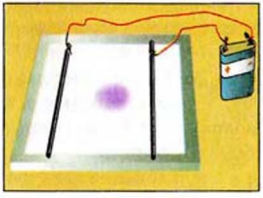


Рис. 29. Опыт по обнаружению движения ионов в растворе к электродам

▶ К какому электроду — положительно или отрицательно заряженному —

будут перемещаться катионы Cu^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}, Fe^{3+}, анионы MnO_4^-, $Cr_2O_7^{2-}$?

ВЫВОДЫ

Соединения, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют электролитами. К электролитам относятся все ионные вещества — щелочи, соли, оснóвные и амфотерные оксиды, а также часть молекулярных веществ — кислоты (они проводят ток только в водном растворе). Другие вещества являются неэлектролитами.

?

61. Какие вещества в твердом состоянии проводят электрический ток? Назовите частицы, которые обуславливают электропроводность этих веществ.
62. Какие вещества называют электролитами? Приведите несколько примеров.
63. Объясните, почему водный раствор натрий хлорида проводит электрический ток.
64. Назовите все классы соединений, которые являются электролитами:
    а) только в водных растворах;
    б) в водных растворах и в жидком (расплавленном) состоянии.
65. Водопроводная вода, в отличие от дистиллированной, проводит электрический ток. Как это объяснить?
66. Электропроводность какой воды выше — морской или речной? Почему?
67. В списке веществ укажите те, которые проводят электрический ток в жидком (расплавленном) состоянии: барий оксид, сера, хлороводород, магний хлорид, калий гидроксид, сульфур(VI) оксид. Объясните свой выбор.
68. Рассчитайте суммарное число ионов:
    а) в 11,7 г натрий хлорида;
    б) в 20,4 г алюминий оксида;
    в) в 41 г кальций нитрата.

8 Электролитическая диссоциация

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какой процесс называют электролитической диссоциацией;
- понять, как образуются ионы в растворах кислот;
- узнать о ступенчатой диссоциации кислот;
- выяснить причину изменения окраски индикаторов в водных растворах кислот и щелочей.

Способность растворов или расплавов некоторых веществ проводить электрический ток обусловлена наличием ионов в этих жидкостях.

Распад вещества на ионы при его растворении или плавлении называют *электролитической диссоциацией*[1].

Теорию электролитической диссоциации веществ в растворах создал шведский ученый Сванте-Август Аррениус в 1887 году.

Вы уже знаете, что вещества, которые распадаются в растворе или расплаве на ионы, называют электролитами. Среди них есть соединения ионного и молекулярного строения.

Электролитическая диссоциация ионных веществ. О сути процесса растворения ионного вещества в воде шла речь в § 4. Молекулы воды благодаря электростатическому взаимодействию с ионами, расположенными на поверхности кристаллов, постепенно извлекают эти частицы из вещества (рис. 12). Кристаллы разрушаются, вещество растворяется. Оставаясь соединенными с молекулами воды, катионы и анионы электролита вместе с другими молекулами воды образуют раствор.

Электролитическую диссоциацию вещества, как и химическую реакцию, можно отобразить

[1] Термин происходит от латинского слова dissociatio — разъединение.

Сванте-Август Аррениус
(1859—1927)

Выдающийся шведский ученый, академик Королевской академии наук Швеции, почетный член Петербургской академии, академий наук СССР и многих других стран. Один из основателей физической химии. Сделал значительный вклад в исследования растворов и химических реакций. Автор теории электролитической диссоциации (1887), за создание которой ученому была присуждена Нобелевская премия (1903). Объяснил зависимость скорости реакции от температуры, выдвинув представление об «активных молекулах» (1889). Математическая формула этой зависимости названа уравнением Аррениуса. Автор многих научных работ по химии, биологии, геологии, физике.

с помощью химического уравнения. Запишем уравнения электролитической диссоциации натрий хлорида и алюминий сульфата в водном растворе:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-;$$

$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

Водные растворы солей содержат ионы, из которых состоят эти вещества.

Соли — электролиты, которые диссоциируют в водных растворах или расплавах на катионы металлических элементов и анионы кислотных остатков.

В водных растворах щелочей содержатся катионы металлических элементов и гидроксид-ионы OH^-. Уравнения электролитической диссоциации калий гидроксида и барий гидроксида:

$$KOH = K^+ + OH^-;$$

$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-.$$

Основания — электролиты, которые диссоциируют в водных растворах или расплавах с образованием анионов одного типа — гидроксид-ионов OH^-.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Обнаружение гидроксид-ионов в растворах щелочей с помощью индикатора

В двух пробирках находятся разбавленные растворы натрий гидроксида и барий гидроксида. Нанесите с помощью пипетки или стеклянной палочки каплю раствора из каждой пробирки на полоску универсальной индикаторной бумаги[1]. Что наблюдаете? Сделайте соответствующий вывод.

Наличие гидроксид-ионов в водных растворах щелочей обуславливает общие химические свойства этих соединений. Так, щелочи одинаково действуют на определенный индикатор: фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет, метилоранж — в желтый, лакмус — в синий, универсальный индикатор — в сине-зеленый. Таким образом, с помощью индикатора можно обнаружить в водном растворе щелочи ионы OH^-, но не само вещество.

Нерастворимые основания на индикаторы не действуют.

В химии часто используют словосочетание «щелочная среда». Оно указывает на присутствие в растворе гидроксид-ионов.

Электролитическая диссоциация молекулярных веществ. В электролитах молекулярного строения — кислотах — ионы отсутствуют. Они образуются только при растворении веществ в воде.

Рассмотрим, как происходит этот процесс в водном растворе хлороводорода HCl — хлоридной кислоте.

В молекуле HCl существует полярная ковалентная связь. Общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому Хлора (H :Cl). На атоме Хлора сосредотачивается небольшой отрицательный заряд (δ−), а на атоме

[1] Учитель может предложить другой индикатор.

Это интересно
Заряд на атоме Гидрогена в молекуле HCl равен +0,2, а на атоме Хлора −0,2.

Гидрогена — положительный заряд (δ+). Таким образом, молекула хлороводорода является диполем: $\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{Cl}$.

При растворении хлороводорода молекулы HCl и H_2O притягиваются друг к другу своими противоположно заряженными частями (рис. 30). Вследствие этого ковалентные связи во многих молекулах HCl разрываются, и они распадаются, но не на атомы, а на ионы. Общая электронная пара, которая была смещена к атому Хлора, при разрушении молекулы HCl переходит в его «собственность»; атом Хлора превращается в ион Cl^-. Атом Гидрогена теряет свой единственный электрон и становится ионом H^+. Образовавшиеся ионы остаются окруженными молекулами воды, т. е. гидратированными.

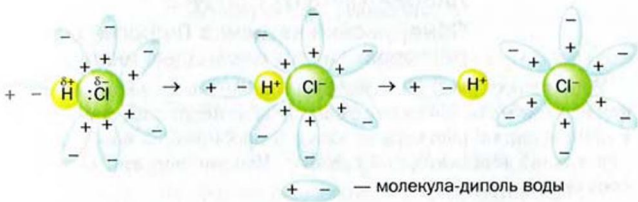


Рис. 30.
Образование ионов из молекулы HCl в водном растворе

Некоторые ионы H^+ и Cl^- вследствие электростатического притяжения снова соединяются в молекулы. Поэтому уравнение электролитической диссоциации хлороводорода в водном растворе имеет такой вид[1]:

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-.$$

Знак обратимости $\rightleftarrows$ указывает на одновременное протекание двух процессов — прямого (слева направо) и обратного (справа налево). Эти процессы при неизменных концентрации раство-

[1] Участие воды в процессе электролитической диссоциации можно проиллюстрировать такой схемой:

$$HCl + nH_2O \rightleftarrows H^+ \cdot H_2O + Cl^- \cdot (n-1)H_2O.$$

ра и температуре происходят с одинаковой скоростью. Поэтому число молекул и ионов в растворе со временем не изменяется.

В хлоридной кислоте и водных растворах других кислот содержатся, кроме молекул воды, катионы Гидрогена H^+, анионы кислотных остатков, а также молекулы кислот.

Кислоты — электролиты, которые диссоциируют в водных растворах с образованием катионов одного типа — ионов Гидрогена H^+.

Наличие ионов H^+ в водных растворах обуславливает общие химические свойства кислот, например, одинаковое действие на индикатор.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Обнаружение катионов Гидрогена в растворах кислот с помощью индикатора

В двух пробирках находятся разбавленные хлоридная и сульфатная кислоты. Нанесите с помощью пипетки или стеклянной палочки каплю раствора из каждой пробирки на полоску универсальной индикаторной бумаги[1]. Что наблюдаете? Сделайте соответствующий вывод.

Таким образом, с помощью индикатора можно обнаружить в водном растворе ионы H^+, но не определенную кислоту.

Нерастворимые кислоты на индикаторы не действуют.

Выражение «кислая среда» означает, что в растворе присутствуют катионы Гидрогена.

Диссоциация многоосно́вных кислот имеет ступенчатый характер; она происходит в несколько стадий. Рассмотрим этот процесс на примере трехосно́вной ортофосфатной кислоты H_3PO_4. Молекула этой кислоты содержит три атома Гидрогена. Сначала от молекулы отделяется один из них, превращаясь в ион H^+:

[1] Учитель может предложить другой индикатор.

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-; \quad \text{(1-я стадия)}$$

затем, уже от иона $H_2PO_4^-$, — второй:

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}; \quad \text{(2-я стадия)}$$

и, наконец, — третий (от иона HPO_4^{2-}):

$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}. \quad \text{(3-я стадия)}$$

Обратите внимание: заряд иона в левой части второго (или третьего) уравнения равен сумме зарядов ионов в правой части.

На каждой стадии диссоциирует только часть молекул или ионов. Водный раствор ортофосфатной кислоты содержит, кроме молекул воды, молекулы H_3PO_4, катионы Гидрогена и различное количество анионов трех видов.

▶ Из скольких стадий состоит процесс диссоциации сульфатной кислоты? Напишите соответствующие уравнения.

Щелочи и соли, в отличие от кислот, диссоциируют не ступенчато [$Ba(OH)_2 \rightleftarrows BaOH^+ + OH^-$; $BaOH^+ \rightleftarrows Ba^{2+} + OH^-$], а в одну стадию и полностью:

$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-.$$

В раствор переходят ионы, из которых состоят эти соединения.

Названия ионов. Название каждого иона состоит из двух слов.

Почти все катионы являются простыми (одноа́томными)[1]. Их образуют металлические элементы, а также Гидроген. Первое слово в названии катиона — «ион» (или «катион»), а второе — название элемента в родительном падеже:

Na^+ — ион Натрия;
H^+ — катион Гидрогена[2];
Fe^{3+} — ион Феррума(III).

---

[1] Существуют и сложные катионы, например ион аммония NH_4^+.

[2] Название «ион Гидрогена» неоднозначно, так как Гидроген — единственный элемент, образующий и катион, и анион. В то же время название «ион Натрия» соответствует только катиону; Натрий как металлический элемент анионов не образует.

Это интересно
Известны простые анионы, содержащие по два или три одинаковых атома, — O_2^{2-}, S_2^{2-}, N_3^-. Примеры соответствующих ионных соединений: BaO_2, Na_2S_2, $Pb(N_3)_2$.

Анионы бывают простыми и сложными. Простые анионы образуют только неметаллические элементы. Один из вариантов составления названия простого аниона — такой же, как и для катиона:

Cl^- — ион Хлора; H^- — анион Гидрогена.

В другом варианте первое слово названия аниона состоит из корня названия элемента и суффикса «ид»; второе слово «ион» пишут после дефиса:

Cl^- — хлорид-ион; H^- — гидрид-ион;
O^{2-} — оксид-ион; S^{2-} — сульфид-ион.

Названия сложных (многоа́томных) анионов происходят от химических названий соответствующих кислот:

SO_3^{2-} — сульфит-ион;
$H_2PO_4^-$ — дигидрогенортофосфат-ион.

Название аниона OH^- — гидроксид-ион.

ВЫВОДЫ

Распад вещества на ионы при его растворении или плавлении называют электролитической диссоциацией. В случае растворения ионного вещества (щелочи, соли) этот процесс заключается в переходе ионов из вещества в раствор. Электролитическая диссоциация молекулярного вещества (кислоты) происходит вследствие распада молекул на ионы.

Соли диссоциируют на катионы металлических элементов и анионы кислотных остатков, основания — с образованием гидроксид-ионов, а кислоты — с образованием катионов Гидрогена.

Не все молекулы кислоты распадаются в растворе на ионы. Электролитическая диссоциация многоосно́вных кислот происходит в несколько стадий.

Индикаторы обнаруживают в растворе ионы OH^- и H^+, но не конкретное вещество — щелочь или кислоту.

?

69. Дайте определение соли, щелочи и кислоты как электролитов.
70. Могут ли быть электролитами простые вещества? Ответ обоснуйте.
71. Составьте формулу соли и запишите уравнение ее электролитической диссоциации, если в растворе соединения присутствуют такие ионы: а) K^+ и CO_3^{2-}; б) Fe^{3+} и NO_3^-; в) Mg^{2+} и Cl^-.
72. Запишите уравнения электролитической диссоциации в водном растворе соединений с такими формулами: LiOH, HNO_3, $CuSO_4$, Na_2S, K_3PO_4. Назовите ионы, которые образуются при диссоциации каждого соединения.
73. Какая кислота диссоциирует ступенчато — HBr, H_2S или HNO_2? Напишите уравнения ее электролитической диссоциации.
74. Почему, на ваш взгляд, кальций хлорид диссоциирует в одну стадию и полностью ($CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$), а не ступенчато — в две стадии?
75. Рассчитайте число катионов и число анионов в растворе, содержащем 2,9 г калий сульфата.
76. По данным химического анализа в 1 л минеральной воды содержится 60 мг ионов Ca^{2+} и 36 мг ионов Mg^{2+}. Сопоставьте количества этих ионов (попробуйте это сделать на основании устных вычислений) и выберите правильный ответ:
    а) ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} — одинаковое количество;
    б) ионов Ca^{2+} больше, чем ионов Mg^{2+};
    в) ионов Mg^{2+} больше, чем ионов Ca^{2+}.
77. Газ хлороводород объемом 560 мл (н. у.) растворили в 100 мл воды. Предположив, что соединение диссоциирует полностью, рассчитайте массовые доли ионов в растворе.
78. В 800 г воды растворили 1 моль натрий сульфата и 2 моль натрий гидроксида. Вычислите массовую долю каждого иона в растворе.

9 Степень электролитической диссоциации. Вода как электролит

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что называют степенью электролитической диссоциации;
- понять, как происходит электролитическая диссоциация воды.

Степень электролитической диссоциации. Ионные вещества диссоциируют в водном растворе полностью, а молекулярные — частично. Во втором случае для количественной характеристики этого процесса используют величину, которую называют *степенью электролитической диссоциации*. (Для упрощения второе слово в названии термина далее указывать не будем.)

Степень диссоциации — это отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему числу его молекул до диссоциации.

Степень диссоциации обозначают греческой буквой α (альфа). Эту физическую величину выражают долей от единицы или в процентах:

$$\alpha = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})}; \qquad \alpha = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})} \cdot 100\,\%.$$

В приведенных формулах N(дис.) — число молекул электролита, распавшихся на ионы; N(общ.) — число молекул электролита до диссоциации.

Интервалы значений степени диссоциации:

$$0 < \alpha < 1, \quad \text{или} \quad 0\,\% < \alpha < 100\,\%.$$

▶ Чему равна степень диссоциации фтористой кислоты в растворе, если из каждых восьми молекул HF одна распалась на ионы?

В приведенных выше формулах число продиссоциировавших молекул можно заменить числом образовавшихся катионов или анионов. Учитывая, например, что каждая молекула нитратной кислоты при диссоциации дает один ион H^+ и один ион NO_3^-

$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-,$$

получаем:

$$\alpha(HNO_3) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})} = \frac{N(H^+)}{N(\text{общ.})} = \frac{N(NO_3^-)}{N(\text{общ.})}.$$

В формулу для степени диссоциации можно записать и количество вещества электролита (то, которое продиссоциировало, — в числителе, и общее, т. е. до диссоциации, — в знаменателе):

$$\alpha = \frac{n(\text{дис.})}{n(\text{общ.})} (\cdot 100\ \%).$$

▶ Обоснуйте эту формулу.

ЗАДАЧА. В растворе кислоты НА на каждую пару ионов H^+ и A^- приходится четыре молекулы соединения. Вычислить степень диссоциации кислоты.

Дано:	*Решение*
$N(H^+) = N(A^-) = 1$ $N(HA) = 4$ $\alpha(HA)$ — ?	Пара ионов (H^+ и A^-) образовалась из одной молекулы кислоты: $HA = H^+ + A^-$. Значит, до диссоциации молекул кислоты HA было $4 + 1 = 5$. Вычисляем степень диссоциации кислоты: $\alpha(HA) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})} = \frac{1}{5} = 0{,}2$, или $0{,}2 \cdot 100\ \% = 20\ \%$. *Ответ:* **α(НА) = 0,2, или 20 %.**

Слабые и сильные электролиты. Если значение степени диссоциации равно, например, 0,01 или 0,001 (1 % или 0,1 %), то соединение незначительно распадается на ионы в растворе. Его называют *слабым электролитом*. Если же значение α приближается к единице, или к 100 % (составляет, скажем, 90 % или 99 %), то соединение почти полностью диссоциирует. Это — *сильный электролит*.

Вам известно, что ионные вещества — щелочи и соли — находятся в растворах только в виде соответствующих ионов. Для этих соединений α = 1 (100 %), и все они относятся к сильным электролитам.

Что касается кислот (молекулярных веществ), то некоторые из них распадаются на ионы в растворах почти полностью, а другие — незначительно. Первые называют *сильными кислотами*, вторые — *слабыми*. Существуют и *кислоты средней силы*.

Приводим примеры важнейших кислот каждого типа; их формулы записаны в порядке уменьшения степени диссоциации соединений в растворах (см. также форзац II):

$$\underbrace{HNO_3 \approx HCl \approx H_2SO_4}_{\text{сильные кислоты}} > \underbrace{H_2SO_3 > H_3PO_4 > HF}_{\text{кислоты средней силы}} > \underbrace{H_2CO_3 > H_2S > H_2SiO_3}_{\text{слабые кислоты}}$$

В 8 классе мы назвали сильными кислотами те, которые активно взаимодействуют со многими веществами. Теперь вы знаете, что в растворах таких кислот содержится наибольшее количество катионов Гидрогена. Значит, *химическая активность кислоты зависит от количества ионов H^+ в ее растворе.*

В предыдущем параграфе отмечалось, что многоосно́вные кислоты диссоциируют в несколько стадий. Каждую стадию можно охарактеризовать соответствующей степенью диссоциации:

$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$ α_1 — степень диссоциации по первой стадии;

$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ α_2 — степень диссоциации по второй стадии.

Кислота диссоциирует по первой стадии полнее, чем по второй: $\alpha_1 > \alpha_2$. Это обусловлено двумя причинами:

- иону H^+ легче отделиться от электронейтральной частицы — молекулы H_2SO_4 (1-я стадия диссоциации), чем от противоположно заряженной — иона HSO_4^- (2-я стадия);
- двухзарядный ион SO_4^{2-} прочнее соединяется с катионом H^+ (это уменьшает диссоциацию по 2-й стадии), чем однозарядный ион HSO_4^-.

Вода как электролит. Результаты опытов свидетельствуют о том, что чистая вода (например, дистиллированная, в которой нет растворенных электролитов) имеет чрезвычайно низкую электропроводимость. Это объясняется наличием в воде ничтожно малого количества ионов H^+ и OH^-. Такие ионы образуются вследствие разрыва одной из полярных ковалентных связей в молекуле H_2O (§ 1).

Итак, вода — очень слабый электролит. Она диссоциирует согласно уравнению

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Ученые выяснили, что при температуре 25 °С только одна молекула воды из каждых 555 миллионов молекул распадается на ионы. Степень электролитической диссоциации воды составляет $\alpha(H_2O) = \frac{1}{555\,000\,000} \approx 1{,}8 \cdot 10^{-9}$, или $1{,}8 \cdot 10^{-7}$ %.

ВЫВОДЫ

Степень диссоциации — это отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему числу его молекул. Степень диссоциации также выражают в процентах.

Если электролит распадается на ионы в незначительной мере, его называют слабым, а если полностью или почти полностью, — сильным. Среди кислот имеются электролиты всех типов, а щелочи и соли являются сильными электролитами, поскольку состоят из ионов.

Вода — очень слабый электролит.

?

79. Что такое степень электролитической диссоциации? На какие группы делят электролиты в зависимости от значений этой физической величины?

80. Среди приведенных слов и словосочетания выберите то, которое пропущено в предложении «*Вещества, состоящие из ионов, проявляют свойства ... электролитов*»:
    а) сильных;
    б) слабых;
    в) как сильных, так и слабых.

81. Среди приведенных слов и словосочетаний выберите то, которым следует закончить предложение «*Вещества, проявляющие в водных растворах свойства сильных электролитов, состоят из ...* »:
    а) ионов;
    б) молекул;
    в) ионов, а иногда — из молекул;
    г) молекул, а иногда — из ионов.

82. Запишите различные математические выражения для расчета степени диссоциации хлоридной кислоты.
83. Вычислите степень диссоциации кислоты HA, если известно, что в ее растворе из каждых 20 молекул не распались на ионы 13 молекул.
84. Раствор нитритной кислоты HNO_2 содержит столько молекул кислоты, сколько и всех ионов. Какова степень диссоциации соединения?
85. Степень диссоциации цианидной кислоты HCN в растворе составляет 0,2 %. Сколько молекул кислоты, которые не подверглись диссоциации, приходится в растворе на одну пару ионов H^+ и CN^-?
86. Каких частиц растворенного вещества в водном растворе сульфатной кислоты больше всего, а каких — меньше всего: молекул H_2SO_4, ионов SO_4^{2-}, HSO_4^-, H^+? Ответ обоснуйте.
87. Рассчитайте число ионов H^+ и число ионов OH^- в капле воды объемом 0,1 мл.
88. Вычислите массовые доли ионов H^+ и ионов OH^- в воде.

10 Ионно-молекулярные уравнения. Реакции обмена между электролитами в растворе

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие химические уравнения называют ионно-молекулярными;
- составлять ионно-молекулярные уравнения;
- прогнозировать возможность протекания реакции обмена.

Ионно-молекулярные уравнения. Уравнения реакций с участием растворов электролитов — щелочей, кислот, солей, которые вы составляли в 8 классе, не передают сути химических превращений, поскольку в них записаны формулы веществ, а не формулы ионов.

Что же происходит на самом деле при взаимодействии электролитов в растворе? Выясним это, рассмотрев реакцию между растворами магний хлорида $MgCl_2$ и натрий гидроксида NaOH:

$$MgCl_2 + 2NaOH = Mg(OH)_2\downarrow + 2NaCl.$$

Раствор исходной соли содержит катионы Магния и анионы Хлора

$$MgCl_2 = Mg^{2+} + 2Cl^-,$$

а раствор щелочи — катионы Натрия и гидроксид-ионы:

$$NaOH = Na^+ + OH^-.$$

В результате реакции ионы Mg^{2+} и OH^-, соединяясь, образуют осадок малорастворимого основания $Mg(OH)_2$, а ионы Na^+ и Cl^- остаются в растворе.

Изменим приведенное выше химическое уравнение с учетом состояния (диссоциированного, недиссоциированного) каждого реагента и продукта. Вместо формул обоих реагентов записываем формулы ионов, находившихся в растворах соединений до реакции, вместе с соответствующими коэффициентами (учитываем индекс 2 в формуле соли Магния и коэффициент 2 перед формулой щелочи):

$$Mg^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + 2OH^- = \dots .$$

В правой части уравнения оставляем формулу $Mg(OH)_2$, а вместо формулы натрий хлорида записываем формулы соответствующих ионов с учетом коэффициента 2, который был в предыдущем уравнении:

$$Mg^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-.$$

В обеих частях нового уравнения имеются одинаковые ионы — Na^+ и Cl^-, причем каждый — в одинаковом количестве. Изъяв их, получаем запись, которую называют *ионно-молекулярным уравнением*[1]:

$$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow.$$

Ионно-молекулярное уравнение — это уравнение, содержащее формулы веществ и формулы ионов.

Ионно-молекулярное уравнение указывает на то, что́ именно происходит при химическом пре-

[1] Иногда используют сокращенный термин — «ионное уравнение».

вращении, какие частицы взаимодействуют в растворе и какие образуются. При составлении такого уравнения каждое вещество представляют в той форме (диссоциированной, недиссоциированной), которая преобладает в реакционной смеси или является в ней единственно возможной.

При составлении ионно-молекулярного уравнения придерживаются такой последовательности действий:

1. Записывают «обычное» химическое уравнение (его называют молекулярным[1]).
2. По таблице растворимости определяют, какие реагенты и продукты реакции растворяются в воде, а какие — не растворяются.
3. Выясняют, какие реагенты и продукты реакции являются сильными электролитами, а какие — слабыми электролитами или неэлектролитами.
4. В молекулярном уравнении формулы растворимых сильных электролитов заменяют формулами соответствующих ионов, учитывая при этом индексы и коэффициенты. Сначала записывают катионы, затем — анионы.
5. Из обеих частей полученного уравнения удаляют одинаковые ионы (в случае их наличия) в одинаковых количествах.
6. Если все коэффициенты окажутся кратными, их делят на соответствующее число.

Молекулярное уравнение

$$HI + KOH = KI + H_2O$$

Ионно-молекулярное уравнение

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

▶ Составьте ионно-молекулярное уравнение реакции между барий нитратом и натрий карбонатом в растворе.

Теперь рассмотрим, как выполняют обратное задание. Составим молекулярное уравнение, которое отвечает ионно-молекулярному уравнению

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

[1] Такое название условное, поскольку молекул оснований и солей не существует; это — ионные вещества.

В левой части уравнения записаны только формулы ионов. Значит, соединения, которые взаимодействуют, должны быть растворимыми и сильными электролитами.

Ионы H^+ образуются в растворе при диссоциации сильной кислоты (например, $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$), а ионы OH^- — при диссоциации щелочи (например, $NaOH = Na^+ + OH^-$). Выбрав в качестве реагентов хлоридную кислоту и натрий гидроксид, допишем в левую часть ионно-молекулярного уравнения ионы Cl^- и Na^+:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = H_2O + \ldots .$$

Ионы H^+ и OH^- соединяются в молекулы слабого электролита — воды, а ионы Na^+ и Cl^- остаются в растворе. Допишем их в правую часть уравнения:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = H_2O + Na^+ + Cl^-.$$

«Соединив» ионы в формулы соответствующих веществ, получаем молекулярное уравнение:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

Таким образом, *чтобы составить молекулярное уравнение к данному ионно-молекулярному уравнению, необходимо заменить каждый ион формулой соответствующего сильного и растворимого электролита, а затем дописать формулы других реагентов (продуктов) — растворимых сильных электролитов.*

Это интересно
В некоторых ионно-молекулярных уравнениях (например, $CO_3^{2-} + H^+ = HCO_3^-$) имеются лишь формулы ионов. Такие уравнения можно называть ионными.

Очевидно, что ионно-молекулярному уравнению $H^+ + OH^- = H_2O$ отвечают несколько молекулярных уравнений, так как реагентами могут быть другие щелочи и сильные кислоты. Среди этих уравнений есть и такие:

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O;$$

$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Отметим, что пара реагентов $Ba(OH)_2$ и H_2SO_4 не удовлетворяет условие задачи. Хотя барий гидроксид и сульфатная кислота — растворимые и сильные электролиты, однако при их взаимодействии образуется нерастворимая соль $BaSO_4$, формула которой должна быть в правой части ионно-молекулярного уравнения.

▶ Составьте молекулярное уравнение, которое отвечает ионно-молекулярному уравнению

$$2Ag^+ + CO_3^{2-} = Ag_2CO_3\downarrow.$$

Реакции обмена между электролитами в растворе. Рассмотренные в параграфе реакции относятся к реакциям обмена. В них соединения обмениваются своими составляющими — ионами.

Не все реакции обмена возможны. В 8 классе вы узнали, что реакция такого типа происходит, если ее продукт является малорастворимым, нерастворимым (он выделяется в виде осадка), газом или слабой кислотой. Теперь добавим, что реакция происходит и тогда, когда образуется слабый электролит, в том числе вода.

Таким образом, для выяснения возможности реакции обмена нужно иметь сведения о растворимости и силе электролитов. Напоминаем, что ряд кислот по их способности к диссоциации размещен на форзаце II. Необходимо также знать, что фторидная кислота HF, хлоридная HCl, иодидная HI, сульфидная H_2S, нитратная HNO_3 — летучие кислоты, а карбонатная H_2CO_3 и сульфитная H_2SO_3 — неустойчивые.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7
Реакция обмена с образованием осадка

В пробирку налейте немного раствора феррум(III) хлорида и добавьте такой же объем раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8
Реакция обмена с выделением газа

В пробирку налейте немного раствора натрий карбоната и добавляйте к нему небольшими порциями разбавленную нитратную кислоту. Что происходит?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

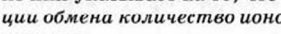
Реакция обмена с образованием воды

В пробирку налейте 1 мл раствора натрий гидроксида, внесите 1 каплю раствора фенолфталеина и добавляйте небольшими порциями с помощью пипетки разбавленную нитратную кислоту, пока не исчезнет окраска индикатора. Содержимое пробирки периодически перемешивайте стеклянной палочкой или встряхиванием.

Объясните результаты наблюдений. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

Обратите внимание на ионно-молекулярные уравнения, приведенные в параграфе и составленные вами после выполнения опытов. Каждое из них указывает на то, что *в результате реакции обмена количество ионов в растворе уменьшается.*

Рассмотрим случай, когда реакция обмена между электролитами не происходит. Если слить, например, растворы натрий гидроксида (щелочь) и калий хлорида (соль), то никаких изменений или внешних эффектов не заметим. Раствор останется бесцветным; из него не будут выделяться ни осадок, ни газ. Составляя ионно-молекулярное уравнение, обнаружим, что его левая и правая части одинаковы:



$$NaOH + KCl = KOH + NaCl;$$

$$Na^+ + OH^- + K^+ + Cl^- = K^+ + OH^- + Na^+ + Cl^-.$$

Полученный раствор содержит все ионы, которые были в растворах натрий гидроксида и калий хлорида. Следовательно, реакция между этими соединениями не происходит.

Изложенный выше материал касается реакций обмена, в которых оба реагента — растворимые и сильные электролиты. Если же, например, исходная соль нерастворима или исходная кислота — слабая, то вывод о возможности реакции делают после проведения соответствующего химического эксперимента.

ВЫВОДЫ

Суть реакции, происходящей между электролитами в растворе, передает ионно-молекулярное уравнение; оно содержит формулы веществ и формулы ионов.

Ионно-молекулярное уравнение составляют, представляя растворимые сильные электролиты в диссоциированной форме, т. е. записывая формулы соответствующих ионов, а остальные вещества — в недиссоциированной форме.

Реакция обмена между электролитами в растворе происходит тогда, когда среди ее возможных продуктов имеется нерастворимое либо малорастворимое соединение, газ или слабый электролит.

В результате реакции обмена количество ионов в растворе уменьшается.

?

89. Чем отличается ионно-молекулярное уравнение от молекулярного?
90. В каких случаях реакция обмена происходит?
91. Какие ионы не могут одновременно находиться в водном растворе:
    а) SO_4^{2-} и Cl^-;
    б) Ca^{2+} и PO_4^{3-};
    в) Al^{3+} и OH^-;
    г) Na^+ и Ba^{2+};
    д) Pb^{2+} и NO_3^-?
92. Укажите соединения, с которыми взаимодействует в водном растворе феррум(II) сульфат:
    а) хлоридная кислота;
    б) калий гидроксид;
    в) натрий сульфид;
    г) барий нитрат;
    д) карбонатная кислота.
93. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций, которые соответствуют таким молекулярным уравнениям:
    а) $Mn(NO_3)_2 + Ba(OH)_2 = Mn(OH)_2\downarrow + Ba(NO_3)_2$;
    б) $Na_2S + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2S\uparrow$;
    в) $2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$;
    г) $Ni(OH)_2 + 2HCl = NiCl_2 + 2H_2O$.
94. Составьте молекулярные уравнения, которые соответствуют таким ионно-молекулярным уравнениям:
    а) $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$;
    б) $3Pb^{2+} + 2PO_4^{3-} = Pb_3(PO_4)_2\downarrow$;

в) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$;
г) $H_2S + 2OH^- = S^{2-} + 2H_2O$;
д) $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 + H_2O$;
е) $Zn(OH)_2 + 2H^+ = Zn^{2+} + 2H_2O$.

95. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций, которые происходят в растворе между такими электролитами:
а) феррум(III) нитратом и барий гидроксидом;
б) натрий фторидом и хлоридной кислотой;
в) литий гидроксидом и сульфатной кислотой.

96. Возможна ли реакция в водном растворе между соединениями с такими формулами:
а) $Ba(NO_3)_2$ и H_2S;
б) LiOH и HBr;
в) HCl и KNO_3;
г) K_2CO_3 и $Ba(OH)_2$?
Ответы обоснуйте. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения тех реакций, которые происходят.

97. Подберите по две пары различных электролитов, которые реагируют в растворе с образованием:
а) алюминий гидроксида;
б) силикатной кислоты.
Примите во внимание, что среди силикатов растворимы лишь соли Натрия и Калия. Напишите соответствующие молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

98. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции между растворами щелочи и соли, в результате которой образуются:
а) нерастворимое основание и растворимая соль;
б) щелочь и нерастворимая соль;
в) нерастворимое основание и нерастворимая соль.

99. Допишите схемы реакций, составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:
а) $Ba(NO_3)_2 + ... \rightarrow HNO_3 + ...$;
б) $NiCl_2 + ... \rightarrow Ni(OH)_2\downarrow + ...$;
в) $K_2CO_3 + ... \rightarrow K_2SO_4 + ...$;
г) $KAlO_2 + ... \rightarrow ... + AlCl_3 + H_2O$.

100. Допишите ионно-молекулярные уравнения и составьте соответствующие молекулярные уравнения:
а) $H_3PO_4 + ... = PO_4^{3-} + 3H_2O$;
б) $Cr(OH)_3 + ... = Cr^{3+} + 3H_2O$.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Гидролиз солей

Если в раствор кальцинированной соды, или натрий карбоната, Na_2CO_3 добавить каплю раствора фенолфталеина, то появляется

малиновая окраска. Это указывает на наличие в растворе ионов OH^-. Поскольку в соли таких ионов нет, делаем вывод: натрий карбонат взаимодействует с водой, и одним из продуктов этой реакции является натрий гидроксид:

$$Na_2CO_3 + H_2O = NaOH + \ldots .$$

Можно предположить, что второй продукт — карбонатная кислота. Вы знаете, что эта кислота неустойчива и разлагается с образованием углекислого газа. Но выделения газа из раствора соды мы не наблюдаем. Значит, вторым продуктом реакции является другое вещество.

Простое сопоставление количества атомов каждого элемента в формулах двух реагентов и натрий гидроксида указывает на образование наряду со щелочью кислой соли[1] $NaHCO_3$:

$$Na_2CO_3 + H_2O = NaOH + NaHCO_3.$$

Известно, что с водой реагирует лишь незначительная часть соды. Одновременно происходит обратная реакция — между соединениями NaOH и $NaHCO_3$ (ее продукты — Na_2CO_3 и вода). Учитывая это, записываем в химическом уравнении знак $\rightleftarrows$:

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaOH + NaHCO_3.$$

Рассмотренная реакция является реакцией обмена. Правда, обмен веществ своими частицами является неполным: лишь половина ионов Натрия в исходной соли обменивается на атомы Гидрогена.

Реакцию обмена между солью и водой называют реакцией гидролиза[2].

Установлено, что с водой могут взаимодействовать соли, образованные слабыми основаниями или слабыми кислотами (сода образована слабой карбонатной кислотой). Среду раствора соли обуславливает сильный электролит (в нашем случае — натрий гидроксид), от которого происходит соль; он образуется при ее гидролизе. Так, растворы солей K_2S, Na_2SiO_3 имеют щелочную среду, а растворы солей $ZnCl_2$, $CuSO_4$ — кислую.

Теперь вы сможете объяснить, почему в клетках таблицы растворимости, которые отвечают некоторым солям, имеются обозначения #. Каждая из этих солей происходит от слабого основания и слабой кислоты и поэтому подвергается полному гидролизу:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

---

[1] Кислая соль — продукт неполного замещения атомов Гидрогена в молекуле кислоты на атомы (точнее, ионы) металлического элемента.

[2] Термин происходит от греческих слов hydor — вода и lysis — разложение.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Реакции ионного обмена в растворах электролитов

Вам выданы растворы магний нитрата, калий карбоната, натрий гидроксида и разбавленная сульфатная кислота.

Воспользовавшись таблицей растворимости и рядом кислот по силе (см. форзац II учебника), выясните, какие реакции будут происходить в растворе:

а) между двумя солями;

б) между солью и щелочью;

в) между солью и кислотой.

Осуществите эти реакции, а также реакцию щелочи с кислотой.

Запишите в клетках представленной ниже таблицы формулы реагентов и одного из продуктов каждой реакции, свойства которого делают возможным ее протекание. После формул продуктов поставьте стрелки ↓ (если в результате реакции соединение выпадает в осадок), ↑ (если оно выделяется в виде газа), пометку «сл.» (если вещество — слабый электролит).

Реагенты	... (соль 1)	... (соль 2)	... (щелочь)	... (кислота)
... (соль 1)	—			
... (соль 2)		—		
... (щелочь)			—	

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Объясните, почему реакции обмена с участием некоторых выданных растворов не происходят.

?

101. Какую реакцию, которая в практической работе не происходит, можно осуществить в других условиях? Укажите эти условия, напишите химическое уравнение и дайте названия продуктам реакции.

102. Какими были бы результаты практической работы, если бы вместо раствора натрий гидроксида был выдан раствор барий гидроксида? Заполните соответствующую таблицу и составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

Распознавание неорганических соединений

Вам выданы раствор натрий гидроксида, разбавленная сульфатная кислота, а также промывалка с водой, штатив с пробирками, стеклянные палочки.

ВАРИАНТ I

Задание 1. Распознавание твердых соединений.

В трех произвольно пронумерованных пробирках находятся белые порошки калий нитрата, натрий карбоната и кальций карбоната. Установите содержимое каждой пробирки.

Задание 2. Распознавание растворов соединений.

В трех произвольно пронумерованных пробирках содержатся бесцветные растворы натрий хлорида, магний хлорида и цинк сульфата. Установите содержимое каждой пробирки.

ВАРИАНТ II

Задание 1. Распознавание твердых соединений.

В трех произвольно пронумерованных пробирках содержатся белые порошки натрий нитрата, магний карбоната и барий сульфата. Установите содержимое каждой пробирки.

Задание 2. Распознавание растворов соединений.

В трех произвольно пронумерованных пробирках содержатся бесцветные растворы калий нитрата, барий хлорида и алюминий нитрата. Установите содержимое каждой пробирки.

Результаты эксперимента по заданию 1 запишите в таблицу:

№ пробирки	Растворимость вещества в воде	Формула реактива	Наблюдения	Вывод (формула вещества)
Уравнение реакции (в молекулярной и ионно-молекулярной формах):				

Результаты эксперимента по заданию 2 запишите в таблицу:

№ пробирки	Формула реактива 1	Наблюдения	Формула реактива 2 или реактива 1, взятого в избытке	Наблюдения	Вывод (формула вещества)
Уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах):					

?

103. Можно ли выполнить задания 1 и 2 обоих вариантов, если вместо раствора сульфатной кислоты выдана хлоридная кислота? Ответ обоснуйте.
104. Можно ли распознать соединения в задании 1 каждого варианта с помощью нагревания? В случае положительного ответа расскажите, как вы выполните эти задания. Напишите соответствующие уравнения реакций.

2 раздел
Химические реакции

В этом разделе обобщена информация об известных вам типах химических реакций. Будут также рассмотрены реакции, которые вы еще не изучали. Обратим внимание на их характерные признаки и особенности протекания. Выполняя упражнения, вы приобретете новые навыки по составлению химических уравнений.

11 Классификация химических реакций

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, по каким признакам классифицируют химические реакции;
- пополнить свои знания о типах химических реакций;
- вспомнить, в каких случаях возможны реакции разложения, замещения и обмена;
- узнать об обратимых и необратимых реакциях.

Признаки, по которым классифицируют химические реакции. Превращения одних веществ в другие постоянно происходят в природе. Без них невозможно развитие живых организмов. Изуче-

нием химических реакций и получением новых веществ занимаются ученые в исследовательских лабораториях. Различные реакции осуществляют инженеры и технологи на заводах, школьники и студенты при выполнении практических работ.

Химические реакции могут протекать медленно или мгновенно, в обычных условиях или при нагревании, с добавлением катализатора или без него. Они могут сопровождаться различными внешними эффектами — образованием осадка или газа, изменением цвета, выделением теплоты и т. д.

Чтобы установить порядок во множестве химических реакций, осуществлена их классификация. При этом были учтены определенные признаки и особенности реакций. Важнейшие из них приведены ниже:

- число реагентов и продуктов реакции;
- возможные направления протекания реакции;
- изменение или неизменность степеней окисления элементов в результате реакции;
- выделение или поглощение теплоты во время реакции.

В этом параграфе обобщены ваши знания о реакциях соединения, разложения, замещения и обмена, а также рассмотрены реакции, которые могут протекать в различных направлениях. О других типах реакций речь пойдет позже.

Реакции соединения и разложения. В 7 классе вы узнали о реакциях, в каждой из которых число реагентов и продуктов неодинаково.

Реакцию, в результате которой из нескольких веществ образуется одно вещество, называют *реакцией соединения*.

Вам известны реакции соединения, в которые вступают

- *два простых вещества* (рис. 31)

Реакция соединения
$A + B (+ ...) \rightarrow C$

$$\underset{\text{металл}}{2Al} + \underset{\text{неметалл}}{3Br_2} = 2AlBr_3,$$

$$\underset{\text{неметалл}}{H_2} + \underset{\text{неметалл}}{Cl_2} = 2HCl;$$

Рис. 31. Реакция алюминия с бромом

• *два оксида*

$$\underset{\text{оснóвный оксид}}{BaO} + H_2O = \underset{\text{щелочь}}{Ba(OH)_2},$$

$$\underset{\text{кислотный оксид}}{N_2O_5} + H_2O = \underset{\text{кислота}}{2HNO_3},$$

$$\underset{\text{оснóвный оксид}}{3CaO} + \underset{\text{кислотный оксид}}{P_2O_5} = \underset{\text{соль}}{Ca_3(PO_4)_2}.$$

Не все такие реакции возможны. Например, инертные газы — гелий, неон и аргон не взаимодействуют ни с одним веществом. Не происходят реакции кислорода с галогенами, водорода с бором и силицием. Золото реагирует только с наиболее активными неметаллами — галогенами, а также с некоторыми соединениями. Оксиды вступают в реакции друг с другом, если они отличаются по химическим свойствам. Так, оснóвные оксиды взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами.

▶ Составьте уравнения реакций между такими веществами: а) натрием и водородом; б) оксидами Лития и Сульфура(VI).

Реакцию, в результате которой из одного вещества образуется несколько веществ, называют *реакцией разложения*.

Разлагаться могут только сложные вещества. Среди них — основания, амфотерные гидроксиды, оксигенсодержащие кислоты и их соли, некоторые оксиды (рис. 32):

$$\underset{\text{основание}}{Fe(OH)_2} \overset{t}{=} FeO + H_2O\uparrow;$$

$$\underset{\text{кислота}}{H_2SiO_3} \overset{t}{=} SiO_2 + H_2O\uparrow;$$

$$\underset{\text{соль}}{CaCO_3} \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow;$$

$$\underset{\text{оксид}}{2HgO} \overset{t}{=} 2Hg + O_2\uparrow.$$

Реакция разложения
$A \rightarrow B + C\ (+ \ldots)$

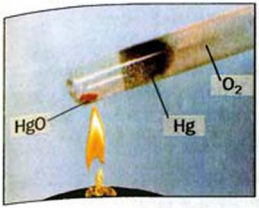


Рис. 32.
Разложение меркурий(II) оксида

Реакции разложения происходят, как правило, при нагревании. Карбонатная и сульфитная кислоты разлагаются в обычных условиях в момент образования:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3.$$

Продуктами разложения оснований, оксигенсодержащих кислот и большинства их солей являются оксиды. Не разлагаются при нагревании гидроксиды, карбонаты и сульфаты Натрия и Калия, а также оксигенсодержащие соли, каждая из которых образована двумя нелетучими оксидами (фосфаты, силикаты, цинкаты, алюминаты и др.).

▶ Составьте уравнения реакций разложения: а) цинк карбоната; б) алюминий гидроксида.

Реакции замещения и обмена. Изучая в 8 классе химические превращения неорганических соединений, вы узнали о реакциях, в каждой из которых — два реагента и два продукта.

Реакцию между простым и сложным веществом, в результате которой образуются другие простое и сложное вещества, называют *реакцией замещения*.

Реакция замещения
$A + BC \rightarrow B + AC$

Реакции замещения с участием металлов вам хорошо известны.

Щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с водой:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

В этой реакции один из двух атомов Гидрогена в каждой молекуле воды замещается на атом (точнее — на ион) металлического элемента.

Почти все металлы реагируют с кислотами. Часть этих реакций происходит с выделением водорода:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow.$$

Так взаимодействуют с металлами хлоридная и разбавленная сульфатная кислоты. Реакция

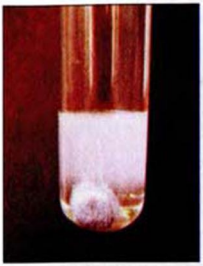


Рис. 33.
Реакция алюминия с водным раствором щелочи

возможна, если металл находится в ряду активности левее водорода.

Металлы могут взаимодействовать с растворами солей. Продуктами такой реакции являются другой металл и новая соль:

$$Mg + CuSO_4 = Cu + MgSO_4.$$

Подобные реакции происходят, если металл-реагент размещен в ряду активности слева от металла-продукта.

▶ Напишите уравнение реакции меди с раствором аргентум нитрата.

Цинк, алюминий (рис. 33), олово, другие активные металлы, которым соответствуют элементы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, взаимодействуют со щелочами:

$$2Al + 6NaOH = 2Na_3AlO_3 + 3H_2\uparrow.$$

В реакции замещения могут вступать и неметаллы. Например, более активный галоген вытесняет менее активный из водного раствора галогеноводорода, т. е. безоксигеновой кислоты, или соли (галогенида):

$$Br_2 + 2HI = I_2 + 2HBr;$$
$$Cl_2 + 2KBr = Br_2 + 2KCl.$$

Напоминаем, что химическая активность галогенов возрастает в группе периодической системы снизу вверх.

Реакцию между двумя сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составляющими (атомами, группами атомов, ионами), называют *реакцией обмена*.

Реакция обмена
$AB + CD \rightarrow AD + CB$

Реакции обмена происходят преимущественно в водном растворе. В них участвуют электролиты — основания, кислоты, соли. Случаи, когда эти реакции возможны, вам известны. Это — выделение осадка (рис. 34), образование газа или слабого электролита (в том числе и воды):

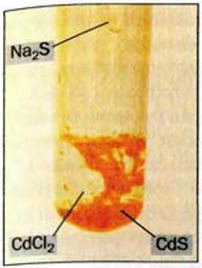


Рис. 34.
Осаждение кадмий сульфида

$$CdCl_2 + Na_2S = CdS\downarrow + 2NaCl;$$

$$H_2SO_4 + MgCO_3 = MgSO_4 + H_2CO_3;$$

$$H_2O \quad CO_2\uparrow$$

$$KOH + HCl = KCl + H_2O.$$

▶ Составьте ионно-молекулярные уравнения этих реакций.

Обратимые и необратимые реакции. Многие химические реакции протекают только «в одном направлении». Их продукты при любых температуре и давлении не могут взаимодействовать с образованием веществ, которые ранее были реагентами. Такие реакции называют *необратимыми*.

Натрий реагирует с водой согласно уравнению

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

Это — необратимая реакция, поскольку противоположное превращение невозможно:

$$NaOH + H_2 \neq$$

Известны и реакции другого типа. Кальций оксид в обычных условиях медленно взаимодействует с углекислым газом:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

Если продукт этой реакции — кальций карбонат — сильно нагреть, то он начнет разлагаться на кальций оксид и углекислый газ, т. е. будет происходить реакция

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow.$$

В определенном температурном интервале возможно как образование кальций карбоната, так и его разложение. В этих условиях обе реакции не происходят до конца, и в закрытом сосуде можно обнаружить смесь трех соединений — кальций оксида, карбон(IV) оксида и кальций карбоната.

Химические реакции, которые могут протекать в противоположных направлениях, называют *обратимыми*.

Обратимая реакция

$$A + B \underset{\text{обратная реакция}}{\overset{\text{прямая реакция}}{\rightleftarrows}} C + D$$

Некоторые реакции являются обратимыми в обычных условиях. Среди них — взаимодействие углекислого и сернистого газов с водой.

Реакцию, которая происходит между веществами, записанными в левой части химического уравнения, называют *прямой*, а противоположную реакцию — *обратной*. Одновременное протекание этих реакций показывают в уравнении с помощью знака обратимости $\rightleftarrows$:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3.$$

Обратимыми бывают и физические явления. Среди них — изменения агрегатного состояния вещества. Если сосуд, в котором кипит вода, накрыт крышкой, то в нем одновременно происходят два противоположных процесса — превращение воды в пар и конденсация водяного пара с образованием жидкой воды.

ВЫВОДЫ

Для классификации химических реакций используют различные признаки.

Сопоставляя число продуктов и реагентов, а также учитывая, простым или сложным является каждое вещество, различают реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

В зависимости от направления протекания химические реакции делят на обратимые (они могут происходить в прямом и обратном направлениях) и необратимые (возможна лишь прямая реакция).

?

105. Назовите признаки, по которым классифицируют химические реакции.
106. Дайте определения реакциям соединения, разложения, замещения и обмена.

107. Найдите соответствие:

Уравнение реакции	*Тип реакции*
1) $2NH_3 + 3Mg \overset{t}{=} Mg_3N_2 + 3H_2$;	а) реакция обмена;
2) $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$;	б) реакция разложения;
3) $4Na_2SO_3 \overset{t}{=} 3Na_2SO_4 + Na_2S$;	в) реакция замещения;
4) $2KOH + MgI_2 = Mg(OH)_2\downarrow + 2KI$;	г) реакция соединения.

108. Запишите уравнения двух реакций — соединения и разложения, при которых образуется алюминий оксид.

109. Составьте два молекулярных уравнения реакций обмена, которые отвечают ионно-молекулярному уравнению $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$.

110. Напишите уравнение обратимой реакции образования аммиака NH_3 из простых веществ. Укажите прямую и обратную реакции.

111. Какая масса соли образовалась при полной нейтрализации магний гидроксидом 800 г раствора нитратной кислоты с массовой долей кислоты 25,2 %?

112. Сульфур(VI) оксид при сильном нагревании разлагается на сульфур(IV) оксид и кислород. Легче или тяжелее воздуха смесь образовавшихся газов и во сколько раз?

113. При нагревании кальций карбоната потеря массы составила 11 %. Найдите массовые доли веществ в твердом остатке.

12 Окислительно-восстановительные реакции

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое окислительно-восстановительная реакция;
- различать процессы окисления и восстановления, окислители и восстановители;
- понять значение окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные реакции. Сравним два химических превращения:

$$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O; \quad (1)$$

$$2Mg + O_2 = 2MgO. \quad (2)$$

Учитывая число реагентов и продуктов в каждой реакции, делаем вывод: реакция (1) являет-

ся реакцией разложения, а реакция (2) — реакцией соединения.

Эти реакции различаются и по другому признаку. Обратим внимание на степени окисления элементов в реагентах и продуктах.

▶ Что называют степенью окисления элемента? Определите степени окисления элементов в веществах, формулы которых записаны в уравнениях (1) и (2).

Запишем степени окисления элементов над формулами веществ:

$$\overset{+2}{Mg}(\overset{-2}{O}\overset{+1}{H})_2 = \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O};$$

$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O}_2 = 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}.$$

В результате первой реакции степени окисления элементов остались прежними, а во второй реакции изменились.

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, называют *окислительно-восстановительными реакциями*.

Процессы окисления и восстановления. Выясним происхождение термина «окислительно-восстановительная реакция». Характеризуя реакции с участием кислорода в 7 классе, мы утверждали, что вещество, которое взаимодействует с кислородом, подвергается окислению. В реакции (2) таким веществом является магний. Каждый атом этого металла превращается в катион, теряя 2 электрона:

$$Mg - 2e^- = Mg^{2+}.$$

Элемент Магний повышает степень окисления от 0 до +2; он *окисляется*.

С магнием взаимодействует кислород. Каждый атом Оксигена, который входит в состав молекулы O_2, превращается в анион, присоединяя 2 электрона:

$$O + 2e^- = O^{2-}.$$

Степень окисления этого элемента понижается от 0 до −2; Оксиген *восстанавливается*.

Лев Владимирович Писаржевский
(1874—1938)

Украинский химик, академик АН СССР и АН УССР. Разработал теорию окислительно-восстановительных реакций, в основе которой — представление о переходе электронов от одних частиц к другим (1914). Заложил фундамент электронной теории катализа. Профессор Киевского политехнического института (1908—1911), екатеринославских (ныне — днепропетровские) высших учебных заведений — горного института и университета. С 1927 г. — директор созданного по его инициативе Украинского института физической химии (ныне — Институт физической химии НАН Украины имени Л. В. Писаржевского).

Процесс окисления

$$\overset{0}{Mg} - 2e^- = \overset{+2}{Mg}$$

Процесс восстановления

$$\overset{0}{O_2} + 4e^- = 2\overset{-2}{O}$$

Окисление — отдача электронов частицей вещества, а восстановление — присоединение ею электронов.

Процессы окисления и восстановления всегда сопровождают друг друга. Электроны не возникают из ничего и не накапливаются в пробирке. Сколько электронов теряют одни частицы, столько же их присоединяют другие. Убедимся в этом, обратившись к уравнению

$$2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Два атома Магния теряют 4 электрона:

$$2Mg - 4e^- = 2Mg^{2+},$$

а два атома Оксигена, которые имеются в молекуле O_2, присоединяют 4 электрона:

$$O_2 + 4e^- = 2O^{2-}.$$

Окислительно-восстановительная реакция

$$\overset{0}{2Mg} + \overset{0}{O_2} = \overset{+2}{2Mg}\overset{-2}{O}$$

$4e^-$

восстановитель

окислитель

Теорию окислительно-восстановительных реакций, которую назвали электронно-ионной теорией, предложил в 1914 г. отечественный ученый Л. В. Писаржевский.

Окислители и восстановители. По отношению к веществам — участникам окислительно-восстановительной реак-

ции используют термины «окислитель» и «восстановитель».

Запомните: окислитель восстанавливается (им в реакции $2Mg + O_2 = 2MgO$ является кислород), он присоединяет электроны. А восстановитель (это — магний) окисляется, он теряет электроны.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10
Реакция цинка с раствором иода

Налейте в пробирку 1 мл воды и добавьте несколько капель спиртового раствора иода (иодной настойки). Перемешайте жидкость и поместите в нее немного порошка цинка. Периодически взбалтывайте содержимое пробирки.

Изменяется ли окраска жидкости? Почему?

Напишите соответствующее химическое уравнение. Какое вещество в этой реакции является окислителем, а какое — восстановителем?

Окислителями и восстановителями могут быть не только простые вещества, но и сложные.

▶ Назовите окислитель и восстановитель в реакции $CuO + H_2 = Cu + H_2O$.

На основании изложенного материала сделаем вывод: *если в реакции принимает участие простое вещество, то такая реакция всегда является окислительно-восстановительной*. Действительно, степень окисления элемента в простом веществе равна нулю, а в соединении (оно образуется в результате реакции) является положительным или отрицательным числом.

В клетках таблицы растворимости, отвечающих солям FeI_3 и CuI_2, есть прочерки. Они свидетельствуют о том, что этих солей не существует. Ионы Fe^{3+} и I^-, а также Cu^{2+} и I^- вступают друг с другом в окислительно-восстановительные реакции. Соответствующие ионно-молекулярные уравнения:

$$2Fe^{3+} + 2I^- = 2Fe^{2+} + I_2;$$
$$2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI\downarrow + I_2.$$

Катионы металлических элементов являются окислителями, а анион Иода — восстановителем.

Значение окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные реакции постоянно происходят в природе. Они составляют основу таких важнейших процессов, как дыхание и фотосинтез. В этих процессах одним из элементов, которые изменяют степень окисления, является Оксиген. В процессе дыхания его атомы (из них состоят молекулы кислорода) восстанавливаются, а при фотосинтезе (они входят в состав молекул оксигенсодержащих соединений) — окисляются:

$$\overset{0}{O_2} + 4e^- = 2\overset{-2}{O} \qquad \text{(дыхание);}$$
$$2\overset{-2}{O} - 4e^- = O_2\uparrow \qquad \text{(фотосинтез).}$$

Окислительно-восстановительные реакции используют во многих отраслях промышленности. Осуществляя химические превращения этого типа, из руд получают металлы. На теплоэлектростанциях сжигают различные виды топлива, а в двигателях автомобилей — бензин, дизельное горючее, природный газ.

Некоторые окислительно-восстановительные реакции являются причиной негативных процессов: пожаров, ржавления железа (рис. 35), порчи пищевых продуктов и т. п.

Рис. 35. Корпус судна, поврежденный ржавчиной

ВЫВОДЫ

Реакции, происходящие с изменением степеней окисления элементов, называют окислительно-восстановительными реакциями. Окисление — процесс отдачи электронов частицами вещества, а восстановление — процесс присо-

единения электронов. Вещество, которое окисляется, называют восстановителем, а вещество, которое восстанавливается, — окислителем. Сколько электронов отдает восстановитель, столько их присоединяет окислитель.

Окислительно-восстановительные реакции происходят в природе; их осуществляют в промышленности, теплоэнергетике, транспортных средствах.

?

114. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?

115. Найдите соответствие:

Формула вещества	*Степень окисления Хлора*
1) Cl_2O;	а) 0;
2) $FeCl_2$;	б) +2;
3) $HClO_4$;	в) +1;
4) Cl_2;	г) −1;
	д) +7.

116. Что такое окисление, восстановление, окислитель, восстановитель? Используя эти термины, прокомментируйте реакцию натрия с хлором.

117. Почему реакции, с помощью которых из металлических руд получают металлы, являются окислительно-восстановительными?

118. Определите степени окисления элементов в веществах с такими формулами: $AlCl_3$, Br_2, $KClO$, B_2S_3, $H_4P_2O_7$, Ca_3N_2, I_2O_5, $Ti(OH)_4$, $Fe_2(SO_4)_3$.

119. Выберите среди приведенных схем те, которые отвечают окислительно-восстановительным реакциям, и объясните свой выбор:

а) $Li + H_2 \xrightarrow{t} LiH$;

б) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$;

в) $KOH + H_2S \rightarrow K_2S + H_2O$;

г) $NaClO_3 \xrightarrow{t,\,k} NaCl + O_2\uparrow$.

120. Запишите в таблицу по одному химическому уравнению (не используйте приведенных в параграфе и предыдущем упражнении):

Тип реакции	Степени окисления элементов	
	изменяются	не изменяются
Реакция соединения		
Реакция разложения		

121. Укажите вещество-окислитель и вещество-восстановитель в каждой реакции:

а) $Al + S \xrightarrow{t} Al_2S_3$;

б) $Li_2O + Si \xrightarrow{t} Li + SiO_2$;

в) $Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t} Fe + CO_2$;

г) $NH_3 + CuO \xrightarrow{t} Cu + N_2 + H_2O$.

122. Какие частицы — атом K, ион N^{3-}, атом C, ион Ca^{2+}, ион Fe^{2+}, атом Fe, атом F — могут быть в химических реакциях:

а) только окислителями;

б) только восстановителями;

в) и окислителями, и восстановителями?

Ответы обоснуйте.

123. Установите последовательность простых веществ по возрастанию их химической активности как окислителей (запишите буквы в соответствующем порядке):

а) сера;

б) фтор;

в) фосфор;

г) хлор.

124. Напишите вместо точек, сколько электронов присоединяют или отдают ионы, и укажите процессы окисления и восстановления:

а) $2H^+ \ldots \rightarrow H_2$;

б) $2F^- \ldots \rightarrow F_2$;

в) $Fe^{2+} \ldots \rightarrow Fe^{3+}$;

г) $MnO_4^- \ldots \rightarrow MnO_4^{2-}$.

125. Сколько электронов присоединяет или отдает атом Сульфура в таких превращениях:

а) сульфат-ион → сульфит-ион;

б) молекула сульфатной кислоты → молекула сероводорода;

в) молекула сульфур(IV) оксида → сульфат-ион?

126. Какой объем водорода (н. у.) можно получить в результате реакции 10 г лития с достаточным количеством воды?

13 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Материал параграфа поможет вам:

- научиться подбирать коэффициенты при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Прежде чем составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо записать схему реакции с формулами всех реагентов и продуктов.

▶ Допишите схемы реакций: а) $SO_2 + O_2 \rightarrow$ ...; б) $Al + HCl \rightarrow$ ... . Определите в каждой реакции окислитель и восстановитель.

Надеемся, что вы справились с этим заданием. Однако при выполнении других заданий такого типа могут возникнуть определенные трудности. Прогнозирование продуктов многих окислительно-восстановительных реакций невозможно без знания характерных степеней окисления элементов, химических свойств их соединений, другой важной информации.

В этом параграфе ограничимся рассмотрением того, как превращают «готовые» схемы окислительно-восстановительных реакций в химические уравнения.

Подбор коэффициентов в схемах таких реакций можно осуществлять обычным способом.

▶ Превратите две только что составленные вами схемы реакций в химические уравнения.

Во многих случаях (например, когда взаимодействуют или образуются три вещества) на традиционный подбор коэффициентов приходится тратить немало времени. Убедитесь в этом, попробовав превратить схему реакции

$$FeCl_2 + O_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$$

в химическое уравнение.

Существует универсальный и эффективный метод подбора коэффициентов в схемах окислительно-восстановительных реакций. Его название — *метод электронного баланса*. Он основан на том, что число электронов, которые отдают одни частицы и присоединяют другие, всегда одинаково.

Подберем коэффициенты методом электронного баланса в последней схеме окислительно-восстановительной реакции.

Это интересно
В реакции $4FeS + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 4SO_2$ степени окисления изменяют три элемента.

Сначала определим степень окисления каждого элемента в реагентах и продуктах реакции и подчеркнем элементы, которые изменили свои степени окисления:

$$\overset{+2}{\underline{Fe}}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{\underline{\underline{O_2}}} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+3}{\underline{Fe}}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{\underline{\underline{O}}}.$$

Вы видите, что Феррум повысил степень окисления от +2 до +3, выступил восстановителем и окислился, а Оксиген понизил степень окисления от 0 до −2, выполнил функцию окислителя и восстановился:

схема окисления Феррума	*схема восстановления Оксигена*
$\overset{+2}{Fe}$ (восстановитель) $- 1e^- = \overset{+3}{Fe}$	$\overset{0}{O_2}$ (окислитель) $+ 4e^- = 2\overset{-2}{O}$.

Обратите внимание: в схеме восстановления перед атомом Оксигена поставлен коэффициент 2, так как из одной молекулы кислорода образуются два атома. Указано также, что молекула кислорода присоединяет 4 электрона, поскольку каждый атом Оксигена в ней присоединяет 2 электрона.

Находим соотношение частиц окислителя и восстановителя, при котором число присоединяемых и число отдаваемых ими электронов будет одинаковым. Для этого определяем наименьшее общее кратное чисел 1 (один электрон теряет атом $\overset{+2}{Fe}$) и 4 (четыре электрона присоединяет молекула $\overset{0}{O_2}$); оно равно 4.

Записываем схему окисления, под ней — схему восстановления, а после вертикальных линий — только что указанные количества электронов и наименьшее общее кратное:

$\overset{+2}{Fe}$ (восстановитель) $- 1e^- = \overset{+3}{Fe}$	1	4	процесс окисления
$\overset{0}{O_2}$ (окислитель) $+ 4e^- = 2\overset{-2}{O}$	4		процесс восстановления

Разделив число 4 на количество электронов, которые теряются (1) и присоединяются (4), получаем числа 4 и 1 для схем окисления и восстановления соответственно. Записываем их за третьей вертикальной линией:

$\overset{+2}{Fe}$ (восстановитель) $- 1e^- = \overset{+3}{Fe}$	1	4	4	процесс окисления
$\overset{0}{O_2}$ (окислитель) $+ 4e^- = 2\overset{-2}{O}$	4		1	процесс восстановления

Числа в последнем столбике — 4 и 1 — это коэффициенты в будущем уравнении. В самом деле, каждые 4 атома $\overset{+2}{Fe}$ теряют $1 \cdot 4 = 4$ электрона, и столько же электронов присоединяет каждая молекула $\overset{0}{O_2}$.

Записываем коэффициенты 4 перед формулами соединений Феррума, а коэффициент 1 перед формулой кислорода не указываем:

$$4\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{O_2} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow 4\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}.$$

Далее ставим коэффициент 2 перед формулой воды:

$$4\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{O_2} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow 4\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}.$$

Наконец, определяем коэффициент перед формулой хлороводорода — соединения, в котором содержатся элементы, не изменившие степени окисления, и вместо стрелки записываем знак равенства:

$$4\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{O_2} + 4\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = 4\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}.$$

▶ Проверьте, одинаковое ли количество атомов каждого элемента содержится в левой и правой частях составленного уравнения.

Примите во внимание два таких совета.

1. Найденные с учетом баланса электронов коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя изменять не следует; они являются окончательными.
2. В некоторых реакциях окисляется или восстанавливается лишь часть атомов определенного элемента, поскольку один из реагентов присутствует в избытке:

$$2\overset{0}{Na} + 2\overset{+1}{H_2}O\ (изб.) = 2\overset{+1}{Na}\overset{+1}{O}H + \overset{0}{H_2}\uparrow.$$

Коэффициент перед формулой такого соединения подбирают последним.

ВЫВОДЫ

Уравнения окислительно-восстановительных реакций составляют, используя метод электронного баланса. Этот метод основан на том, что число электронов, отдаваемых частицами восстановителя и присоединяемых частицами окислителя, одинаково.

?

127. Запишите вместо точек соответствующие цифры и слова:

$$\overset{\ldots\ -2}{MnO_2} + \ldots HBr \rightarrow \overset{+1\ -1}{MnBr_2} + \overset{\ldots\ -1}{Br_2} + \ldots H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|c|l} \overset{\ldots}{Mn}\ (\text{окислитель}) + \ldots e^- = \overset{\ldots}{Mn} & 2 & 1 & \text{процесс} \ldots \\ \overset{-1}{\ldots Br}\ (\text{восстановитель}) - 2e^- = \overset{\ldots}{Br_2} & 2 & 1 & \text{процесс} \ldots \end{array}$$

128. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций по приведенным схемам, использовав метод электронного баланса:

а) $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$;

б) $Al + NaOH \rightarrow Na_3AlO_3 + H_2\uparrow$;

в) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S\downarrow + NO\uparrow + H_2O$;

г) $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$.

129. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения методом электронного баланса:

а) $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S\downarrow + \ldots$;

б) $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + \ldots$;

в) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + \ldots$;

г) $FeO + Al \rightarrow \ldots + \ldots$.

130. Реакция между феррум(III) оксидом и карбон(II) оксидом может происходить с образованием двух других оксидов. Укажите тип этой реакции и составьте соответствующее химическое уравнение.

131. Какое число электронов в результате реакции кальция с кислородом:

а) теряет 1 моль металла;

б) теряет 1 г металла;

в) присоединяет 1 л кислорода (н. у.)?

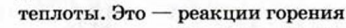
132. Вычислите массу цинка, которую необходимо взять для реакции с избытком хлоридной кислоты, чтобы полученным водородом восстановить 2 г купрум(II) оксида.

14 Тепловой эффект химической реакции

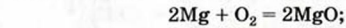
Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как классифицируют реакции по их тепловому эффекту;
- понять причину теплового эффекта реакции;
- составлять термохимические уравнения;
- осуществлять простейшие термохимические вычисления.

Экзотермические и эндотермические реакции. Вам известны реакции, которые происходят с выделением значительного количества теплоты. Это — реакции горения:



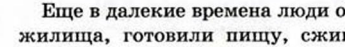
$$2Mg + O_2 = 2MgO;$$



$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

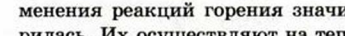
Еще в далекие времена люди обогревали свои жилища, готовили пищу, сжигая древесину, растительные остатки, уголь. Ныне сфера применения реакций горения значительно расширилась. Их осуществляют на теплоэнергетических предприятиях, металлургических заводах, в двигателях внутреннего сгорания, при запусках ракет и космических кораблей, при создании фейерверков (рис. 36) и т. д.

Теплота выделяется не только при горении веществ. Смешайте в пробирке небольшие порции растворов щелочи и сильной кислоты. Прикоснувшись к нижней части пробирки, вы почувствуете, что она стала теплой. Выделение теплоты является следствием реакции нейтрализации:



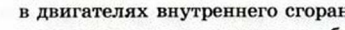
$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Аналогичный эффект наблюдается при гашении извести



$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2,$$

взаимодействии металлов с кислотами



$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow.$$

Рис. 36.
Праздничный фейерверк

Реакции, при которых теплота выделяется, часто происходят самопроизвольно. Правда, в некоторых случаях их нужно инициировать (например, поджечь вещество).

Существуют реакции, при которых теплота поглощается. Среди них — реакции разложения многих соединений (оксидов, гидроксидов, оксигенсодержащих солей, кристаллогидратов):

$$2SO_3 \overset{t}{=} 2SO_2 + O_2;$$

$$Pb(OH)_2 \overset{t}{=} PbO + H_2O\uparrow;$$

$$2KNO_3 \overset{t}{=} 2KNO_2 + O_2\uparrow;$$

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \overset{t}{=} CuSO_4 + 5H_2O\uparrow.$$

Для того чтобы такие реакции происходили, вещества нагревают. Если нагревание прекратить, то прекращается и химическое превращение.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют *экзотермическими*[1], а протекающие с поглощением теплоты — *эндотермическими*[2].

Тепловой эффект реакции. Выделение или поглощение теплоты при химической реакции называют тепловым эффектом реакции. Выясним причину его возникновения.

Каждое вещество обладает внутренней энергией (ее обозначают латинской буквой U). Эта энергия состоит из энергий всех его частиц (атомов, молекул, ионов) и энергий химических связей между ними[3]. Внутреннюю энергию вещества измерить невозможно.

Представим себе, что в случае некоторой реакции общая внутренняя энергия реагентов больше внутренней энергии продуктов:

$$U(\text{реагентов}) > U(\text{продуктов}).$$

---

[1] Термин происходит от греческого слова exo — извне.

[2] Термин происходит от греческого слова endon — внутри.

[3] Разрыв химических связей в веществе требует затрат энергии (вещество ее поглощает), а их образование происходит с выделением энергии.

Тогда в результате реакции вещества «отдают» часть своей энергии; происходит выделение теплоты. Следовательно, данная реакция является экзотермической.

Уменьшение внутренней энергии веществ выразим математически, использовав специальный знак ΔH (читается «дельта-аш»):

$$\Delta H = U(\text{продуктов}) - U(\text{реагентов}) < 0.$$

Если общая внутренняя энергия реагентов меньше внутренней энергии продуктов

$$U(\text{реагентов}) < U(\text{продуктов}),$$

то в результате реакции вещества «потребляют» энергию и теплота поглощается. Такая реакция является эндотермической:

$$\Delta H = U(\text{продуктов}) - U(\text{реагентов}) > 0.$$

В случае необходимости тепловой эффект указывают вместе с химическим уравнением:

$S + O_2 = SO_2$; $\Delta H < 0$ (экзотермическая реакция)

$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$; $\Delta H > 0$ (эндотермическая реакция)

▶ Укажите среди реакций, приведенных в начале параграфа, экзотермические и эндотермические. Запишите в тетрадь химические уравнения, добавив обозначения тепловых эффектов.

Экзотермическая реакция

$A + ... = B + ...$; $\Delta H < 0$

Эндотермическая реакция

$C + ... = D + ...$; $\Delta H > 0$

Явление выделения (поглощения) теплоты при химической реакции согласуется с принципом сохранения энергии: *энергия не возникает из ничего, не исчезает бесследно, а лишь превращается из одного вида в другой.*

Термохимическое уравнение. Количество выделяемой или поглощаемой теплоты в результате реакции можно определить экспериментально, например с помощью калориметра — устройства, известного вам из уроков физики в 8 классе.

Химическое уравнение с записью числового значения теплового эффекта реакции называют *термохимическим уравнением*.

Примеры термохимических уравнений:

$H_2SO_4 \overset{t}{=} SO_3 + H_2O$; $\Delta H = +177$ кДж;[1]

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$; $\Delta H = -283$ кДж.

Первое уравнение свидетельствует о том, что при разложении 1 моль сульфатной кислоты с образованием 1 моль сульфур(VI) оксида и 1 моль воды поглощается 177 кДж теплоты.

▶ Прокомментируйте второе термохимическое уравнение.

Многие реакции являются обратимыми. Например, кальций карбонат при нагревании разлагается на соответствующие оксиды (это — эндотермическая реакция)

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow; \quad \Delta H = +178 \text{ кДж},$$

а в обычных условиях эта соль образуется из оксидов (экзотермическая реакция):

$$CaO + CO_2 = CaCO_3; \quad \Delta H = -178 \text{ кДж}.$$

Тепловой эффект химической реакции равен тепловому эффекту обратной реакции, но имеет противоположный знак.

Значения тепловых эффектов многих химических реакций приведены в справочниках.

Термохимические расчеты. Рассмотрим, как решают задачи на составление и использование термохимических уравнений.

ЗАДАЧА 1. При сгорании 0,5 моль фосфора в избытке кислорода выделилось 373 кДж теплоты. Составить термохимическое уравнение.

Дано:	*Решение*
$n(P) = 0{,}5$ моль $\Delta H_1 = -373$ кДж	1. Составляем химическое уравнение: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$.
Термохимическое уравнение — ?	2. Вычисляем тепловой эффект реакции. По условию задачи при сгорании 0,5 моль фосфора виделяется 373 кДж теплоты,

[1] Знак «плюс» перед значением теплового эффекта не опускают.

согласно термохимическому уравнению при сгорании

4 моль фосфора — x кДж теплоты;

$$x = \frac{4 \text{ моль} \cdot 373 \text{ кДж}}{0{,}5 \text{ моль}} = 2984 \text{ кДж}.$$

$$\Delta H = -2984 \text{ кДж}.$$

3. Записываем термохимическое уравнение:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5; \quad \Delta H = -2984 \text{ кДж}.$$

Ответ: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$; $\Delta H = -2984$ кДж.

ЗАДАЧА 2. ***Исходя из термохимического уравнения $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$; $\Delta H = -802$ кДж определить, какое количество теплоты выделяется при сгорании 5,6 л метана (объем соответствует нормальным условиям).***

Дано:

$\Delta H = -802$ кДж

$V(CH_4) = 5{,}6$ л

н. у.

ΔH_1 — ?

Решение

1. Находим количество вещества метана:

$$n(CH_4) = \frac{V(CH_4)}{V_м} = \frac{5{,}6 \text{ л}}{22{,}4 \text{ л/моль}} = 0{,}25 \text{ моль}.$$

2. Вычисляем количество теплоты ΔH_1.

Согласно термохимическому уравнению при сгорании

1 моль метана выделяется 802 кДж теплоты,

по условию задачи при сгорании

0,25 моль метана — x кДж теплоты;

$$x = \frac{0{,}25 \text{ моль} \cdot 802 \text{ кДж}}{1 \text{ моль}} = 200{,}5 \text{ кДж};$$

$$\Delta H_1 = -200{,}5 \text{ кДж}.$$

Ответ: при сгорании 5,6 л метана выделяется 200,5 кДж теплоты ($\Delta H_1 = -200{,}5$ кДж).

ВЫВОДЫ

Все химические превращения происходят с определенным тепловым эффектом. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют экзотермическими, а протекающие с поглощением теплоты — эндотермическими.

Химическое уравнение с записью числового значения теплового эффекта реакции называют термохимическим уравнением.

?

133. Что понимают под тепловым эффектом химической реакции?
134. Как классифицируют реакции в зависимости от их теплового эффекта?
135. При образовании 1 моль хлороводорода из простых веществ выделяется 92,2 кДж теплоты. Напишите соответствующее термохимическое уравнение.
136. Воспользовавшись термохимическим уравнением $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$; $\Delta H = -92{,}4$ кДж, напишите термохимическое уравнение реакции разложения аммиака на простые вещества.
137. Сколько теплоты поглощается при превращении 4,2 г азота в нитроген(II) оксид, которое происходит согласно термохимическому уравнению $N_2 + O_2 = 2NO$; $\Delta H = +180$ кДж?
138. Какой объем газа N_2O (н. у.) разложился на кислород и азот, если при этом выделилось 32,8 кДж теплоты? Термохимическое уравнение реакции образования нитроген(I) оксида из простых веществ: $2N_2 + O_2 = 2N_2O$; $\Delta H = +164$ кДж.
139. Какая масса серы должна прореагировать с кислородом, чтобы выделилось столько теплоты, сколько ее выделяется при сгорании 24 г углерода? Термохимические уравнения соответствующих реакций: $S + O_2 = SO_2$; $\Delta H = -297$ кДж; $C + O_2 = CO_2$; $\Delta H = -393$ кДж.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Калорийность пищевых продуктов

Общеизвестно, что пища является источником веществ и элементов, необходимых для жизни животных и человека. Кроме того, это — источник энергии для живых организмов. Реакции в организме с участием веществ, потребленных с пищей, преимущественно экзотермические, т. е. происходят с выделением теплоты. Большинство этих превращений напоминает реакции горения. (Иногда, например, говорят о «сгорании жиров в организме».) Количество энергии, которое выделяется при полном окислении пищевого продукта (условно — его реакции с кислородом, в результате которой образуются углекислый газ, вода, азот, некоторые другие вещества), определяет калорийность[1]

[1] Слово происходит от названия устаревшей единицы измерения количества теплоты — калории (1 калория = 4,18 Дж).

продукта (рис. 37). Высвободившаяся тепловая энергия необходима живому организму для осуществления в нем реакций, протекающих с поглощением теплоты, а также для поддержания постоянной температуры тела.

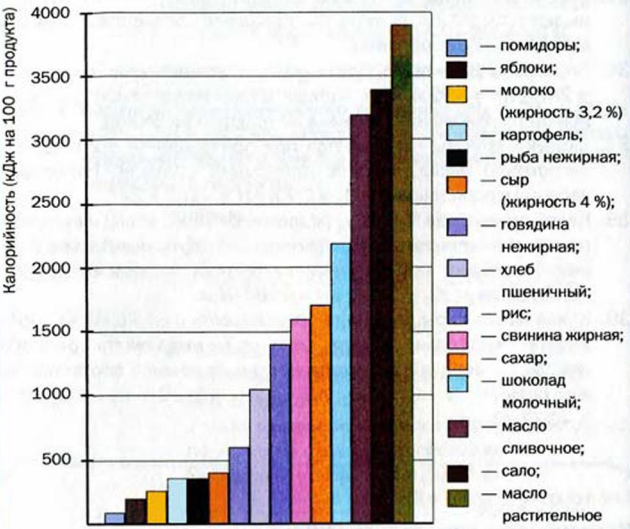


Рис. 37.
Средняя калорийность пищевых продуктов

Существуют три основные группы питательных веществ в пищевых продуктах: *белки*, *жиры* и *углеводы*.

Важнейшими жирами являются подсолнечное и кукурузное масло (растительные жиры), сало, сливочное масло (животные жиры), а углеводами — сахар и крахмал. Больше всего теплоты выделяется при окислении жиров — в среднем 3900 кДж в перерасчете на 100 г жира. Белки и углеводы имеют значительно более низкую и почти одинаковую калорийность — приблизительно 1700 кДж на 100 г вещества. Если подсолнечное масло состоит практически из жиров, сахар — чистый углевод, то 100-процентной белковой пищи не существует. Больше всего белков содержится в мясе, рыбе, яйцах, сыре,

орехах (10—25 % от массы продукта). Белки — ценнейший «строительный» материал для организма, а углеводы и особенно жиры важны как источники энергии.

Суточная энергетическая потребность человека составляет в среднем 12 000 кДж и зависит от его возраста, физической и умственной нагрузки. Подсчитать, сколько человек должен потреблять белков, жиров, углеводов, тех или других пищевых продуктов, чтобы обеспечить свой организм необходимым количеством энергии, нетрудно. Сложнее выбрать необходимое для организма соотношение, например, животных и растительных жиров. Соответствующие рекомендации разрабатывают биологи, врачи, диетологи.

15 Скорость химической реакции

Материал параграфа поможет вам:

- объяснить зависимость скорости реакции от различных факторов;
- понять роль катализатора в химической реакции.

Скорость химической реакции. Выполнив немало лабораторных опытов, вы убедились в том, что одни химические реакции протекают мгновенно (например, реакции обмена с образованием осадка), другие — достаточно быстро (горение веществ), а некоторые — медленно (реакции разложения). Химические превращения минералов в природных условиях вообще не удается заметить, даже наблюдая за веществами в течение многих лет.

Каждая реакция протекает с определенной скоростью. Знание скорости реакции, а также факторов, от которых она зависит, умение ее прогнозировать и вычислять необходимы инженерам, технологам для того, чтобы регулировать протекание реакций, замедлять нежелательные и ускорять те, которые следует осуществить.

Скорость реакции, происходящей в однородной смеси, определяют по изменению количества вещества реагента (продукта) в единице объема смеси за единицу времени:

$$v = \frac{\Delta n}{V \cdot \tau}.$$

В этой формуле v — скорость реакции, Δn — изменение количества вещества, V — объем смеси, τ — промежуток времени.

Зависимость скорости реакции от различных факторов. На скорость реакции влияют химическая природа реагирующих веществ, их концентрации (если реагируют газы или растворенные вещества), площадь поверхности контакта веществ (в неоднородных смесях), температура, иногда — наличие посторонних веществ.

Влияние химической природы реагентов на скорость реакции. Надеемся, что вы согласитесь с таким утверждением: *скорость реакции определяется химической активностью реагентов.* Хорошо известно, что металлы неодинаково ведут себя в химических реакциях. Об этом свидетельствует их ряд активности. Например, реакции щелочных металлов с водой происходят довольно быстро, иногда — со взрывом, а щелочноземельные металлы взаимодействуют с ней медленнее.

▶ Одинакова или различна химическая активность кислот? Ответ объясните.

Влияние концентрации реагентов на скорость реакции. Под концентрацией[1] вещества понимают его количественное содержание в растворе. Один из способов выражения концентрации вам известен. Это — массовая доля растворенного вещества.

Для выяснения зависимости скорости реакции от концентрации реагента проведем опыт.

---

[1] Слово «концентрация» происходит от латинского суффикса con (соответствует русскому предлогу с) и слова centrum — сосредоточение, накопление.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

Зависимость скорости реакции от концентрации реагента

В две пробирки поместите по одинаковой грануле цинка. В одну пробирку налейте 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей HCl 5 %, а в другую — такой же объем хлоридной кислоты с массовой долей HCl 20 %.

Что наблюдаете? В какой пробирке взаимодействие металла с кислотой происходит быстрее?

Пробирку с цинком и более разбавленной кислотой сохраните для сравнения с результатом следующего опыта.

Скорость реакции с увеличением концентрации реагента возрастает.

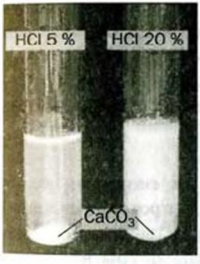


Рис. 38. Реакция кальций карбоната (мрамора) с хлоридной кислотой

Эту зависимость объясняют так. Увеличение концентрации реагента означает возрастание числа его частиц (атомов, молекул, ионов) в реакционной смеси. Количество столкновений частиц этого вещества с частицами другого реагента увеличивается, и скорость реакции возрастает (рис. 38).

В результате химической реакции исходные вещества расходуются; их концентрации уменьшаются. Поэтому реакция со временем замедляется.

Влияние площади поверхности контакта реагентов на скорость реакции. Этот фактор имеет место, если взаимодействие веществ происходит в неоднородной смеси.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 12

Зависимость скорости реакции в неоднородной смеси от площади поверхности контакта реагентов

В пробирку насыпьте немного цинкового порошка и налейте 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей HCl 5 %. Что наблюдаете?

Сравните скорости реакции кислоты с порошком цинка и с гранулой этого металла (в пробирке из предыдущего опыта).

Сделайте вывод о влиянии площади поверхности контакта реагентов на скорость реакции.

Вы увидели, что реакция кислоты с порошком металла происходит с большей скоростью. Объясним результат опыта. Согласно ионно-молекулярному уравнению

$$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2\uparrow,$$

в реакции принимают участие атомы Цинка и катионы Гидрогена. Взаимодействовать с ионами H^+ могут лишь атомы Цинка, находящиеся на поверхности металла. Общая площадь поверхности всех частиц цинкового порошка значительно превышает площадь поверхности гранулы металла. Поэтому порошок цинка быстрее взаимодействует с кислотой.

Скорость реакции с увеличением площади поверхности контакта реагентов возрастает.

Влияние температуры на скорость реакции. Для того чтобы ускорить протекание некоторых реакций, вы нагревали вещества. Подтвердите такое влияние температуры на химические превращения, выполнив еще один опыт.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 13

Зависимость скорости реакции от температуры

В две пробирки насыпьте по 0,5 г порошка купрум(II) оксида и налейте в каждую по 2—3 мл хлоридной кислоты с массовой долей HCl 5 %. Содержимое пробирок осторожно перемешайте. Одну пробирку поставьте в штатив, а другую нагрейте, но не до кипения. После того как осядет остаток оксида, сравните цвет растворов. Чем он обусловлен?

В какой пробирке реакция происходит с большей скоростью?

Скорость реакции с повышением температуры возрастает.

Влияние температуры на протекание реакции можно объяснить так. При нагревании жидкости или газа увеличивается скорость движения молекул, а твердого вещества — интенсивность колебаний частиц в нем. В результате число столкновений частиц реагентов возрастает, а это приводит к увеличению скорости реакции.

Влияние посторонних веществ на скорость реакции. В некоторых случаях скорость реакции или возможность ее протекания зависит от наличия постороннего вещества.

Известно, что гидроген пероксид H_2O_2 очень медленно и незаметно разлагается в разбавленном водном растворе[1] согласно уравнению

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow.$$

Некоторые вещества ускоряют эту реакцию. Если к раствору гидроген пероксида добавить порошок манган(IV) оксида, то сразу начинается интенсивное выделение кислорода (рис. 39).

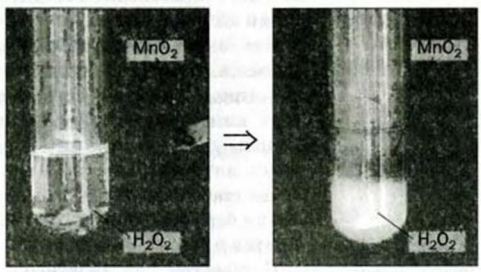


Рис. 39. Разложение гидроген пероксида в растворе

Увеличивает скорость разложения гидроген пероксида и купрум(II) сульфат. В этом можно убедиться, добавив несколько капель голубого раствора этой соли к раствору гидроген пероксида. Вы заметите, что во время интенсивного выделения кислорода окраска жидкости не

[1] Этот раствор под названием «перекись водорода» можно приобрести в аптеке; его используют как дезинфицирующее средство.

изменяется. Значит, соль не расходуется (как, кстати, и манган(IV) оксид).

Вещество, которое увеличивает скорость реакции, оставаясь неизменным, называют *катализатором*[1].

Формулу катализатора записывают в химическом уравнении над знаком равенства:

$$2H_2O_2 \overset{MnO_2}{=} 2H_2O + O_2\uparrow.$$

Казалось бы, соединение MnO_2 или $CuSO_4$, ускоряя разложение гидроген пероксида, играет роль «волшебной палочки». В действительности катализатор принимает участие в реакции как реагент, но одновременно протекает другая реакция, при которой он образуется вновь.

Это интересно
Существуют вещества, замедляющие химические реакции. Их называют ингибиторами.

В книжках по химии можно найти такую запись:

$$A + K = AK;$$
$$AK + B = AB + K.$$

Она объясняет, как вещества A и B взаимодействуют с образованием соединения AB в присутствии катализатора K.

Это интересно
Вещества, предотвращающие порчу пищевых продуктов, называют консервантами.

Значение катализаторов для современной промышленности и техники очень велико. При участии этих веществ осуществляют почти 90 % всех химических превращений. Катализаторы используют в транспортных средствах с двигателями внутреннего сгорания. Благодаря этим веществам угарный газ (продукт неполного окисления бензина), реагируя с кислородом, превращается в углекислый газ.

С участием катализаторов происходят реакции в живых организмах. Эти катализаторы называют *ферментами*; их вырабатывают живые клетки. Отсутствие или недостаток какого-либо фермента вызывает заболевание, иногда довольно тяжелое. Подробнее о ферментах вы узнаете на уроках биологии в старших классах.

---

[1] Термин происходит от греческого слова katalysis — разрушение.

ВЫВОДЫ

Каждая реакция происходит с определенной скоростью.

Скорость реакции зависит от химической природы реагентов, возрастает с увеличением концентрации реагента, площади поверхности контакта реагентов и температуры.

Вещество, которое увеличивает скорость реакции, участвуя в ней, но оставаясь после реакции неизменным, называют катализатором. Катализаторы используют в промышленности, транспорте. Природные катализаторы регулируют химические превращения в живых организмах.

?

140. Приведите примеры химических реакций в природе, которые происходят:
   а) чрезвычайно медленно;
   б) с заметной скоростью.
141. С какими реакциями, которые имеют различную скорость, вы сталкиваетесь в повседневной жизни?
142. От каких факторов зависит скорость химической реакции:
   а) в однородной смеси (жидкой, газообразной);
   б) в неоднородной смеси?
143. Назовите факторы, влияющие на скорость реакции:
   а) $S + O_2 = SO_2$;
   б) $2NO + O_2 = 2NO_2$;
   в) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$.
144. Необходимо разложить при нагревании определенную массу мела. Напишите соответствующее химическое уравнение. Какие условия нужно создать, чтобы скорость этой реакции была максимальной?
145. В какой смеси — однородной или неоднородной — скорость реакции зависит от площади поверхности контакта реагентов? Ответ объясните.
146. Какие вещества называют катализаторами?
147. Окисление жиров в лабораторных условиях происходит при температуре свыше 450 °C, а в организме человека — при температуре тела. Как это можно объяснить?

148. Известно, что катализатором реакции угарного газа с кислородом при повышенной температуре является водяной пар. Составьте уравнение реакции между этими газами, а также двух других реакций — с участием катализатора и с его образованием.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Об условиях хранения пищевых продуктов

Вы знаете, что почти каждый пищевой продукт, находящийся на воздухе в обычных условиях, быстро портится. Причина — взаимодействие веществ, содержащихся в продукте, друг с другом и с веществами окружающей среды — кислородом, водой и др. Такие реакции желательно предотвращать или хотя бы замедлить.

Самый простой путь — изолировать продукты от окружающей среды. Для этого их заворачивают в бумагу, полимерную пленку, алюминиевую фольгу, упаковывают в герметические емкости, а иногда из упаковки еще и откачивают воздух (рис. 40, *а*).

Вы знаете, что скорость химической реакции зависит от температуры. В жару уже через два-три часа пища становится непригодной к употреблению. Продукты сохраняются значительно дольше при низкой температуре, в охлажденном или замороженном состоянии. Последний способ хранения чаще всего используют для мяса, рыбы (рис. 40, *б*), некоторых фруктов и ягод.

Поскольку скорость реакций возрастает с увеличением поверхности контакта веществ, многие продукты брикетируют (рис. 40, *в*).

Большинство реакций в неоднородных смесях происходят значительно медленнее, чем в однородных, т. е. растворах. Поэтому сроки хранения сухих молочных продуктов и различных концентратов в десятки и сотни раз превышают таковые для свежего молока, жидких супов. Мука и крупы хранятся тем дольше, чем меньше их влажность.

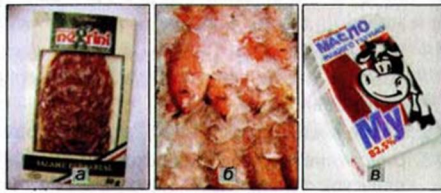


Рис. 40. Способы хранения пищевых продуктов: *а* — в вакуумной упаковке; *б* — в замороженном виде; *в* — в брикетах

3 раздел
Важнейшие органические соединения

Развитие человечества неразрывно связано с органическими веществами, их получением и использованием. С незапамятных времен люди умели извлекать растительное масло из семян подсолнечника и некоторых других растений, позже научились получать сахар из тростника и сахарной свеклы, крахмал из картофеля. Они выпекали хлеб, варили пиво, изготовляли сыр, вино, уксус, неосознанно осуществляя химические реакции с участием органических веществ.

В этом разделе вы ознакомитесь с наиболее важными и распространенными органическими соединениями, узнаете о задачах, которые решают ученые-химики, убедитесь в том, что без многих органических веществ, производимых на химических заводах, невозможно представить жизнь современного человека.

16 Органические соединения. Органическая химия

Материал параграфа поможет вам:

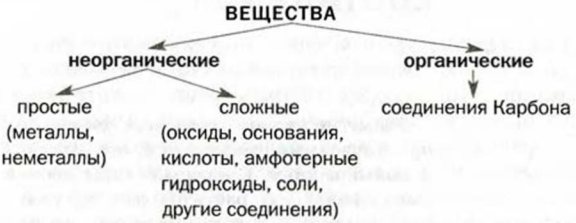
- выяснить отличия органических веществ от неорганических;
- понять причины многочисленности органических соединений;

- узнать о практическом значении достижений в области органической химии.

Органические вещества. Из курса химии 7 класса вам известно, что все вещества делят на органические и неорганические (схема 1).

Схема 1

Типы веществ



Неорганические вещества очень распространены в природе. Они входят в состав минералов, руд, горных пород, содержатся в воздухе, реках, морях и океанах. Многие соединения такого типа получены в лабораториях. Их образуют почти все химические элементы.

Вещества, содержащиеся в растениях, организмах животных и человека, а также продуктах их жизнедеятельности, названы органическими. Среди них — белки, жиры, сахар, глюкоза, крахмал, витамины, эфирные масла, красители (рис. 41).

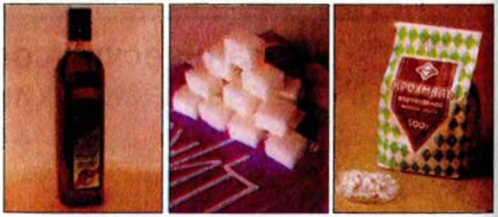


Рис. 41. Органические вещества, выделяемые из растений

Сейчас мы знаем, что органические вещества есть не только в живой природе. Они составля-

ют основу горючих ископаемых — нефти, природного газа, угля.

Органические вещества — это соединения Карбона[1].

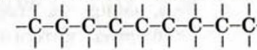
Элементы-органогены
C
H
O
N
S
P

В состав молекул органических соединений, кроме атомов Карбона, входят атомы Гидрогена, часто — еще и Оксигена, Нитрогена, иногда — Сульфура, Фосфора. Все эти элементы называют *элементами-органогенами*.

Органических веществ известно намного больше, чем неорганических, — свыше 20 миллионов. Их многочисленность и разнообразие обусловлены способностью атомов Карбона:

- проявлять достаточно высокую валентность (ее значение равно 4);
- соединяться друг с другом простыми (C–C) или кратными ковалентными связями — двойными (C=C), тройными (C≡C);
- образовывать неразветвленные, разветвленные и замкнутые цепи.

Пример неразветвленной цепи из атомов Карбона с простыми ковалентными связями:



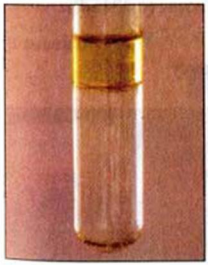


Рис. 42. Растительное масло не растворяется в воде

Почти все органические соединения состоят из молекул. Поэтому они имеют невысокие температуры плавления и кипения, а многие являются летучими. Не случайно цветы, фрукты, ягоды, овощи, пищевые продукты имеют разнообразные запахи.

Значительное количество органических веществ растворяется в спирте, ацетоне, керосине, бензине, но не растворяется в воде (рис. 42). Это объясняется наличием в их молекулах неполярных или малополярных ковалентных связей.

При нагревании многие органические вещества загораются или разлагаются, а некоторые — обугливаются[2] (рис. 43).

---

[1] Угарный и углекислый газы, карбонатная кислота и ее соли относятся к неорганическим соединениям.

[2] Уголь, как известно, состоит в основном из атомов Карбона.

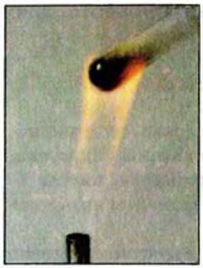


Рис. 43.
Обугливание ваты

Органическая химия. Долгое время считалось, что получить органические вещества в лаборатории с помощью химических реакций невозможно. Но в 1828 г. немецкий химик Ф. Вёлер доказал, что это не так. Он впервые получил из неорганического вещества органическое — мочевину. Открытие ученого положило начало новому этапу развития химии. Извлечение органических соединений из природного сырья перестало быть для химиков главной целью. Сейчас ученые синтезируют все больше органических веществ, «неизвестных» природе, изучают их свойства, участвуют в подготовке этих веществ к практическому применению.

Область химии, предметом которой является изучение органических соединений и их превращений, называют *органической химией*.

Благодаря достижениям органической химии современная промышленность выпускает новые материалы, разнообразные полимеры и пластмассы, лекарства, средства защиты растений, другие вещества, которые мы используем в нашей деятельности и повседневной жизни (схема 2).

Схема 2

Органическая химия — человеку

ЭТО ПРОИЗВЕДЕНО ИЗ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Исследования в области органической химии способствуют развитию медицины, химической технологии, пищевой и легкой промышленности. Знание возможностей взаимопревращений органических соединений помогает раскрывать тайны, связанные с возникновением и существованием жизни на нашей планете.

Перед учеными, работающими в области органической химии, поставлено немало практических задач. Среди них — прогнозирование методов получения новых органических соединений, создание на их основе материалов с полезными свойствами, синтетических тканей и красителей, эффективных лекарств, пищевых добавок, разработка различных технологических процессов и т. д.

Рис. 44.
Последствия загрязнения воды нефтью

Достижения органической химии используют для решения таких важных экологических проблем, как очистка водоемов (рис. 44), уменьшение загрязнения воздуха выбросами промышленных предприятий и транспортных средств, утилизация химического оружия, переработка бытовых отходов.

ВЫВОДЫ

Органические вещества — соединения Карбона. В состав их молекул, кроме атомов Карбона, входят атомы Гидрогена, Оксигена, Нитрогена, Сульфура, Фосфора. Эти элементы называют элементами-органогенами.

Органические вещества плавятся и кипят при невысоких температурах, растворяются в органических растворителях. Многие из них горючи.

Область химии, которая изучает органические соединения и их превращения, называют органической химией. Она в значительной степени обеспечивает прогресс нашей цивилизации, помогает в осуществлении мер по охране окружающей среды.

?

149. Какие соединения называют органическими? Назовите элементы-органогены.
150. Почему органических веществ намного больше, чем неорганических?
151. Среди приведенных формул укажите те, которые относятся к органическим веществам: C, CH_3NH_2, Na_2CO_3, HCl, C_2H_5OH, CO_2, C_2H_6, CH_3Cl.
152. Сравните органические и неорганические вещества, записав их характерные особенности в таблицу:

		Органические вещества	Неорганические вещества
1.	Качественный состав		
2.	Строение		
3.	Физические свойства		
...			

153. Изобразите структурные формулы[1] молекул органических соединений с такими химическими формулами: CH_4, $CHCl_3$, C_2H_4, CH_3NH_2, $(CH_3)_2O$.
154. Назовите новые материалы, появление которых связано, по вашему мнению, с достижениями органической химии.
155. Вычислите массовые доли элементов:
   а) в муравьиной кислоте HCOOH;
   б) в метиловом спирте CH_3OH.
156. Выведите химическую формулу галогенсодержащего органического соединения с относительной молекулярной массой 121, если его молекула содержит два атома Хлора и два атома другого галогена. Изобразите структурную формулу молекулы соединения.

Углеводороды

Углеводороды — соединения, от которых происходят все органические вещества. Они широко распространены в природе; из них почти пол-

[1] Так называют в органической химии графические формулы молекул.

ностью состоят нефть и природный газ. Эти полезные ископаемые и продукты их переработки используют в качестве топлива, горючего, сырья в производстве полимерных материалов, средств защиты растений, товаров бытовой химии, лекарств и т. п.

Слово «углеводород» происходит от двух слов — «углерод» (общее название простых веществ Карбона) и «водород» (название простого вещества Гидрогена).

Углеводороды — соединения Карбона с Гидрогеном.

Углеводороды C_nH_m

Общая формула углеводородов — C_nH_m.

В 9 классе вы будете изучать насыщенные и ненасыщенные углеводороды[1].

Углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом простыми ковалентными связями, называют *насыщенными*, а имеющие также двойные и/или тройные связи — *ненасыщенными*.

Насыщенные углеводороды получили такое название потому, что каждый атом Карбона в их молекулах использует свои валентные возможности в полной мере, соединяясь с максимальным числом других атомов.

17 Метан

Материал параграфа поможет вам:

- понять строение молекулы метана;
- выяснить свойства метана;
- узнать о применении метана.

[1] Существуют и другие названия этих соединений — предельные углеводороды, непредельные углеводороды.

Это интересно
По утверждениям ученых метан входит в состав газовых оболочек и твердых частей Юпитера и Сатурна.

Простейшим насыщенным углеводородом является метан. Формула этого соединения — CH_4.

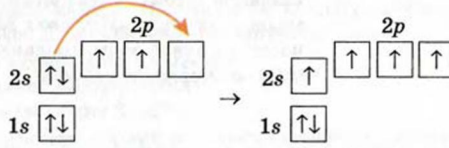
Распространенность в природе. Метан — основной компонент природного газа. Его объемная доля в зависимости от месторождения составляет 85—99 %. Он также содержится в нефти, угольных залежах. В Украине имеются месторождения природного газа; ежегодно его добывают до 20 млрд $м^3$.

В природе метан образуется при разложении останков растений и животных без доступа воздуха. Поскольку метан нередко выделяется из болот, его иногда называют болотным газом.

Строение молекулы. В молекуле метана, как и в молекулах других органических соединений, атом Карбона четырехвалентный. Чтобы проявлять такую валентность, он должен иметь четыре неспаренных электрона. Это достигается путем возбуждения атома и перехода одного электрона из 2*s*-орбитали в вакантную 2*p*-орбиталь:

$$C \rightarrow C^*$$

$$1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p^3$$



основное состояние — возбужденное состояние

Каждая внешняя орбиталь возбужденного атома Карбона содержит один электрон.

За счет четырех неспаренных электронов атома Карбона и электронов четырех атомов Гидрогена в молекуле метана образуются четыре общих электронных пары:

электронная формула — структурная формула

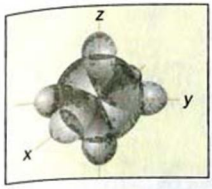
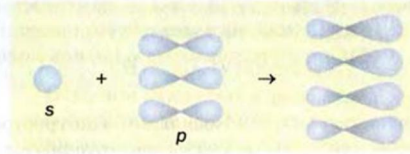


Рис. 45.
2*s*-орбиталь и три 2*p*-орбитали атома Карбона

Приведенные формулы не отражают пространственного строения молекулы метана. В соответствии с ними все атомы в молекуле должны находиться в одной плоскости, а углы между соседними черточками-связями — составлять 90°. На самом деле это не так.

При образовании молекулы метана 2*s*-орбиталь и три 2*p*-орбитали атома Карбона (рис. 45) превращаются в четыре одинаковые орбитали, имеющие вид объемных несимметричных восьмерок:



Изменившиеся орбитали размещаются в трехмерном пространстве на одинаковом удалении друг от друга под углами 109,5° (рис. 46).

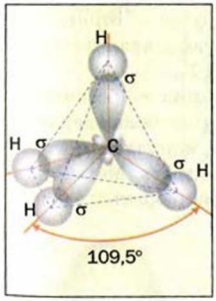


Рис. 46.
Размещение орбиталей в молекуле метана

Больший «лепесток» каждой новой орбитали атома Карбона перекрывается со сферической орбиталью одного из атомов Гидрогена. Так образуются четыре коваленттные связи С–Н. Перекрывание орбиталей атомов Карбона и Гидрогена происходит вдоль линий, которые соединяют центры атомов. Такую ковалентную связь называют простой, или σ-связью.

Если соединить линиями центры всех атомов Гидрогена, то получим геометрическую фигуру — тетраэдр[1] (рис. 46). Поэтому говорят, что *молекула метана имеет тетраэдрическое строение*.

[1] Слово происходит от греческих слов tetra — четыре и hedra — поверхность. Тетраэдр имеет четыре одинаковые грани, которые являются правильными треугольниками.

Модели молекулы метана изображены[1] на рисунке 47. (Особенности шаростержневой и масштабной моделей описаны в § 1.)

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 14

Изготовление шаростержневой модели молекулы метана

Вам выдан набор для изготовления моделей молекул органических соединений. Найдите в нем четыре одинаковых шарика (они будут имитировать атомы Гидрогена), один больший шарик другого цвета (атом Карбона) и четыре стержня или трубочки. В каждом шарике есть отверстия для соединения со стержнями (или выступы для соединения с трубочками).

Соберите шаростержневую модель молекулы метана.

Поскольку электроотрицательности Карбона и Гидрогена отличаются мало, то ковалентная связь C–H является малополярной. Однако сама молекула CH_4 неполярна; ее невозможно разделить на две части, одна из которых имела бы положительный заряд, а другая — отрицательный. Этим молекула метана отличается от полярной молекулы воды (§ 1).

Физические свойства. Метан — бесцветный газ, не имеющий запаха. При охлаждении до температуры −162 °C (при нормальном давлении) он превращается в жидкость. Метан легче воздуха; этот газ почти не растворяется в воде.

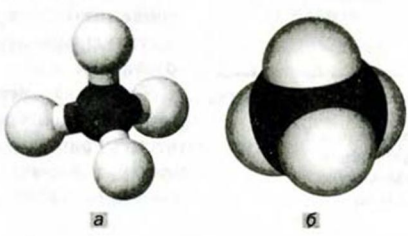


Рис. 47. Модели молекулы метана:
а — шаростержневая;
б — масштабная
Белые шарики — атомы Гидрогена, черные — атомы Карбона

[1] Существуют компьютерные программы, с помощью которых можно «построить» модель любой молекулы.

Рис. 48. Горение метана: *а* — в газовой горелке; *б* — в конфорке бытовой плиты

Химические свойства. Метан CH_4 химически пассивен. Он, например, не проявляет кислотных свойств, как хлороводород HCl или сероводород H_2S в водном растворе. Причиной этого является очень малая полярность связей C–H.

Метан не взаимодействует с водой (в обычных условиях), металлами, оксидами, основаниями, кислотами, солями. Соединение реагирует с кислородом и галогенами — фтором, хлором, бромом.

Реакция горения. Метан, как и большинство органических соединений, является горючим веществом. На воздухе он горит голубоватым пламенем (рис. 48):

$$CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t} CO_2 + 2H_2O.$$

Обратите внимание: *в уравнениях реакций с участием органических соединений записывают стрелки, а не знаки равенства.*

Определить продукты реакции горения метана можно с помощью опыта, изображенного на рисунке 49. Изменение белого цвета безводного купрум(II) сульфата на голубой свидетельствует об образовании при горении метана водяного пара, который взаимодействует с солью (продукт реакции — медный купорос). Помутнение известковой воды вызывает кальций карбонат, образующийся в результате реакции углекислого газа с раствором кальций гидроксида.

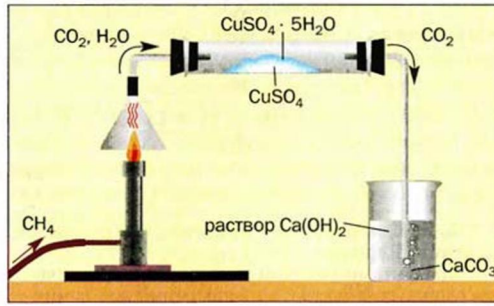


Рис. 49. Обнаружение продуктов горения метана

Если воздуха (кислорода) недостаточно, то при горении метана может образовываться угарный газ или углерод:

$$CH_4 + O_2 \xrightarrow{t} CO + H_2O;$$

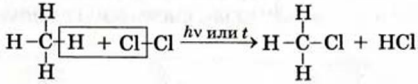
$$CH_4 + O_2 \xrightarrow{t} C + H_2O.$$

О недостатке кислорода при горении метана может свидетельствовать увеличение яркости пламени (оно становится желтым из-за раскаленных мелких частиц углерода) или появление копоти[1] на поверхности предмета (кастрюли, чайника), находящегося в пламени.

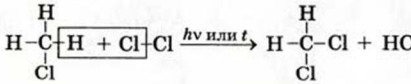
▶ Превратите две последние схемы реакций в химические уравнения.

Смесь метана и воздуха (или кислорода) взрывоопасна. Достаточно искры, чтобы произошел взрыв. Поэтому нужно быть очень осторожным, пользуясь природным газом в быту. Взрывы смесей метана с воздухом, несмотря на меры предосторожности, время от времени случаются в угольных шахтах. Они приводят к гибели шахтеров.

Реакции с галогенами. Метан на свету, а при нагревании — и в темноте, взаимодействует с хлором. Это — реакция замещения[2]. Она заключается в последовательном замещении атомов Гидрогена в молекуле метана на атомы Хлора:



хлорометан

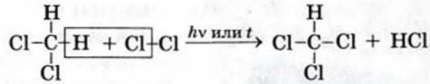


дихлорометан

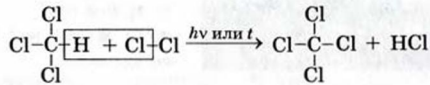
---

[1] Копоть, или сажа, — вещество, которое почти полностью состоит из атомов Карбона.

[2] Продуктами реакции замещения в органической химии являются два сложных вещества, а в неорганической химии — сложное и простое.



трихлорометан



тетрахлорометан

Реакцию между органическим соединением и хлором называют *реакцией хлорирования*, а ее продукты — *хлоропроизводными* этого соединения.

Хлорирование метана можно проиллюстрировать такой схемой:

$$CH_4 \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2} CH_3Cl \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2} CH_2Cl_2 \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2} CHCl_3 \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2} CCl_4.$$

В ней над каждой стрелкой указана формула реагента, а под стрелкой — формула «второстепенного» продукта реакции (в данном случае — хлороводорода). Такую запись последовательных реакций используют в органической химии довольно часто.

Осуществить какую-либо одну стадию взаимодействия метана с хлором не удается; всегда одновременно образуются несколько хлоропроизводных этого углеводорода.

Реакция метана с бромом происходит аналогично. Со фтором метан взрывается, а с иодом в обычных условиях не взаимодействует.

Реакции с водяным паром и углекислым газом. Метан взаимодействует при высокой температуре в присутствии катализаторов с водяным паром, а также с углекислым газом. Эти реакции имеют практическую значимость. Их осуществляют в промышленности для получения карбон(II) оксида, водорода, горючих газовых смесей:

$$CH_4 + H_2O\ (пар) \xrightarrow{t,\,k} CO + 3H_2;$$

$$CH_4 + CO_2 \xrightarrow{t,\,k} 2CO + 2H_2.$$

Рис. 50.
Автобус, двигатель которого работает на природном газе

Смесь CO и H_2 называют *синтез-газом*. Из нее на химических заводах производят жидкое горючее, некоторые органические вещества.

Термическое разложение. При сильном нагревании без доступа воздуха метан разлагается на простые вещества:

$$CH_4 \xrightarrow{1200\,^\circ C} C + 2H_2.$$

Осуществляя эту реакцию, в промышленности получают водород и сажу — наполнитель резины.

Применение. Метан (природный газ) используют главным образом в качестве топлива — в теплоэнергетике, промышленности, быту. Иногда он служит горючим в автомобильных двигателях. На транспортных средствах устанавливают баллоны с природным газом, находящимся в них под высоким давлением (рис. 50). Метан также является сырьем для производства важных органических веществ.

Физиологическое действие. Метан при длительном вдыхании вызывает отравление, которое иногда приводит к смерти. Для легкости обнаружения утечки газа из газопровода, баллона или плиты к нему на газораспределительных станциях добавляют вещества с очень неприятным запахом. Пользуясь газом в быту, нужно чаще проветривать помещение.

ВЫВОДЫ

Метан CH_4 — простейший насыщенный углеводород. Он является основным компонентом природного газа. Молекула соединения имеет тетраэдрическое строение.

Метан — бесцветный газ, не имеющий запаха, нерастворимый в воде. Это — химически пассивное соединение, которое взаимодействует с кислородом, галогенами, а при высокой температуре — с водяным паром и углекислым газом.

Метан (природный газ) используют в качестве топлива и горючего, а также как сырье в химической промышленности.

?

157. Почему метан называют углеводородом? К какой группе углеводородов он относится?
158. Охарактеризуйте строение молекулы метана.
159. Можно ли отличить метан от водорода или хлороводорода: а) по физическим свойствам; б) с помощью индикатора? Если можно, то как именно?
160. Название какой реакции с участием метана связано с названием второго реагента? Приведите соответствующее химическое уравнение.
161. Допишите схему последовательного бромирования метана: $CH_4 \xrightarrow[-HBr]{+Br_2} \ldots$. Что означают записи над и под каждой стрелкой?
162. При взаимодействии алюминий карбида (соединение Алюминия с Карбоном) и воды образуются метан и алюминий гидроксид. Напишите соответствующее химическое уравнение.
163. Найдите массовые доли элементов в метане. (Устно.)
164. Легче или тяжелее метан: а) водорода; б) воздуха? Во сколько раз?
165. Какой объем хлора (в пересчете на нормальные условия) расходуется на полное хлорирование 1,5 моль метана?
166. Хватит ли 20 л воздуха для сжигания 1 л метана?

НА ДОСУГЕ

Изготовление масштабной модели молекулы метана[1]

Слепите из пластилина четыре одинаковых шарика одного цвета для атомов Гидрогена и один больший шарик другого цвета для атома Карбона. Заготовьте четыре палочки (из спичек); ими будете соединять шарики.

[1] Если в химическом кабинете есть набор для изготовления масштабных моделей молекул, учитель может предложить собрать такую модель на уроке.

Сделайте на «карбоновом» шарике четыре равноудаленные метки, вставьте в эти места палочки и закрепите на них «гидрогеновые» шарики так, чтобы палочек не было видно. «Гидрогеновые» шарики плотно прижмите к «карбоновому» до их небольшого сплющивания. Так вы сымитируете перекрывание орбиталей атомов Карбона и Гидрогена.

18 Гомологи метана (алканы)

Материал параграфа поможет вам:

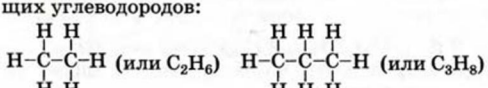
- выяснить, что такое гомологический ряд соединений и какие углеводороды являются гомологами метана;
- называть гомологи метана (алканы);
- составлять формулы алканов.

Формулы соединений. В предыдущем параграфе шла речь о простейшем насыщенном углеводороде — метане CH_4. Выведем формулы насыщенных углеводородов, молекулы которых содержат два и три атома Карбона. Сначала соединим атомы Карбона черточками (как известно, черточкой обозначают простую ковалентную связь):

C–C C–C–C

Затем от каждого атома Карбона проведем столько дополнительных черточек, чтобы их у него было всего четыре (атом Карбона четырехвалентный):

После этого допишем к каждой черточке атом Гидрогена и получим формулы соответствующих углеводородов:



Составленные структурные формулы молекул можно записать в сокращенном виде, оставив черточки только между атомами Карбона:

$CH_3–CH_3$ $CH_3–CH_2–CH_3$

Таким способом можно вывести структурные формулы молекул других углеводородов с простыми ковалентными связями и открытой неразветвленной цепью из атомов Карбона.

Углеводороды CH_4, C_2H_6, C_3H_8 принадлежат к *гомологическому ряду* метана.

Гомологическим рядом называют ряд органических соединений, молекулы которых имеют сходное строение и отличаются по составу на одну или несколько групп атомов CH_2.

Группа атомов CH_2 получила название «гомологическая разность». Соединения C_2H_6, C_3H_8 и многие другие являются *гомологами* метана.

Насыщенные углеводороды, в молекулах которых имеется открытая цепь из атомов Карбона, называют *алканами*.

Для того чтобы составить химическую формулу алкана с четырьмя атомами Карбона в молекуле, достаточно добавить к формуле C_3H_8 группу атомов CH_2. Получаем: $C_3H_8CH_2 \Rightarrow C_4H_{10}$. Эту формулу можно также вывести из формулы метана: $CH_4(CH_2)_3 \Rightarrow C_4H_{10}$.

Алканы C_nH_{2n+2}

Если алкан содержит n атомов Карбона в молекуле, то его формула — $CH_4(CH_2)_{n-1}$, или C_nH_{2n+2}. Вторая формула является общей для углеводородов этого типа.

Названия. Для четырех простейших по составу алканов существуют такие названия: мет*ан*, эт*ан*, проп*ан*, бут*ан*. Названия остальных алканов происходят от иноязычных числительных (с. 15), которые соответствуют числу атомов Карбона в молекулах соединений (табл. 1). Все названия алканов имеют суффикс *–ан*, такой же, как и в общем названии этих углеводородов.

Таблица 1

Гомологи метана (алканы)

Название	Формула	
	химическая	структурная (сокращенная)
Метан	CH_4	CH_4
Этан	C_2H_6	$CH_3–CH_3$
Пропан	C_3H_8	$CH_3–CH_2–CH_3$
Бутан	C_4H_{10}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$
Пентан	C_5H_{12}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Гексан	C_6H_{14}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Гептан	C_7H_{16}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Октан	C_8H_{18}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Нонан	C_9H_{20}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Декан	$C_{10}H_{22}$	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$

Строение молекул. Вам известно, что молекула метана имеет форму тетраэдра. Выясним пространственное строение молекул других алканов.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 15

Изготовление шаростержневых моделей молекул этана и пропана

Найдите в наборе для составления моделей молекул одинаковые шарики с одним отверстием или выступом для атомов Гидрогена, бóльшие шарики другого цвета с четырьмя отверстиями или выступами для атомов Карбона, а также стержни или трубочки.

Соберите модели молекул этана и пропана.

Какую форму имеет цепь из атомов Карбона в изготовленной модели молекулы пропана?

В соответствии с моделями молекул этана (рис. 51) и пропана, все атомы в них размещены не на плоскости, а в трехмерном пространстве. В молекулах пропана, бутана (рис. 52), других гомологов метана центры атомов Карбона находятся на ломаной, зигзагообразной линии. По-

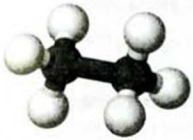


Рис. 51. Шаростержневая модель молекулы этана

этому сокращенные структурные формулы молекул пропана и бутана должны выглядеть так:

В школьном курсе химии для упрощения используют не зигзагообразные, а линейные структурные формулы молекул углеводородов.

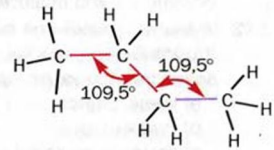


Рис. 52. Зигзагообразная форма карбоновой цепи молекулы бутана

ВЫВОДЫ

Насыщенные углеводороды с открытой карбоновой цепью в молекулах называют алканами. Их общая формула — C_nH_{2n+2}.

Ряд органических соединений, имеющих сходные по строению молекулы, отличающиеся по составу на одну или несколько групп атомов CH_2, называют гомологическим рядом.

Названия большинства алканов состоят из соответствующих иноязычных числительных и суффикса *-ан*.

Молекулы пропана и последующих гомологов метана имеют зигзагообразную карбоновую цепь.

?

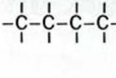
167. Что такое гомологический ряд? Какие соединения называют гомологами?

168. Среди приведенных формул укажите те, которые принадлежат соединениям гомологического ряда метана: C_3H_6, C_5H_{12}, C_6H_{12}, C_7H_{16}.

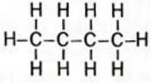
169. Установите последовательность алканов по уменьшению числа атомов Карбона в их молекулах:
   а) гептан;
   б) бутан;
   в) гексан;
   г) пентан;
   д) пропан.
170. Изобразите электронную формулу молекулы: а) этана; б) пропана.
171. Запишите формулу алкана, молекула которого содержит вдвое больше атомов Гидрогена, чем молекула бутана.
172. Укажите правильное окончание предложения *«Отношение числа атомов Гидрогена к числу атомов Карбона в молекулах алканов с возрастанием их молярной массы...»*:
   а) уменьшается;
   б) увеличивается;
   в) изменяется хаотически.
173. Какова относительная молекулярная масса гомолога метана, в молекуле которого содержится четыре атома Карбона? (Устно.)
174. В каком соединении массовая доля Карбона наибольшая — в этане, пропане или бутане? Попробуйте дать ответ, не проводя расчетов.
175. Вычислите количество вещества: а) в 15 г этана; б) в 4,48 л бутана (н. у.). (Устно.)
176. Выведите формулу углеводорода гомологического ряда метана с массовой долей Карбона 80 %.

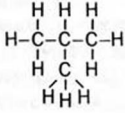
ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Изомерия

Для молекулы C_4H_{10} можно построить не только «линейную» карбоновую цепь  , но и разветвленную: .

Соответствующие структурные формулы и их сокращенные варианты имеют такой вид:





$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ $\qquad$ $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}H-CH_3$

Каждая формула отвечает определенной молекуле. Таким образом, существуют два насыщенных углеводорода с одинаковыми химическими формулами C_4H_{10}, но с молекулами разного строения — неразветвленного и разветвленного.

Соединения, молекулы которых имеют одинаковый состав, но разное строение, называют изомерами, а явление существования таких соединений — изомерией.

С увеличением числа атомов Карбона в молекулах углеводородов количество изомеров резко возрастает. Для соединений CH_4, C_2H_6 и C_3H_8 изомеров не существует. Одну и ту же формулу C_4H_{10} имеют два углеводорода, C_5H_{12} — три, C_6H_{14} — пять, C_7H_{16} — девять и т. д.

Явление изомерии — одна из причин разнообразия и многочисленности органических соединений.

Если молекула углеводорода имеет неразветвленное («нормальное») строение, то перед его названием записывают букву *н* и дефис. Например, соединение с формулой $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ называют *н*-бутаном. Изомер бутана $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}H-CH_3$ имеет название «изобутан».

НА ДОСУГЕ

Изготовление масштабных моделей молекул этана и пропана[1]

Слепите из пластилина одинаковые шарики одного цвета для атомов Гидрогена и одинаковые бо́льшие шарики другого цвета для атомов Карбона. Сделайте палочки (из спичек) для соединения шариков.

Изготовьте масштабные модели молекул этана и пропана (рис. 53), воспользовавшись такими советами:

1) масштабную модель молекулы этана лучше собрать, сделав сначала масштабные модели двух групп атомов CH_3, а затем соединив их палочкой и слегка прижав «атомы» Карбона друг к другу;

[1] Учитель может предложить собрать эти модели на уроке, воспользовавшись соответствующим набором.

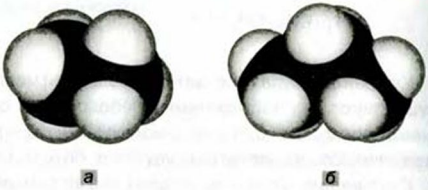


Рис. 53. Масштабные модели молекул: *а* — этана; *б* — пропана

2) масштабную модель молекулы пропана лучше собрать из масштабных моделей двух групп атомов CH_3 и одной группы атомов CH_2.

19 Свойства и применение алканов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить свойства гомологов метана;
- узнать о применении алканов.

Физические свойства. Этан, пропан и бутан в обычных условиях (при температуре 20 °С) являются газами, следующие двенадцать гомологов метана — жидкостями (они имеют характерный, «бензиновый» запах), а остальные — твердыми веществами. Температуры плавления и кипения алканов с увеличением числа атомов Карбона в молекулах возрастают.

Гомологи метана — бесцветные вещества. Поскольку их молекулы практически неполярны, эти соединения нерастворимы в воде (рис. 54), но хорошо растворяются (во многих случаях — неограниченно) в органических растворителях и друг в друге.

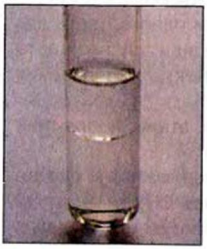


Рис. 54. Смесь гексана (верхний слой) с водой

Распространенность в природе. Небольшие количества этана, пропана и бутана содержатся в природном газе, попутном нефтяном газе (он находится вместе с неф-

Рис. 55.
Нефть — природный источник гомологов метана

тью в ее месторождениях), а также в газе, который выделяется в угольных шахтах. В состав нефти (рис. 55) входят преимущественно жидкие насыщенные углеводороды, а пчелиного воска и озокерита (горный воск) — твердые.

Химические свойства. Как и метан, все его гомологи химически пассивны. Они взаимодействуют с галогенами, горят.

Реакции с галогенами. На свету или при нагревании насыщенные углеводороды реагируют с хлором и бромом. Это — реакции замещения.

Хлорирование этана начинается в соответствии с таким уравнением:

$$CH_3{-}CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu \text{ или } t} CH_3{-}CH_2Cl + HCl$$

$$(\text{или } C_2H_6 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu \text{ или } t} C_2H_5Cl + HCl).$$

При дальнейшем взаимодействии веществ происходит замещение других атомов Гидрогена на атомы Хлора.

Реакции алканов со фтором сопровождаются разрывом связей С–С и образованием карбон фторида CF_4 и фтороводорода HF.

Реакции с кислородом. Все гомологи метана, как и другие углеводороды, при поджигании горят с образованием углекислого газа и водяного пара. С увеличением молекулярной массы углеводорода пламя становится ярче. Парафиновая[1] свеча, в отличие от природного газа, горит ярко-желтым пламенем (рис. 56, *а*). Такой цвет обусловлен свечением раскаленных частиц сажи — одного из продуктов термического разложения углеводородов. Эти частицы быстро сгорают.

Если воздуха (кислорода) недостаточно, часть атомов Карбона окисляется не полностью, и образуется угарный газ или углерод. Такие условия можно создать, поместив в пламя свечи фарфоровую чашку. На ее поверхности появляется копоть — очень мелкие частицы сажи (рис. 56, *б*).

---

[1] Парафин — смесь твердых углеводородов с количеством атомов Карбона в молекулах от 18 до 35.

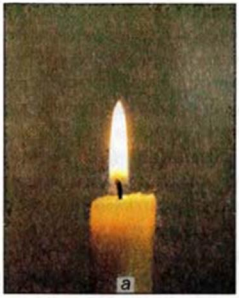


Рис. 56.
Горение парафиновой свечи:
а — в обычных условиях;
б — при недостаточном доступе воздуха

Рис. 57.
Баллон с пропан-бутановой смесью

Применение. Этан, пропан и бутан используют в значительно меньшей степени, чем метан. Смесью сжиженных пропана и бутана заполняют баллоны различной емкости (рис. 57), которые используют в быту для газовых плит. Если вентиль баллона открыть, то из него будет выходить газ, но не жидкость. Пропан-бутановая смесь — один из видов горючего в двигателях внутреннего сгорания.

Гомологи метана с количеством атомов Карбона в молекулах от 6 до 20 являются основными компонентами бензина и керосина.

Неполное сгорание автомобильного горючего, а также выделение из двигателя угарного газа приводят к существенному загрязнению воздуха в городах и на автомагистралях. Для уменьшения вредных выбросов к выхлопной трубе автомобиля присоединяют емкость с катализатором (рис. 58), который способствует превращению угарного газа и остатков горючего в углекислый газ и водяной пар.

Смеси жидких углеводородов — уайтспирит, петролейный эфир — используют в качестве растворителей для лаков и красок. Разнообразное применение имеют вазелин (смесь жидких и твердых насыщенных углеводородов) и парафин.

Гомологи метана являются сырьем для производства многих важных органических соедине-

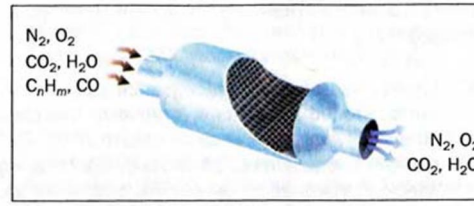


Рис. 58. Насадка с катализатором в разрезе

ний. Например, из бутана получают значительное количество уксусной кислоты.

ВЫВОДЫ

Этан, пропан и бутан при обычных условиях являются газами, а насыщенные углеводороды с бóльшими относительными молекулярными массами — жидкостями или твердыми веществами. Гомологи метана — бесцветные вещества, нерастворимые в воде, но растворяются в органических растворителях и друг в друге.

Этан, пропан, бутан содержатся в природном и попутном нефтяном газах. Многие алканы входят в состав нефти.

Гомологи метана химически пассивны. Они вступают в реакции замещения с галогенами, горят.

Алканы используют в качестве топлива, горючего, а также как сырье для производства органических веществ.

?

177. Как изменяются физические свойства алканов с возрастанием их относительных молекулярных масс?

178. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:

а) $C_3H_8 + ...O_2$ (избыток) $\rightarrow$ ...;

б) ... (алкан) + $...O_2 \rightarrow 5CO_2 + ...H_2O$;

в) $C_3H_8 + Cl_2 \rightarrow$ ... (первая стадия).

179. Вычислите плотность (при н. у.) и относительную плотность по водороду:
а) этана; б) пропана.

180. Какой объем воздуха расходуется на сжигание 1 л этана? Считайте, что объемы газов отвечают нормальным условиям, а объемная доля кислорода в воздухе равна 20 %.

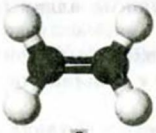
181. В баллоне содержится 20 кг смеси пропана и бутана с массовой долей пропана 22 %. Вычислите объемные доли газов в смеси, которая выходит из баллона.

182. Выведите формулу алкана с массовой долей Карбона 84 %.

20 Этилен

Материал параграфа поможет вам:

- понять строение молекулы этилена;
- выяснить свойства этилена;
- узнать о получении и применении этилена.



а

б

Рис. 59. Модели молекулы этилена: *а* — шаростержневая; *б* — масштабная

Вы знаете, что кроме насыщенных углеводородов существуют ненасыщенные углеводороды. В их молекулах атомы Карбона соединены не только простыми связями, но и кратными (двойными, тройными).

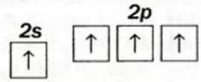
Простейшим углеводородом с двойной связью в молекуле является *этилен*. Его химическая формула — C_2H_4, а электронная и структурная формулы молекулы —

$$H:\underset{H}{\underset{\cdot\cdot}{C}}::\underset{H}{\underset{\cdot\cdot}{C}}:H \qquad H-\underset{H}{\underset{|}{C}}=\underset{H}{\underset{|}{C}}-H, \text{ или } CH_2=CH_2.$$

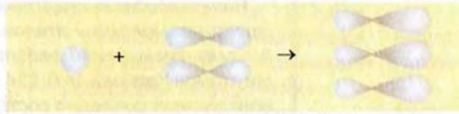
Другое название этого углеводорода — *этен*. Оно отличается от названия насыщенного углеводорода этана суффиксом (*-ен*).

Строение молекулы. В соответствии с исследованиями ученых, все атомы молекулы этилена C_2H_4 расположены в одной плоскости, а углы между линиями, которые соединяют центры атомов, составляют по 120° (рис. 59).

Как известно, атом Карбона образует ковалентные связи за счет четырех неспаренных электронов 2-го энергетического уровня:

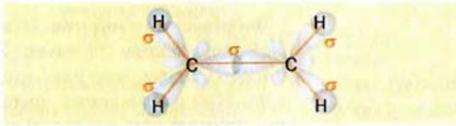


Этот атом соединен в молекуле этилена с другим атомом Карбона и двумя атомами Гидрогена. Он образует с ними три σ-связи, в которых принимают участие s-электрон и два p-электрона. Орбитали, в которых находятся эти электроны, изменяют свою форму и становятся одинаковыми:



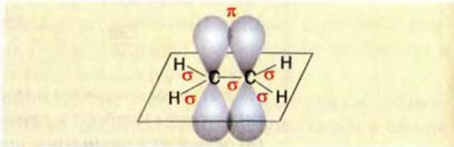
Оси новых орбиталей располагаются в одной плоскости, а углы между ними составляют по 120°:

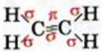
Такие орбитали каждого атома Карбона перекрываются с аналогичной орбиталью другого атома Карбона и со сферическими орбиталями двух атомов Гидрогена:



Четвертый неспаренный электрон атома Карбона, p-электрон, образует с p-электроном другого атома Карбона так называемую π-связь. Орбитали этих электронов перпендикулярны к плоскости, в которой находятся центры

всех атомов молекулы. Они перекрываются на двух участках — над и под этой плоскостью:





Таким образом, между атомами Карбона в молекуле этилена существует двойная связь, которая состоит из σ- и π-связи.

Наличие π-связи существенно влияет на характеристики молекулы этилена. Эта связь обуславливает уменьшение расстояния между центрами атомов Карбона до 0,134 нм (в случае простой ковалентной связи оно составляет 0,154 нм).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 16

Изготовление шаростержневой модели молекулы этилена

Найдите в наборе для составления моделей молекул четыре одинаковых шарика одного цвета для атомов Гидрогена и два бóльших шарика другого цвета для атомов Карбона, а также стержни или трубочки.

Соберите шаростержневую модель молекулы этилена. «Атомы» Карбона соедините двумя стержнями (трубочками). Примите во внимание, что углы между линиями, соединяющими центры всех соседних атомов в молекуле, равны по 120°.

Физические свойства. Этилен по физическим свойствам похож на метан. Это бесцветный газ, немного легче воздуха, слабо растворяется в воде. При охлаждении до температуры −104 °C при нормальном давлении этилен превращается в жидкость.

Химические свойства. Этилен химически активнее метана. Это обусловлено способностью двойной связи между атомами Карбона легко разрушаться и превращаться в простую связь.

Реакции присоединения[1]. Этилен взаимодействует с простыми веществами — водородом, галогенами, и сложными веществами — галогеноводородами, водой. Продуктами этих реакций являются насыщенные органические соединения.

С водородом этилен реагирует при нагревании и наличии катализатора. При этом двойная связь в молекуле C_2H_4 превращается в простую с одновременным присоединением атома Гидрогена к каждому атому Карбона:

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} + H_2 \xrightarrow{t,\,k} \underset{\text{этан}}{CH_3{-}CH_3},$$

$$\text{или } C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{t,\,k} C_2H_6.$$

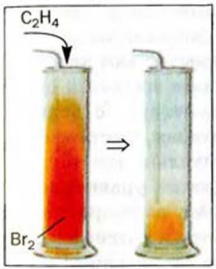


Рис. 60. Взаимодействие этилена с парами брома

Реакции присоединения водорода к органическим соединениям называют реакциями *гидрирования*.

Взаимодействие этилена с галогенами сопровождается различными внешними эффектами. Реагируя со фтором, этилен воспламеняется, а смесь хлора с этиленом на свету взрывается. Этилен взаимодействует с бромом (рис. 60) и с его водным раствором — так называемой бромной водой (жидкость бурого цвета):

$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow \underset{Br}{\underset{|}{CH_2}}{-}\underset{Br}{\underset{|}{CH_2}}.$$

Обесцвечивание бромной воды при пропускании в нее этилена позволяет отличить этот газ от метана и других алканов, которые с растворенным бромом не реагируют.

Этилен также взаимодействует с галогеноводородами:

$$CH_2{=}CH_2 + H{-}Br \rightarrow \underset{\text{бромоэтан}}{CH_3{-}CH_2Br}.$$

Присоединение этиленом воды (реакция *гидратации*) происходит в присутствии концентрированной сульфатной кислоты:

$$CH_2{=}CH_2 + H{-}OH \xrightarrow{H_2SO_4(\text{конц.})} \underset{\text{этиловый спирт}}{CH_3{-}CH_2{-}OH}.$$

[1] Так в органической химии называют реакции соединения.

Молекулы этилена могут соединяться друг с другом; при этом образуется известное вам вещество — полиэтилен. Эту реакцию, а также свойства ее продукта рассмотрим в следующем параграфе.

Реакции окисления. Этилен горит на воздухе более ярким пламенем, чем метан. Продукты полного сгорания этилена — углекислый газ и водяной пар.

▶ Напишите уравнение реакции горения этилена.

Это интересно
Водный раствор $KMnO_4$ со временем портится: в нем образуется осадок MnO_2.

Химики, исследуя органические вещества, часто используют неорганическое соединение — калий перманганат, формула которого — $KMnO_4$. Это соединение известно вам как марганцовка. Калий перманганат является окислителем. Этилен взаимодействует с водным раствором этой соли, выступая восстановителем. В результате окислительно-восстановительной реакции (химическое уравнение не приводим) фиолетовый цвет раствора калий перманганата исчезает. Метан и другие алканы не взаимодействуют с этим соединением. Поэтому реакцию с калий перманганатом, как и с бромной водой, используют для обнаружения этилена, а также других ненасыщенных углеводородов.

Получение этилена. В лаборатории этилен получают из этилового спирта:

$$\underset{\boxed{H \quad OH}}{CH_2-CH_2} \xrightarrow{170\,^\circ C,\ H_2SO_4(конц.)} CH_2{=}CH_2 + H_2O.$$

Реакцию отщепления воды от соединения называют реакцией *дегидратации*.

Применение. Этилен используют в большом количестве как сырье для производства полиэтилена, а также для получения этилового спирта, органических растворителей, других важных веществ. Добавление небольшого количества этилена в воздух теплиц ускоряет созревание овощей и фруктов.

Физиологическое действие. Продолжительное вдыхание воздуха, в котором содержится этилен, отрицательно влияет на нервную систему, приводит к нарушению кровообращения.

ВЫВОДЫ

Этилен (этен) C_2H_4 — простейший ненасыщенный углеводород с двойной связью в молекуле. Все атомы молекулы C_2H_4 находятся в одной плоскости.

Этилен — бесцветный газ, который чуть легче воздуха, почти нерастворим в воде.

Благодаря наличию в молекуле двойной связи, этилен вступает в реакции присоединения, взаимодействуя с водородом, галогенами, галогеноводородами, водой, а также окисляется калий перманганатом.

Этилен получают в лаборатории из этилового спирта.

Из этилена производят полиэтилен, другие важные органические соединения.

?

183. Какие соединения называют ненасыщенными углеводородами?
184. Охарактеризуйте строение молекулы этилена.
185. Почему этилен вступает в реакции присоединения?
186. Сравните этан и этилен по составу, строению молекул, свойствам и заполните таблицу:

	Этан	Этилен
Формулы молекулы: химическая электронная структурная		
Физические свойства		
Химические свойства (уравнения реакций)		

187. Напишите химические уравнения, соответствующие приведенным ниже превращениям, и укажите условия протекания реакций:

$$C_2H_6 \leftarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5Cl.$$
$$\downarrow$$
$$C_2H_4Cl_2$$

188. Вычислите плотность этилена (при н. у.) и его относительную плотность по гелию.

189. При полном сгорании 1 моль газообразного углеводорода образовалось по 2 моль углекислого газа и водяного пара. Выведите формулу углеводорода.

190. После пропускания 1,12 л смеси метана, этана и этилена в бромную воду, взятую в достаточном количестве, осталось 0,448 л газов. На сжигание этого остатка израсходовано 1,232 л кислорода. Все объемы отвечают одинаковым условиям. Найдите объемы газов, которые были в первоначальной смеси.

НА ДОСУГЕ

Изготовление масштабной модели молекулы этилена[1]

Слепите из пластилина четыре одинаковых шарика одного цвета для атомов Гидрогена и два бо́льших шарика другого цвета для атомов Карбона. Приготовьте палочки (из спичек) для соединения шариков.

Изготовьте масштабную модель молекулы этилена. Советуем вначале сделать две масштабные модели групп атомов CH_2, затем соединить палочкой «атомы» Карбона и слегка прижать их друг к другу.

21 Полиэтилен

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что такое полимер и реакция полимеризации;
- выяснить свойства полиэтилена;
- узнать о применении полиэтилена.

[1] Учитель может предложить собрать модель молекулы на уроке, воспользовавшись соответствующим набором.

Полимеризация этилена. В определенных условиях молекулы этилена соединяются друг с другом вследствие разрушения двойных связей между атомами Карбона с превращением их в простые связи. Представим это такой схемой:

$$CH_2{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + \ldots \rightarrow$$
$$\rightarrow [{-}CH_2{-}CH_2{-} + {-}CH_2{-}CH_2{-} + {-}CH_2{-}CH_2{-} + \ldots]^1 \rightarrow$$
$$\rightarrow \ldots {-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-} \ldots .$$

Взаимодействовать могут сотни и тысячи молекул этилена. Продуктом реакции является *полиэтилен*. Его очень длинные молекулы образованы соединенными друг с другом группами атомов $-CH_2-CH_2-$ (рис. 61).

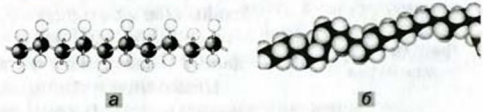


Рис. 61. Модели фрагментов молекулы полиэтилена: *а* — шаростержневая; *б* — масштабная

Реакцию соединения многих одинаковых молекул вследствие разрушения кратных связей называют *реакцией полимеризации*, исходное вещество — *мономером*, а продукт — *полимером*[2].

Полимер — соединение, молекулы которого состоят из большого числа одинаковых групп атомов.

Сокращенная запись реакции полимеризации этилена:

$$\underset{\text{этилен}}{nCH_2{=}CH_2} \xrightarrow{t,\,p,\,k} \underset{\text{полиэтилен}}{({-}CH_2{-}CH_2{-})_n}.$$

В полиэтилене существуют молекулы различной длины, т. е. с разными значениями n. Интервал значений n для образца полимера зависит от условий проведения реакции полимеризации — температуры, давления, катализатора.

Реакция полимеризации

$$\underset{\text{мономер}}{nCH_2{=}CH_2} \rightarrow \underset{\text{полимер}}{({-}CH_2{-}CH_2{-})_n}$$

---

[1] В квадратных скобках показаны молекулы этилена с разрушенными двойными связями.

[2] Термины происходят от греческих слов poly — много, monos — один, единственный, meros — часть, доля.

Свойства полиэтилена. Определим некоторые физические и химические свойства полиэтилена с помощью эксперимента.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 17
Свойства полиэтилена

Рис. 62. Гранулы полиэтилена

Вам выдано несколько гранул полиэтилена[1] (рис. 62). Опишите их внешний вид.

Поместите гранулу полиэтилена в пробирку с водой. Легче или тяжелее воды этот полимер? Растворяется ли он в воде?

Положите 2—3 гранулы полиэтилена в маленькую фарфоровую чашку, поставьте ее на кольцо лабораторного штатива и осторожно нагревайте. Что наблюдаете? Плавится ли полиэтилен?

Поместите в три пробирки по грануле полиэтилена. В одну пробирку налейте 1 мл раствора натрий гидроксида, в другую — столько же разбавленной сульфатной кислоты, а в третью — раствор калий перманганата. Происходят ли изменения в пробирках?

Запишите наблюдения и выводы.

Осуществив опыт, вы выяснили, что полиэтилен легче воды (он не тонет) и не растворяется в ней. При нагревании соединение плавится с образованием бесцветной жидкости[2].

Полиэтилен химически инертен; он не взаимодействует со щелочами, кислотами, не обесцвечивает раствор калий перманганата, а также бромную воду. Как и многие другие органические вещества, это соединение горит на воздухе.

Полиэтилен не растворяется в органических растворителях. Поэтому для их хранения используют полиэтиленовые емкости.

Изделия из полиэтилена морозоустойчивы, но не выдерживают нагревания выше температур

---

[1] Вместо гранул можно взять кусочки полиэтиленовой пленки.

[2] Полиэтилен не имеет определенной температуры плавления. В зависимости от условий образования он плавится в интервале температур 103—110 °С или 124—137 °С.

60—100 °С. При высокой температуре соединение разлагается с образованием этилена:

$$\underset{\text{полиэтилен}}{(-CH_2-CH_2-)_n} \xrightarrow{t} \underset{\text{этилен}}{nCH_2=CH_2}.$$

Применение полиэтилена. Полиэтилен является важнейшим полимерным материалом. Изделия из него мы постоянно используем в повседневной жизни. Это — пакеты, упаковочная пленка для пищевых продуктов, различные емкости, игрушки и т. п. (схема 3). Поскольку пленка из полиэтилена хорошо пропускает свет, ею покрывают теплицы для выращивания ранних овощей, цветов, тропических растений. Этот полимер используют в производстве промышленных емкостей, труб, конструкционных деталей, медицинского оборудования, а также как электроизоляционный материал, антикоррозионное покрытие.

Полиэтилен — нетоксичное вещество.

Схема 3

Применение полиэтилена

$(-CH_2-CH_2-)_n$

ВЫВОДЫ

Молекулы этилена в определенных условиях могут соединяться друг с другом. Продуктом

такого взаимодействия является полиэтилен. Превращение этилена в полиэтилен — пример реакции полимеризации. Эта реакция происходит за счет разрушения двойных связей между атомами Карбона.

Соединения, молекулы которых состоят из большого числа одинаковых групп атомов, называют полимерами.

Полиэтилен — один из важнейших полимеров. Он не растворяется в воде, химически инертен. Из полиэтилена производят пленку, емкости, различные изделия.

?

191. Что такое полимер, реакция полимеризации?
192. Укажите правильное окончание предложения *«На концах молекул полиэтилена находятся группы атомов...»*:
   а) CH;
   б) CH_2;
   в) CH_3.
193. Объясните, почему полиэтилен, в отличие от этилена, химически инертен.
194. Одна из молекул в образце полиэтилена тяжелее молекулы воды в 700 раз. Вычислите значение *n* для формулы этой молекулы.
195. Какой объем этилена образуется (в пересчете на нормальные условия) в результате термического разложения 3,5 г полиэтилена?

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Тефлон

В последнее время существенно расширяется область применения полимера, который является производным полиэтилена; в его молекулах вместо атомов Гидрогена содержатся атомы Флуора. Этот полимер имеет формулу $(-CF_2-CF_2-)_n$. Его название — тефлон. Соединение образуется в результате реакции полимеризации:

$$nCF_2{=}CF_2 \xrightarrow{t,\,p,\,k} (-CF_2-CF_2-)_n.$$

Тефлон внешне напоминает полиэтилен. Он не токсичен, имеет высокую химическую и термическую устойчивость, не поглощает воду, не горит, не разрушается концентрированными кислотами и их смесями, щелочами, окислителями, не растворяется и не набухает ни в одном из растворителей.

Рис. 63.
Посуда с тефлоновым покрытием

Изделия из тефлона можно использовать в интервале температур от −260 до +260 °С.

Тефлон является основой химически и термически устойчивых пластмасс. Его применяют в протезировании, для покрытия поверхности посуды, предназначенной для нагревания (рис. 63). Из тефлона изготовляют детали и фрагменты различного оборудования для химической промышленности, научных исследований, военной и космической техники.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Пластмассы

Многие полимеры являются основой пластмасс — материалов, способных под влиянием температуры и давления приобретать определенную форму и сохранять ее.

Пластмассы, кроме полимеров, содержат различные добавки, которые улучшают их свойства, придают окраску, повышают устойчивость к химически агрессивным веществам и изменению внешних условий. Добавками служат измельченная древесина, мел, графит, бумага, различные волокна. Полимеры в таких пластмассах являются связующими компонентами. Некоторые добавки делают пластмассы эластичными. Если к мономеру добавить соединение, которое при нагревании разлагается с выделением газа, то после проведения реакции полимеризации получим материал, похожий на застывшую пену. Его называют пенопластом (рис. 64).

Рис. 64.
Пенопласт

22 Ацетилен

Материал параграфа поможет вам:

- понять строение молекулы ацетилена;
- выяснить свойства ацетилена;
- узнать о применении ацетилена.

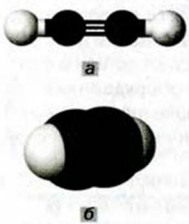


Рис. 65. Модели молекулы ацетилена: *а* — шаростержневая; *б* — масштабная

Простейшим ненасыщенным углеводородом с тройной связью в молекуле является *ацетилен* C_2H_2. Электронная и структурная формулы молекулы ацетилена —

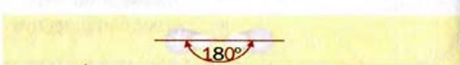
$$H:C\vdots\vdots C:H \qquad H-C\equiv C-H.$$

Этот углеводород имеет и другое название — *этин*. Оно отличается от названий углеводородов CH_3-CH_3 (этан) и $CH_2=CH_2$ (этен) суффиксом (*-ин*).

Строение молекулы. Модели молекулы ацетилена представлены на рисунке 65. В соответствии с ними, центры всех атомов в этой молекуле находятся на прямой линии.

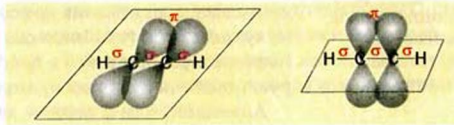
В молекуле ацетилена каждый атом Карбона соединен с двумя атомами — другим атомом Карбона и атомом Гидрогена. Поэтому из его четырех неспаренных электронов только два (s- и p-электрон) образуют σ-связи. Орбитали, в которых находятся эти электроны, изменяют свою форму и становятся одинаковыми:

Их оси располагаются на одной линии (угол между ними составляет 180°):



Одна из изменившихся орбиталей каждого атома Карбона перекрывается с такой же орбиталью другого атома Карбона, а вторая — со сферической орбиталью атома Гидрогена. Центры всех атомов молекулы C_2H_2 находятся на прямой линии:

Оставшиеся два p-электрона каждого атома Карбона принимают участие в образовании двух π-связей. Орбитали этих электронов, расположенные параллельно, перекрываются:



$$H-C\overset{\pi}{\underset{\pi}{\overset{\sigma}{\equiv}}}C-H$$

Таким образом, в молекуле ацетилена образуется тройная связь. Она состоит из одной σ-связи и двух π-связей.

Наличие двух π-связей между атомами Карбона приводит к уменьшению расстояния между их центрами. В молекуле ацетилена CH≡CH это расстояние составляет 0,120 нм. Поэтому в масштабной модели этой молекулы атомы Карбона в большей степени «входят» друг в друга (рис. 65, б), чем в аналогичной модели молекулы этилена (рис. 59, б).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 18

Изготовление шаростержневой модели молекулы ацетилена

Найдите в наборе для составления моделей молекул два одинаковых шарика одного цвета для атомов Гидрогена и два бóльших шарика другого цвета для атомов Карбона, а также стержни или трубочки.

Соберите шаростержневую модель молекулы ацетилена.

Физические свойства. В обычных условиях чистый ацетилен — бесцветный газ, почти не имеющий запаха. Неприятный запах технического ацетилена, используемого при сварке металлов, обусловлен примесями. Ацетилен немного легче воздуха, почти не растворяется в воде. При температуре −84 °С и нормальном давлении этот газ превращается в жидкость.

Это интересно
Ацетилен хранят и перевозят в баллонах, содержащих пористый наполнитель, пропитанный раствором этого газа в ацетоне.

Химические свойства. Ацетилен, будучи ненасыщенным углеводородом, вступает в реакции присоединения с галогенами, водородом, некоторыми сложными веществами.

Реакции присоединения. Ввиду наличия в молекуле ацетилена тройной связи реакции присоединения происходят в две стадии. Сначала молекула ацетилена присоединяет одну молекулу реагента (тройная связь между атомами Карбона превращается в двойную), затем — вторую (двойная связь превращается в простую).

Ацетилен, как и этилен, обесцвечивает бромную воду:

$$CH{\equiv}CH + Br_2 \rightarrow CHBr{=}CHBr \quad \text{(первая стадия);}$$

$$CHBr{=}CHBr + Br_2 \rightarrow CHBr_2{-}CHBr_2 \quad \text{(вторая стадия).}$$

Аналогично ацетилен взаимодействует при низкой температуре с хлором. В обычных условиях смесь этих газов взрывается, появляется пламя и образуется черный дым, состоящий из мелких частиц сажи:

$$CH{\equiv}CH + Cl_2 \rightarrow 2C + 2HCl.$$

Взаимодействие ацетилена с водородом, как и с галогенами, проходит в две стадии:

$$\underset{\text{ацетилен}}{CH{\equiv}CH} \xrightarrow{+H_2,\ t,\ Pt} \underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} \xrightarrow{+H_2,\ t,\ Pt} \underset{\text{этан}}{CH_3{-}CH_3}.$$

Ацетилен также присоединяет галогеноводороды. Первая стадия одной из реакций:

$$CH{\equiv}CH + HCl \xrightarrow{t,\ k} \underset{\text{хлороэтен}}{CH_2{=}CHCl}.$$

Реакции окисления. Ацетилен, как и другие углеводороды, сгорает в избытке кислорода или воздуха с образованием углекислого газа и водяного пара:

Рис. 66.
Горение ацетилена, образующегося при реакции кальций карбида CaC_2 с водой

$$2C_2H_2 + 5O_2 \xrightarrow{t} 4CO_2 + 2H_2O.$$

Пламя ацетилена очень яркое (рис. 66); в нем содержится небольшое количество раскаленных частиц углерода. Появление этого простого вещества среди продуктов реакции обусловлено тем, что некоторые атомы Карбона не успевают полностью окислиться, т. е. «перейти» в молекулы CO_2.

Если кислорода недостаточно, пламя становится коптящим вследствие образования заметного количества сажи:

$$2C_2H_2 + O_2 \xrightarrow{t} 4C + 2H_2O.$$

При горении ацетилена в чистом кислороде температура достигает почти 3000 °С. Это используют для сварки и резки металлов.

Работая с ацетиленом, необходимо помнить, что его смеси с воздухом и кислородом взрывоопасны.

Ацетилен, как и этилен, окисляется калий перманганатом $KMnO_4$, обесцвечивая водный раствор этого соединения.

Получение. В *промышленности* ацетилен получают термическим разложением природного газа (метана):

$$2CH_4 \xrightarrow{1500\,°C} C_2H_2 + 3H_2.$$

Для того чтобы ацетилен не успел разложиться на простые вещества — углерод и водород, смесь продуктов реакции быстро охлаждают.

Другой способ получения ацетилена используют в *лаборатории*, а также для *технических нужд*. Он основан на реакции кальций карбида CaC_2 с водой (рис. 66):

$$CaC_2 + 2HOH \rightarrow C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2.$$

Поскольку для производства этого соединения Кальция нужно создать очень высокую температуру

$$\underset{\text{негашеная известь}}{CaO} + \underset{\text{кокс}}{3C} \xrightarrow{2500\,°C} CaC_2 + CO\uparrow,$$

ацетилен, полученный из кальций карбида, является довольно дорогим.

Рис. 67.
Резка металла с помощью ацетиленовой горелки

Применение. Больше всего ацетилена расходуется на производство этилового спирта, уксусной кислоты, полимеров, органических растворителей. Этот газ используют для сварки и резки металлов. Ацетилен и кислород подводят в специальную горелку, а пламя направляют на металл (рис. 67).

Физиологическое действие. Чистый ацетилен является слаботоксичным веществом. Значительно бóльшую опасность для здоровья представляют примеси в техническом ацетилене.

ВЫВОДЫ

Ацетилен (этин) C_2H_2 — простейший ненасыщенный углеводород с тройной связью в молекуле. Это бесцветный газ с едва ощутимым запахом, немного легче воздуха, малорастворимый в воде.

Ацетилен — горючее соединение. Он вступает в реакции присоединения с галогенами, водородом, некоторыми сложными веществами. Эти реакции происходят в две стадии. Сначала молекула ацетилена присоединяет одну молекулу реагента, затем — другую.

Для получения ацетилена осуществляют термическое разложение природного газа (метана) или реакцию кальций карбида с водой.

Ацетилен используют в качестве сырья для производства различных органических веществ, а также для сварки и резки металлов.

?

196. Охарактеризуйте строение молекулы ацетилена.
197. Сравните этилен и ацетилен по химическим свойствам.

198. Ацетилен можно получить действием хлоридной кислоты на кальций карбид CaC_2. Запишите соответствующее химическое уравнение.

199. Напишите химические уравнения, соответствующие таким превращениям:

а) $CaC_2 \rightarrow CH{\equiv}CH \rightarrow CHCl{=}CHCl \rightarrow CHCl_2{-}CHCl_2$;

б) $CH{\equiv}CH \rightarrow CH_2{=}CHBr \rightarrow CH_2Br{-}CHBr_2$.

200. Найдите массовую долю Карбона в ацетилене.

201. Вычислите массу 1 л ацетилена при нормальных условиях.

202. Какой объем хлороводорода (н. у.) прореагирует с ацетиленом с образованием 1 кг хлороэтена?

203. Какую массу технического кальций карбида с массовой долей CaC_2 80 % необходимо взять, чтобы получить 2,8 $м^3$ ацетилена (н. у.)?

204. При сжигании 0,1 моль углеводорода образовалось 0,2 моль углекислого газа и 1,8 г воды. Какова формула углеводорода? (Попробуйте решить задачу устно.)

НА ДОСУГЕ

Изготовление масштабной модели молекулы ацетилена[1]

Слепите из пластилина два одинаковых шарика одного цвета для атомов Гидрогена и два бóльших шарика другого цвета для атомов Карбона. Приготовьте палочки (из спичек) для соединения шариков.

Изготовьте масштабную модель молекулы ацетилена.

23 Соотношение объемов газов в химических реакциях

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, почему объемы газов, участвующих в реакции, соотносятся как небольшие целые числа;
- определять соотношения объемов газов по химическим уравнениям.

[1] Учитель может предложить собрать модель молекулы на уроке, воспользовавшись соответствующим набором.

Закон объемных соотношений. Важнейшие углеводороды — метан, этан, этилен, ацетилен и др. — существуют в обычных условиях в газообразном состоянии. Газы отличаются от жидкостей и твердых веществ тем, что расстояния между их частицами (молекулами, а в случае инертных газов — атомами) очень большие. Вследствие этого *порции различных газов, содержащие одинаковое число молекул, занимают одинаковый объем* (при одних и тех же температуре и давлении). Об этом свидетельствует закон Авогадро, с которым вы ознакомились в 8 классе. В соответствии с ним, 1 л метана CH_4 содержит столько молекул, сколько и 1 л этилена C_2H_4 или 1 л ацетилена C_2H_2. А в 2 л метана (этилена, ацетилена) число молекул вдвое больше, в 3 л — втрое больше и т. д.

Рассмотрим некоторые реакции, которые происходят с участием газов.

При сгорании метана

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

каждая его молекула взаимодействует с двумя молекулами кислорода. Из закона Авогадро следует, что определенный объем метана должен реагировать с вдвое бóльшим объемом кислорода (например, 1 л CH_4 — с 2 л O_2).

Метан при высокой температуре разлагается на ацетилен и водород

$$2CH_4 \xrightarrow{t} C_2H_2 + 3H_2.$$

В соответствии с химическим уравнением, из каждых двух молекул метана образуется одна молекула ацетилена и три молекулы водорода. Отсюда соотношение объемов этих газов должно быть таким:

$$V(CH_4) : V(C_2H_2) : V(H_2) = 2 : 1 : 3.$$

Анализируя результаты опытов с газами, французский ученый Ж. Гей-Люссак в 1808 г. сформулировал *закон объемных соотношений*:

объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа.

Впоследствии выяснилось, что *эти числа являются соответствующими коэффициентами в химических уравнениях.*

Закон Гей-Люссака распространяется на все вещества, существующие в газообразном состоянии, — органические и неорганические.

▶ Составьте уравнение реакции водорода с азотом, в результате которой образуется газ аммиак NH_3, и запишите соотношение объемов реагентов и продукта реакции.

Обращаем ваше внимание на реакции между газами, в которых образуется вода. Это вещество, например, является одним из продуктов горения любого углеводорода. При образовании водяного пара закон объемных соотношений газов распространяется и на него. Если же происходит конденсация пара, то объем вещества уменьшается приблизительно в тысячу раз. В этом случае закон Гей-Люссака по отношению к воде не применим (как и к другим жидким и твердым веществам).

Решение задач. Рассмотрим, как решают задачи с использованием закона объемных соотношений.

ЗАДАЧА 1. Какой объем водорода необходим для полного превращения 0,8 л ацетилена в этан?

Дано:

$V(C_2H_2) = 0{,}8$ л

$V(H_2)$ — ?

Решение

1. Составляем уравнение реакции:

$$C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6.$$

2. Рассчитываем объем водорода, который вступит в реакцию.

В соответствии с химическим уравнением и законом Гей-Люссака каждый объем ацетилена реагирует с вдвое бóльшим объемом водорода.

Рассуждаем так:

1 л ацетилена реагирует с 2 л водорода,
0,8 л ацетилена — с x л водорода.

Отсюда

$$x = V(H_2) = 1{,}6 \text{ л}.$$

Ответ: $V(H_2) = 1{,}6$ л.

ЗАДАЧА 2. ***Смешали 100 мл ацетилена и 400 мл кислорода. Смесь газов подожгли. Останется ли после реакции один из реагентов? В случае утвердительного ответа вычислить объем остатка этого вещества, считая, что температура и давление до и после реакции были одинаковыми.***

Дано:

$V(C_2H_2) = 100$ мл
$V(O_2) = 400$ мл

Остаток реагента — ?
V(остатка) — ?

Решение

1. Составляем уравнение реакции:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O.$$

2. В соответствии с законом Гей-Люссака соотношение реагирующих газов должно быть таким:

$$V(C_2H_2) : V(O_2) = 2 : 5 = 1 : 2{,}5.$$

По условию задачи газы взяты в ином соотношении:

$$V(C_2H_2) : V(O_2) = 100 : 400 = 1 : 4.$$

Отсюда следует, что кислород был в избытке, и часть его осталась после реакции.

3. Определяем, какой объем кислорода прореагирует со 100 мл ацетилена.

По закону объемных соотношений

с каждыми 2 мл C_2H_2 взаимодействуют 5 мл O_2,
со 100 мл C_2H_2 — x мл O_2;

$$x = V(O_2, \text{прореаг.}) = 250 \text{ мл.}$$

4. Вычисляем объем кислорода, оставшийся после реакции:

$$V(O_2, \text{остаток}) = V(O_2, \text{исходн.}) - V(O_2, \text{прореаг.}) = 400 - 250 = 150 \text{ (мл)}.$$

Ответ: ***$V(O_2$, остаток) = 150 мл.***

ЗАДАЧА 3. ***Найти формулу газообразного углеводорода, если при полном сгорании 100 мл этого соединения образуется 300 мл углекислого газа и 400 мл водяного пара (объемы соответствуют одинаковым условиям).***

Дано:

$V(C_xH_y) = 100$ мл
$V(CO_2) = 300$ мл
$V(H_2O$, пар$) =$
$= 400$ мл

C_xH_y — ?

Решение

1. Записываем схему химической реакции:

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O.$$

Из схемы видно, что при сгорании углеводорода C_xH_y все атомы Карбона «переходят» в молекулы углекислого газа, а атомы Гидрогена — в молекулы воды.

2. Находим соотношение объемов углеводорода, углекислого газа и водяного пара по условию задачи:

$$V(C_xH_y) : V(CO_2) : V(H_2O, \text{пар}) = \\ = 100 : 300 : 400 = 1 : 3 : 4.$$

Числа 1, 3 и 4 являются соответствующими коэффициентами в химическом уравнении. Записываем их (естественно, кроме единицы) перед формулами веществ

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O.$$

Отсюда $x = 3$; $y = 8$, а формула углеводорода — C_3H_8.

Ответ: формула углеводорода — C_3H_8.

ВЫВОДЫ

Объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа (закон объемных соотношений газов Гей-Люссака). Эти числа являются соответствующими коэффициентами в химическом уравнении.

?

205. Увеличивается, уменьшается или остается постоянным суммарный объем веществ в результате таких превращений (все реагенты и продукты являются газами):
а) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$; б) $NH_3 + Cl_2 \rightarrow N_2 + HCl$?

206. Какой объем кислорода расходуется на сгорание 2 л этилена?

207. Хватит ли 2 л хлора для полного хлорирования 0,6 л метана?

208. При нормальных условиях смешали 1 л этана и 5 л кислорода. Смесь газов подожгли. Какие газы были обнаружены после реакции и приведения условий к исходным? Вычислите объем каждого из этих газов.

209. После реакции в 40 мл смеси кислорода с водородом осталось 10 мл кислорода. Вычислите объемы газов в исходной смеси.

210. В каком объемном соотношении нужно смешать сероводород и воздух, чтобы каждого вещества было достаточно для протекания реакции $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$?

211. При сгорании в кислороде одного объема углеводорода образуются два объема углекислого газа и один объем водяного пара. Определите формулу соединения. (Устно.)

212. При полном сгорании 10 мл газообразного углеводорода образовалось 40 мл углекислого газа и 50 мл водяного пара. Объемы газов измерены в одинаковых условиях. Выведите формулу углеводорода. (Устно.)

213. Какова формула газообразного углеводорода, если в результате его сжигания образуется вдвое больший объем углекислого газа, а плотность углеводорода при нормальных условиях составляет 1,34 г/л?

Оксигенсодержащие органические соединения

Многие органические соединения содержат в своих молекулах, кроме атомов Карбона и Гидрогена, еще и атомы Оксигена. Среди них — этиловый спирт, сахар, крахмал, уксусная и лимонная кислоты, жиры, некоторые витамины.

Оксигенсодержащие органические соединения делят на классы — класс спиртов, класс карбоновых кислот и др. Общим признаком для соединений каждого класса является наличие в их молекулах определенной группы атомов.

Группу атомов, которая обуславливает характерные химические свойства соединений данного класса, называют *функциональной группой*.

Примеры функциональных групп и их названия:

$-OH$	$-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown OH\end{matrix}$
гидроксильная	карбоксильная

Функциональные группы в химических формулах соединений записывают отдельно от «углево-

дородной» части молекулы: CH_3OH, CH_3COOH (формулы CH_4O, $C_2H_4O_2$ не используют).

Часть молекулы (группу атомов Карбона и Гидрогена), с которой соединена функциональная группа, называют *углеводородным остатком*. Таковым в приведенных выше формулах является группа атомов CH_3.

В 9 классе вы ознакомитесь с некоторыми оксигенсодержащими органическими соединениями — важнейшими спиртами, карбоновыми кислотами, а также с жирами и углеводами.

24 Спирты. Метанол и этанол

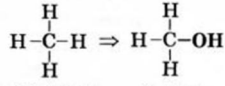
Материал параграфа поможет вам:

- узнать, какие соединения называют спиртами;
- понять особенности строения молекулы спирта;
- выяснить свойства метанола и этанола;
- получить представление о сферах применения метанола и этанола;
- осознать губительное действие спиртов на организм.

Спирты. По традиции оксигенсодержащие органические соединения начинают изучать со спиртов.

Спирты — это производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов Гидрогена замещены на гидроксильные группы.

Пример замещения атома Гидрогена на OH-группу — функциональную группу класса спиртов:



углеводород спирт

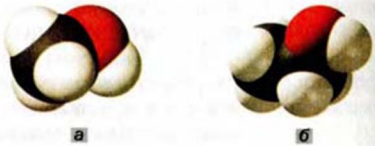


Рис. 68. Масштабные модели молекул: *а* — метанола; *б* — этанола. Белые шарики — атомы Гидрогена, черные — атомы Карбона, красные — атомы Оксигена

Если в молекуле спирта имеется одна гидроксильная группа, то такой спирт называют *одноáтомным*. В молекулах *двухáтомных спиртов* содержатся две ОН-группы, *трехáтомных* — три и т. д.

В зависимости от наличия в карбоновой цепи кратных связей различают *насыщенные* и *ненасыщенные спирты*.

Одноáтомные спирты R–ОН

Обозначив углеводородный остаток буквой R, запишем общую формулу одноáтомных спиртов: **R–ОН.**

Если заменить атом Гидрогена в общей формуле алканов на ОН-группу, то получим общую формулу насыщенных одноáтомных спиртов — **$C_nH_{2n+1}OH$** ($n = 1, 2, ...$).

Метанол и этанол. Простейшим насыщенным одноáтомным спиртом является метанол, или метиловый спирт, CH_3OH (рис. 68, *а*). Спирт с двумя атомами Карбона и одной группой ОН в молекуле имеет формулу C_2H_5OH. Его название — этанол, или этиловый спирт (рис. 68, *б*).

Строение молекулы спирта. Молекула одноáтомного спирта состоит из двух частей — углеводородного остатка и гидроксильной группы.

Атом Оксигена, как самый электроотрицательный среди всех атомов молекулы спирта, смещает к себе общие электронные пары от двух соседних атомов (С→О←Н), причем в наибольшей степени — от атома Гидрогена. В результате на атоме Оксигена возникает небольшой отрицательный заряд, а на атоме Гидрогена — положительный заряд. Связь О–Н становится достаточно полярной.

Это интересно
Тривиальное название метанола CH_3OH — древесный спирт, этанола C_2H_5OH — винный спирт.

Приводим электронную формулу молекулы метанола, а также ее структурную формулу, в которой показано смещение общих электронных пар к атому Оксигена:

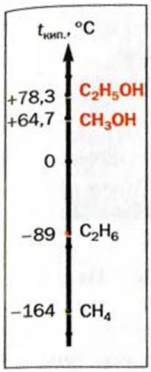
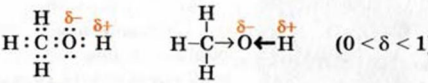


Рис. 69. Температуры кипения[2] некоторых спиртов и алканов



Физические свойства. При обычных условиях метанол и этанол — бесцветные жидкости с характерным «спиртовым» запахом. Температуры кипения этих соединений намного выше, чем соответствующих алканов (рис. 69).

Значительная разница температур кипения углеводорода и спирта обусловлена тем, что в спирте существуют водородные связи[1] (рис. 70, *а*). Молекулы спирта, имея достаточно полярные связи $\overset{\delta-}{O}\leftarrow\overset{\delta+}{H}$, притягиваются друг к другу, а именно — атом $\overset{\delta+}{H}$ одной молекулы к атому $\overset{\delta-}{O}$ другой.

Водородные связи образуются также между молекулами спирта и воды (рис. 70, *б*). Благодаря этому метанол и этанол неограниченно растворяются в воде.

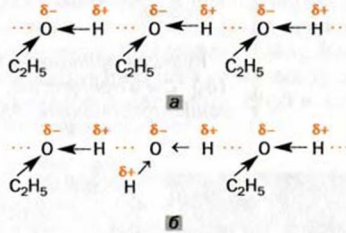


Рис. 70. Водородные связи между молекулами: *а* — этанола; *б* — этанола и воды

Химические свойства. Важнейшие реакции спиртов происходят с участием гидроксильных групп их молекул.

Реакции с металлами. Спирты взаимодействуют со щелочными металлами с выделением водорода и образованием солеподобных соединений (рис. 71):

$$\underset{\text{этанол}}{2C_2H_5OH} + 2Na \rightarrow \underset{\text{натрий этилат}}{2C_2H_5ONa} + H_2\uparrow.$$

[1] Об этом типе химической связи шла речь в § 1.
[2] При нормальном давлении.

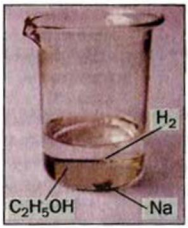


Рис. 71. Реакция этанола с натрием

В этой реакции спирт напоминает кислоту. Однако его молекула не диссоциирует с образованием катионов Гидрогена, а водный раствор спирта не действует на индикаторы.

Дегидратация. Так называют реакцию отщепления воды от любого соединения. В определенных условиях каждая молекула этилового спирта распадается на молекулу этилена и молекулу воды:

$$\underset{\text{этанол}}{\underset{\boxed{H}}{CH_2}-\underset{\boxed{OH}}{CH_2}} \xrightarrow{170\,^\circ C,\ H_2SO_4\,(конц.,\ изб.)} \underset{\text{этилен}}{CH_2=CH_2} + H_2O.$$

Аналогичная реакция с метиловым спиртом не происходит.

Возможен другой вариант дегидратации спиртов — отщепление каждой молекулы воды за счет гидроксильных групп двух молекул спирта:

$$\underset{\text{этанол}}{C_2H_5-O\boxed{H+HO}-C_2H_5} \rightarrow \underset{\text{диэтиловый эфир}^1}{C_2H_5-O-C_2H_5} + H_2O.$$

Реакция происходит при температуре 140—160 °C и в присутствии небольшого количества концентрированной сульфатной кислоты.

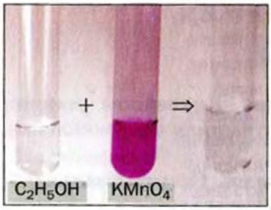


Рис. 72. Окисление этанола калий перманганатом (в присутствии сульфатной кислоты)

Окисление. Если добавить спирт к фиолетовому раствору калий перманганата, подкисленному сульфатной кислотой, то окраска жидкости постепенно исчезает (рис. 72). В этой реакции спирт выступает восстановителем и окисляется.

Полное окисление спирта происходит, если его поджечь на воздухе. Продукты этой реакции — углекислый газ и водяной пар (рис. 73).

▶ Напишите уравнение реакции горения этанола.

[1] Ранее такие соединения называли простыми эфирами.

Рис. 73.
Горение этанола

Получение спиртов. В *промышленности* метиловый и этиловый спирты получают в больших количествах, осуществляя такие реакции:

$$CO + 2H_2 \xrightarrow{t,\,p,\,k} \underset{\text{метанол}}{CH_3OH};$$

$$\underset{\text{этилен}}{CH_2{=}CH_2} + H_2O \xrightarrow{t,\,p,\,k} \underset{\text{этанол}}{CH_3{-}CH_2OH}.$$

Для получения этилового спирта используют также биохимический метод. Он основан на химическом превращении глюкозы, сахара или крахмала с участием ферментов дрожжей. Соответствующий процесс называют брожением (§ 29). Так еще в древности изготовляли вино из виноградного сока.

Бóльшая часть этилового спирта, производимого промышленностью, содержит незначительное количество воды ($w(H_2O) = 4\ \%$). Название этого продукта — спирт-ректификат.

Обнаружить воду в спирте можно, добавив несколько его капель к белому порошку безводного купрум(II) сульфата $CuSO_4$. В результате взаимодействия этой соли с водой образуется кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и появляется голубое окрашивание.

Применение. Метанол и этанол используют прежде всего как растворители, а также для получения важных органических соединений.

Этиловый спирт — известное дезинфицирующее средство (рис. 74). Его применяют для приготовления растворов медицинских препаратов и экстрактов лекарственных растений. Этанол является сырьем для производства ликеро-водочных напитков. Смесь бензина с этанолом иногда служит горючим для городского транспорта (например, в Бразилии). Двигатель, который работает на таком горючем (рис. 75), выбрасывает в воздух меньше вредных веществ, чем бензиновый. Поскольку спирт для горючего можно производить из зеленой массы растений и древесины, это

Рис. 74.
Аптечная бутылочка с этиловым спиртом

Рис. 75. Заправка автомобиля «спиртовым» горючим

позволяет уменьшить количество нефти, перерабатываемой на бензин, и использовать ее как ценное химическое сырье.

Физиологическое действие. При поступлении в организм небольшого количества этилового спирта происходит опьянение. Такое состояние характеризуется нарушением речи и координации движений, потерей памяти и контроля за своими действиями, умопомрачением. Значительные дозы алкоголя приводят к отравлению. У людей, постоянно употребляющих алкогольные напитки, возникает хроническое заболевание — алкоголизм. Его следствиями являются повышенное давление, поражение нервной и сердечно-сосудистой систем, печени, поджелудочной железы. (Аналогично действует этанол и на организмы животных.)

Метанол — ядовитое вещество. Поступление в организм человека 25 г метанола вызывает смерть, а меньшее количество — слепоту.

ВЫВОДЫ

Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов Гидрогена замещены на гидроксильные группы.

Различают одноа́томные, двуха́томные, треха́томные спирты. Общая формула насыщенных одноа́томных спиртов — $C_nH_{2n+1}OH$.

Важнейшие спирты — метанол CH_3OH и этанол C_2H_5OH. Это бесцветные жидкости с характерным запахом.

Метанол и этанол — горючие вещества. Они реагируют со щелочными металлами, при нагревании отщепляют воду.

Промышленность выпускает метанол и этанол в большом количестве. Эти соединения используют в химической промышленности как растворители, а этанол — еще и в медицине, для изготовления ликеро-водочных напитков, и́ногда — как компонент горючего в двигателях внутреннего сгорания.

Этанол, попадая в организм, вызывает опьянение. Постоянное употребление спиртных напитков приводит к алкоголизму.

Метанол — чрезвычайно ядовитое вещество.

?

214. Какие органические соединения называют спиртами? Каков состав молекул насыщенных одноа́томных спиртов?
215. Запишите электронную и структурную формулы молекулы этанола, показав во второй формуле смещение общих электронных пар и небольшие заряды на атомах Оксигена и Гидрогена гидроксильной группы.
216. Как и почему влияет водородная связь на физические свойства спиртов?
217. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:
а) $CH_3OH + O_2 \rightarrow ...$; б) $CH_3OH + Li \rightarrow ...$.
218. Напишите уравнение реакции горения одноа́томных насыщенных спиртов, использовав их общую формулу.
219. Почему метанол и этанол, имея в молекулах гидроксильные группы, не проявляют осно́вных свойств, как, например, натрий гидроксид?
220. Какие массы этанола и натрия прореагировали, если выделилось 224 мл водорода (н. у.)?
221. Выведите формулу одноа́томного насыщенного спирта, если массовая доля Оксигена в нем составляет: а) 50 %; б) 26,7 %.
222. Смешали одинаковые количества вещества метанола и этанола. Вычислите массовые доли спиртов в смеси.
223. Составьте термохимическое уравнение реакции горения этанола, если при сгорании 9,2 г спирта выделяется 27,42 кДж теплоты.

25 Глицерин

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить свойства глицерина;
- узнать о сферах применения глицерина.

Рис. 76. Масштабная модель молекулы глицерина

Простейшим треха́томным спиртом является *глицерин*[1] $C_3H_5(OH)_3$ (рис. 76). Другое название соединения — *глицерол*. В природе этого спирта нет, но его производные — жиры — очень распространены в растительном и животном мире.

Структурная формула молекулы глицерина —

$$\begin{array}{ccccc} CH_2 & - & CH & - & CH_2. \\ | & & | & & | \\ OH & & OH & & OH \end{array}$$

Физические свойства. Глицерин — бесцветная вязкая жидкость без запаха, сладкая на вкус. Соединение немного тяжелее воды, смешивается с ней в любых соотношениях с образованием раствора. Глицерин может поглощать влагу (до 40 % своей массы). Это свойство вещества называют гигроскопичностью[2].

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 19

Растворимость глицерина в воде

В пробирку налейте 0,5 мл глицерина и добавьте к нему такой же объем воды. Перемешайте смесь жидкостей стеклянной палочкой. Растворяется ли глицерин в воде?

Содержимое пробирки сохраните для следующих опытов.

Глицерин $C_3H_5(OH)_3$ кипит, разлагаясь, при +290 °C, т. е. при более высокой температуре, чем одноа́томный спирт с таким же количеством атомов Карбона в молекуле — C_3H_7OH (т. кип. +97 °C). Это и понятно, так как водородных связей в треха́томном спирте значительно больше: в каждой его молекуле содержится три OH-группы.

Химические свойства. Глицерин реагирует не только с активными металлами, но и с некоторыми нерастворимыми основаниями. Таким образом, он больше напоминает кислоту, чем метанол

---

[1] Название происходит от греческого слова glykys — сладкий.

[2] Термин происходит от греческих слов hygros — влажный, skopeō — наблюдаю.

или этанол. Однако водный раствор глицерина также не изменяет окраски индикаторов.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 20

Исследование водного раствора глицерина индикатором

С помощью стеклянной палочки перенесите каплю водного раствора глицерина, приготовленного в предыдущем опыте, на полоску универсальной индикаторной бумаги. Что наблюдаете? Содержатся ли в водном растворе глицерина ионы H^+, OH^-?

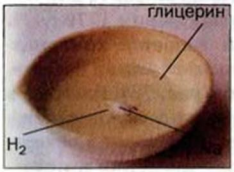


Рис. 77.
Реакция натрия с глицерином

Реакции с металлами. Глицерин взаимодействует со щелочными металлами (рис. 77):

$$2\,\underset{\text{глицерин}}{\begin{array}{l}CH_2OH\\ |\\ CHOH\\ |\\ CH_2OH\end{array}} + 6\,Na \rightarrow 2\,\underset{\text{тринатрий глицерат}}{\begin{array}{l}CH_2ONa\\ |\\ CHONa\\ |\\ CH_2ONa\end{array}} + 3\,H_2\uparrow.$$

Перед проведением соответствующего опыта глицерин необходимо подогреть.

Реакции с нерастворимыми основаниями. Глицерин, в отличие от одноатомных спиртов, вступает в реакции с некоторыми нерастворимыми основаниями.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 21

Реакция глицерина с купрум(II) гидроксидом

В пробирку налейте 2 мл раствора щелочи, добавьте несколько капель раствора купрум(II) сульфата и смесь перемешайте стеклянной палочкой. Осадок какого соединения образовался?

Полученную смесь с осадком добавьте в пробирку с раствором глицерина (из предыдущего опыта). Содержимое пробирки перемешайте. Что наблюдаете?

Купрум(II) гидроксид, взаимодействуя с глицерином в щелочной среде, растворяется, и образуется темно-синий раствор солеподобного

соединения. Упрощенный вариант химического уравнения:

$$\begin{array}{l} CH_2OH \\ | \\ CHOH \\ | \\ CH_2OH \end{array} + Cu(OH)_2 \rightarrow \begin{array}{l} CH_2O \diagdown \\ | \qquad\quad Cu \\ CHO \diagdown\!\!\diagdown \\ | \\ CH_2OH \end{array} + 2H_2O.$$

Горение. При поджигании на воздухе глицерин горит с образованием углекислого газа и водяного пара.

▶ Напишите уравнение этой реакции.

Получение. Глицерин получают в промышленности преимущественно из жиров (§ 28). Это соединение было впервые получено в 1779 г.

Применение. Глицерин является компонентом мыла, зубных паст, косметических средств, лекарственных препаратов (рис. 78). Благодаря высокой гигроскопичности он защищает кожу от пересыхания. Глицерин добавляют в некоторые пищевые продукты для придания им сладкого вкуса.

Рис. 78. Применение глицерина: *а* — в косметических средствах; *б* — в лекарственных препаратах

Глицерин также используют для производства нитроглицерина — одного из сильнейших взрывчатых веществ, сырья для изготовления пороха и динамита. Нитроглицерин в больших дозах ядовит. Однако его 1 %-й спиртовый раствор применяют при заболеваниях сердца в качестве сосудорасширяющего средства (рис. 79).

Рис. 79. Капсулы с раствором нитроглицерина

ВЫВОДЫ

Глицерин $C_3H_5(OH)_3$ — простейший трехатомный спирт. Это бесцветная вязкая жидкость со сладким вкусом, не имеющая запаха.

Глицерин взаимодействует со щелочными металлами, некоторыми нерастворимыми основаниями, горит на воздухе.

Глицерин получают из жиров. Его используют в производстве косметических средств, лекарственных препаратов, нитроглицерина, иногда — в пищевой промышленности.

?

224. К какой группе спиртов относится глицерин?
225. Как можно объяснить высокую вязкость глицерина?
226. Почему глицерин неограниченно растворяется в воде?
227. Как можно отличить глицерин от этанола?
228. Какая масса натрия прореагировала с глицерином, если выделилось 280 мл водорода (н. у.)?
229. В результате сгорания спирта образовалось 3 моль углекислого газа и 4 моль воды. Назовите этот спирт, если его молярная масса составляет 92 г/моль.
230. Вычислите массовую долю глицерина в его водном растворе, если молекул воды в нем в 8 раз больше, чем молекул глицерина.

26 Карбоновые кислоты

Материал параграфа поможет вам:

- отличать карбоновые кислоты от других органических соединений;
- узнать о распространенности карбоновых кислот в природе.

В материале этого и нескольких последующих параграфов речь пойдет о соединениях класса *карбоновых кислот*. Эти соединения отличаются от спиртов наличием в молекулах новой функциональной группы — *карбоксильной* $-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown OH\end{matrix}$, или –COOH.

Производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп, называют карбоновыми кислотами.

Общая формула карбоновых кислот, содержащих в молекулах одну карбоксильную группу,— $R-C\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown OH\end{matrix}$, или RCOOH.

Распространенность в природе. В растительном мире встречаются различные карбоновые кислоты. Тривиальные названия этих соединений зачастую происходят от названий растений, в которых они находятся (табл. 2, рис. 80, *а*). Карбоновые кислоты обнаружены и в организмах насекомых, млекопитающих, человека (табл. 2, рис. 80, *б*).

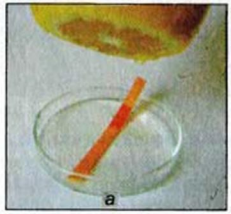


Рис. 80. Обнаружение кислот с помощью универсального индикатора: *а* — в соке лимона; *б* — в выделениях муравьев

Классификация. Карбоновые кислоты классифицируют, учитывая особенности состава и строения их молекул.

По числу карбоксильных групп в молекуле кислоты делят на *монокарбоновые* (молекулы содержат одну группу –COOH), *дикарбоновые* (две группы –COOH) и т. д.

Таблица 2

Карбоновые кислоты в природе

Кислота	Местонахождение
Муравьиная	Железы муравьев, пчелиный яд, крапива
Уксусная	Моча, пот, кислое молоко, некоторые растения
Масляная	Прогорклое сливочное масло
Валерьяновая	Корень валерьяны
Капроновая	Козий жир
Олеиновая	Оливковое масло
Щавелевая	Щавель, ревень
Янтарная	Янтарь, бурый уголь, некоторые растения
Молочная	Кислое молоко, сыр, квашеная капуста, силос; в мышцах (накапливается во время их работы)
Яблочная	Яблоки, рябина, виноград
Лимонная	Цитрусовые

В зависимости от наличия кратных связей в углеводородных остатках молекул различают *насыщенные* и *ненасыщенные* кислоты.

Монокарбоновые кислоты

$$R-C\begin{matrix}O\\OH\end{matrix}$$

Кроме того, карбоновые кислоты делят на *низшие* (их молекулы содержат менее 10 атомов Карбона) и *высшие*.

Общая формула насыщенных монокарбоновых кислот — $C_nH_{2n+1}COOH$.

▶ Составьте структурные формулы молекул насыщенных монокарбоновых кислот, содержащих один, два и три атома Карбона.

Рис. 81. Масштабная модель молекулы муравьиной кислоты

Молекулы простейших по составу кислот — муравьиной HCOOH (рис. 81) и щавелевой HOOC–COOH — не имеют углеводородных остатков.

Названия. Для карбоновых кислот чаще употребляют тривиальные названия:

HCOOH — муравьиная;

CH_3COOH — уксусная[1];

[1] Для простейших монокарбоновых кислот существуют и латинские названия: HCOOH — формиатная кислота, CH_3COOH — ацетатная кислота.

CH_3CH_2COOH — пропионовая;

$CH_3CH_2CH_2COOH$ — масляная.

Среди высших кислот важнейшими являются насыщенные кислоты — пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$ и стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$ (рис. 82), а также ненасыщенная — олеиновая $C_{17}H_{33}COOH$, или $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$. Раньше эти кислоты получали только из растительных и животных жиров, поэтому их еще называют *жирными* кислотами.

Рис. 82. Масштабная модель молекулы стеариновой кислоты

ВЫВОДЫ

Карбоновые кислоты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп –COOH. По количеству этих групп в молекуле различают монокарбоновые, дикарбоновые кислоты и т. д. Кислоты, которые происходят от насыщенных углеводородов, называют насыщенными, а содержащие 10 и больше атомов Карбона в молекулах, — высшими.

Общая формула насыщенных монокарбоновых кислот — $C_nH_{2n+1}COOH$.

Карбоновые кислоты распространены в природе.

Для карбоновых кислот чаще употребляют тривиальные названия, связанные с природными источниками соединений.

?

231. Какие соединения называют карбоновыми кислотами? На какие типы их делят и по каким признакам?

232. Выпишите из параграфа сведения о муравьиной и уксусной кислотах и внесите их в таблицу:

Формула	Название	Тип	Местонахождение

233. Найдите соответствие:

Общая формула	*Тип соединения*
1) $C_nH_{2n+1}OH$;	а) монокарбоновая кислота;
2) $C_nH_{2n-1}(OH)_3$;	б) одноа́томный спирт;
3) $C_nH_{2n+1}COOH$;	в) треха́томный спирт.

Назовите минимальное значение индекса *n* для каждой общей формулы.

234. Найдите соответствие:

Название кислоты	*Тип кислоты*
1) муравьиная;	а) монокарбоновая;
2) уксусная;	б) насыщенная;
3) масляная;	в) ненасыщенная;
4) олеиновая;	г) высшая.
5) стеариновая;	

235. Определите формулу насыщенной монокарбоновой кислоты, молярная масса которой равна 60 г/моль.

236. Выведите формулу насыщенной монокарбоновой кислоты, массовая доля Оксигена в которой составляет: а) 69,6 %; б) 0,432.

237. Смешали одинаковые количества вещества муравьиной кислоты, уксусной кислоты и воды. Вычислите массовые доли кислот в образовавшемся растворе.

27 Уксусная кислота

Материал параграфа поможет вам:

- понять строение молекулы уксусной кислоты;
- выяснить свойства уксусной кислоты;
- узнать о получении и применении уксусной кислоты.

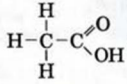
Водный раствор уксусной кислоты, известный под названием «уксус», люди умели готовить

Рис. 83.
Уксус

еще в древности. Ныне промышленность выпускает столовый уксус — раствор с массовой долей кислоты 9 % (рис. 83). Его используют в каждой семье для различных целей.

Кроме названия «уксусная кислота» химики используют и другое — «этановая кислота». Оно указывает на то, что в молекуле этого соединения, как и в молекуле этана, имеется два атома Карбона.

Строение молекулы. Химическая формула уксусной кислоты — CH_3COOH, а структурная формула молекулы (рис. 84) —



, или

.

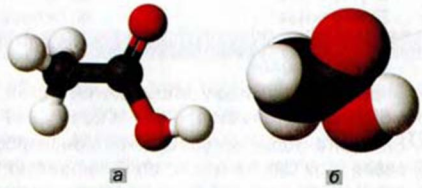
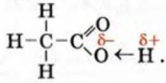


Рис. 84.
Модели молекулы уксусной кислоты:
а — шаростержневая;
б — масштабная

В молекуле уксусной кислоты содержатся углеводородный остаток $-CH_3$ и карбоксильная группа $-COOH$. Атом Оксигена, соединенный с атомом Карбона двойной связью, вызывает сильное смещение общей электронной пары в гидроксильной группе:



Связь O–H в молекуле уксусной кислоты более полярна, чем в молекулах спиртов. Поэтому соединение проявляет в водном растворе кислотные свойства.

Физические свойства. В обычных условиях уксусная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом. При понижении температуры до +16,7 °C она кристаллизуется, как бы замерзая

Рис. 85.
Бутылка с чистой уксусной кислотой, находящаяся в прохладном помещении

(рис. 85). Поэтому чистую уксусную кислоту иногда называют ледяной. Температура кипения соединения равна +118,1 °С. Она выше, чем температура кипения этанола C_2H_5OH (+78,3 °С). Это обусловлено образованием в кислоте большего числа водородных связей (в ее молекуле — два атома Оксигена, тогда как в молекуле спирта — один).

Уксусная кислота смешивается с водой в любых соотношениях с образованием раствора.

Химические свойства. Уксусная кислота, как и неорганические кислоты, диссоциирует в водном растворе на катионы Гидрогена и анионы кислотного остатка:

$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-.$$

Этот процесс происходит вследствие разрыва ковалентных полярных связей О–Н. Образующиеся катионы Гидрогена вызывают изменение окраски индикатора.

Уксусная кислота является слабой; в ее растворе содержится значительно больше молекул соединения, чем ионов.

Структурная формула аниона уксусной кислоты —

$$CH_3-C\begin{matrix}=O\\-O^-\end{matrix},$$

а его название — ацетат-ион. Соли уксусной кислоты называют *ацетатами*.

Реакции с металлами, оксидами, гидроксидами, солями. Уксусная кислота взаимодействует с металлами (с выделением водорода), основными и амфотерными оксидами (рис. 86), основаниями, амфотерными гидроксидами, некоторыми солями слабых кислот (например, с карбонатами).

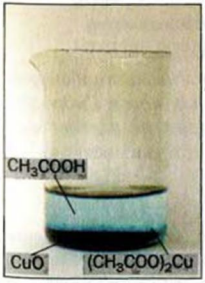


Рис. 86.
Реакция уксусной кислоты с купрум(II) оксидом

Приводим уравнение реакции кислоты с металлом:

$$Mg + 2CH_3COOH \rightarrow \underset{\text{магний ацетат}}{(CH_3COO)_2Mg} + H_2\uparrow.$$

Обратите внимание: в формулах солей органических кислот сначала записывают анионы, а затем — катионы.

В ионно-молекулярных уравнениях уксусную кислоту как слабую представляют в недиссоциированной форме:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O;$$

$$CH_3COOH + Na^+ + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + H_2O;$$

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O.$$

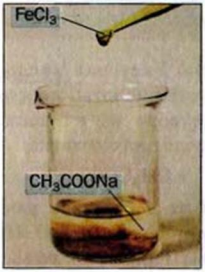


Рис. 87. Реакция соли Феррума(III) с натрий ацетатом

▶ Напишите уравнение реакции уксусной кислоты с раствором калий карбоната в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Ацетат-ионы в растворе можно обнаружить, если добавить к нему несколько капель раствора, содержащего катионы Fe^{3+}. В результате реакции жидкость окрашивается в темно-красный цвет (рис. 87).

Реакции со спиртами. Эстеры. Уксусная кислота в присутствии концентрированной сульфатной кислоты реагирует с этиловым спиртом. Органическое соединение, которое образуется при этом, относится к классу эстеров[1]:

$$CH_3-C\begin{matrix}/^{O}\\ \backslash OH\end{matrix} + HO-C_2H_5 \xrightleftharpoons{H_2SO_4(конц.)} CH_3-C\begin{matrix}/^{O}\\ \backslash O-C_2H_5\end{matrix} + H_2O.$$

уксусная кислота этиловый спирт этиловый эстер уксусной кислоты

Эстеры являются производными карбоновых кислот, в молекулах которых атом Гидрогена карбоксильной группы замещен на углеводородный остаток. Общая формула эстеров — $R-C\begin{matrix}/^{O}\\ \backslash OR'\end{matrix}$ или $RCOOR'$.

Реакции между спиртами и кислотами называют *реакциями эстерификации*. Они являются обратимыми (§ 11). Для того, чтобы осуществить прямую реакцию, т. е. получить эстер, нужно уда-

[1] Эти соединения ранее называли сложными эфирами.

лять это вещество или воду из реакционной смеси (например, перегонкой).

Эстеры с небольшими молекулярными массами — бесцветные жидкости, обычно имеющие приятный запах. Они нерастворимы в воде, но растворяются в органических растворителях.

Эстеры обуславливают запах многих цветов, фруктов, других растений (рис. 88). Немало эстеров являются компонентами духов, различных косметических средств, некоторые содержатся в кондитерских изделиях и напитках.

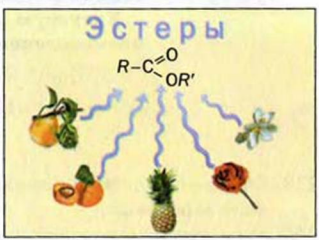


Рис. 88. Природные источники эстеров

Получение. Уксусную кислоту получают в лаборатории реакцией обмена между ее твердой солью и концентрированной сульфатной кислотой. Взаимодействие соединений осуществляют при нагревании; уксусная кислота выделяется в газообразном состоянии:

$$2CH_3COONa + H_2SO_4\ (конц.) \rightarrow 2CH_3COOH\uparrow + Na_2SO_4.$$

Уксусная кислота образуется при окислении этилового спирта в его водном растворе кислородом воздуха с участием особых бактерий. Реакция происходит, если массовая доля спирта в растворе не превышает 10 %. Процесс называют уксуснокислым брожением. Таким способом (скисанием вина) в древности готовили уксус.

Применение. Уксусная кислота — первая из карбоновых кислот, ставшая известной человеку. Ее широко применяют в химической и пищевой промышленности, домашнем хозяйстве.

ВЫВОДЫ

Уксусная кислота CH_3COOH — важнейшая карбоновая кислота. Это бесцветная жидкость с резким запахом, смешивающаяся с водой в любом соотношении с образованием раствора.

Уксусная кислота является слабой кислотой. Она взаимодействует с металлами с выделением водорода, оснóвными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, некоторыми солями. Уксусная кислота реагирует со спиртами с образованием эстеров — соединений с общей формулой $RCOOR'$.

Уксусную кислоту широко используют в промышленности, домашнем хозяйстве.

?

238. Объясните, почему молекула уксусной кислоты диссоциирует в водном растворе.

239. Напишите уравнения реакций и дайте названия их продуктам:

а) $CH_3COOH + Li \rightarrow ...$; б) $CH_3COOH + Ba(OH)_2 \rightarrow ...$;

$CH_3COOH + ZnO \rightarrow ...$; $CH_3COOH + FeCO_3 \rightarrow ...$.

240. Приведите по два молекулярных уравнения, которые отвечают таким ионно-молекулярным уравнениям:

а) $H^+ + CH_3COO^- = CH_3COOH$;

б) $S^{2-} + 2CH_3COOH = H_2S + 2CH_3COO^-$.

241. Сравните этиловый спирт и уксусную кислоту по составу, строению молекул, свойствам и заполните таблицу:

	Этиловый спирт	Уксусная кислота
Химическая формула		
Структурная формула молекулы		
Физические свойства		
Химические свойства (уравнения реакций)		

242. Что такое эстеры? Как можно получить эти соединения?

243. Напишите уравнение реакции уксусной кислоты с метиловым спиртом и прокомментируйте его.

244. Относительная формульная масса соли уксусной кислоты составляет 142. Определите формулу этой соли и назовите соединение.

245. Вычислите массу раствора калий гидроксида с массовой долей щелочи 32 %, который был израсходован на нейтрализацию 50 г раствора уксусной кислоты с массовой долей кислоты 12 %.

246. Какие массы уксусной эссенции и воды нужно взять для приготовления 400 г столового уксуса — раствора уксусной кислоты с массовой долей кислоты 9 %? Примите во внимание, что уксусная эссенция является раствором, содержащим 80 % уксусной кислоты по массе.

247. В результате взаимодействия 35 г смеси муравьиной и уксусной кислот с достаточным количеством натрий карбоната выделилось 7,84 л газа (н. у.). Определите массовые доли кислот в смеси.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4
Свойства уксусной кислоты

ОПЫТ 1
Действие уксусной кислоты на индикатор

Погрузите стеклянную палочку в раствор уксусной кислоты и нанесите его каплю на полоску универсальной индикаторной бумаги[1]. Что наблюдаете? Напишите уравнение электролитической диссоциации уксусной кислоты.

ОПЫТ 2
Реакция уксусной кислоты с металлом

В пробирку осторожно поместите небольшую гранулу цинка и налейте 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что происходит? Если признаков реакции не заметите, нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения.

ОПЫТ 3
Реакция уксусной кислоты с оснóвным (амфотерным) оксидом

В пробирку поместите немного порошка купрум(II) оксида и налейте 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете? Нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения.

---

[1] Учитель может предложить другой индикатор.

ОПЫТ 4

Реакция уксусной кислоты со щелочью

В пробирку налейте 1 мл раствора уксусной кислоты и добавьте к нему каплю раствора фенолфталеина. Доливайте в пробирку по каплям раствор натрий гидроксида. Зафиксируйте внешний эффект, который укажет, что кислота полностью прореагировала со щелочью.

ОПЫТ 5

Реакция уксусной кислоты с нерастворимым основанием (амфотерным гидроксидом)

В пробирку налейте 1—2 мл раствора щелочи и добавьте небольшое количество раствора купрум(II) сульфата. Что наблюдаете?

Долейте к смеси с осадком 2 мл раствора уксусной кислоты. Что происходит в пробирке?

ОПЫТ 6

Реакция уксусной кислоты с солью

В пробирку насыпьте немного кальций карбоната и долейте 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Во время проведения каждого опыта записывайте свои действия и наблюдения в помещенную ниже таблицу. После завершения опытов запишите в таблицу выводы и уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Последовательность действий	Наблюдения	Вывод
Опыт 1. Действие уксусной кислоты ...		
...	...	...
Уравнение реакции (уравнения реакций):		

?

248. Объясните, с какой целью в опыте 4 используют индикатор.

249. Каким будет результат опыта 6, если кальций карбонат заменить: а) натрий карбонатом; б) кальций сульфатом? Ответы обоснуйте.

28 Жиры

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав и свойства жиров;
- получить представление о производстве твердых и жидких жиров;
- понять биологическую роль жиров в организме.

В природе широко распространены соединения, общее название которых — жиры. Они хорошо известны нам из повседневной жизни (рис. 89).

Жиры — это эстеры глицерина и высших карбоновых кислот.

Общая формула жиров —

$$\begin{array}{l} CH_2-O-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-R \\ | \\ CH-O-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-R', \\ | \\ CH_2-O-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-R'' \end{array}$$

где R, R', R'' — углеводородные остатки (обычно они разные, но могут быть и одинаковыми).

Жиры чаще всего образуют насыщенные кислоты — пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$, стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$ и ненасыщенная олеиновая $C_{17}H_{33}COOH$ (§ 26). Если в состав молекулы жира входят три остатка стеариновой кислоты, то такой жир имеет название *тристеарин*, если три остатка олеиновой кислоты — *триолеин*.

Рис. 89.
Пищевые жиры

Природные жиры всегда содержат примеси, среди которых — жирные кислоты, витамины, другие биологически важные вещества, вода.

Классификация. В зависимости от происхождения жиры делят на животные и растительные.

Животные жиры (говяжий жир, свиное сало, сливочное масло) содержат преимущественно эстеры глицерина и насыщенных кислот — стеариновой и пальмитиновой. Жиры морских млекопитающих и рыб отличаются высоким содержанием эстеров ненасыщенных кислот, в молекулах которых имеются по меньшей мере четыре двойных связи.

Важнейшими среди *растительных жиров* являются подсолнечное, оливковое, кукурузное, льняное масло. Они содержат в основном эстеры олеиновой и других ненасыщенных кислот. В кокосовом и пальмовом жирах преобладают производные насыщенных кислот.

Физические свойства. Животные жиры, кроме рыбьего, являются твердыми веществами, а растительные — жидкостями (за исключением кокосового и пальмового).

Запах, цвет и вкус жиров обусловлен, как правило, различными примесями.

Это интересно
Жирную посуду моют специальными средствами, которые содержат вещества, отделяющие молекулы жира от поверхности посуды, но не растворяющие его.

Жиры нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в бензине, керосине, других органических растворителях. При встряхивании жидких жиров с водой образуются эмульсии (пример такой эмульсии — молоко).

Температуры плавления жиров зависят от того, какими кислотами они образованы. Жиры, молекулы которых содержат остатки насыщенных кислот, имеют более высокие температуры плавления и в обычных условиях являются твердыми. Эстеры ненасыщенных кислот — жидкости.

Химические свойства. Жиры, как и другие эстеры, в определенных условиях взаимодействуют с водой, а те, которые являются производными ненасыщенных кислот, присоединяют водород, галогены (рис. 90), окисляются калий перманганатом.

Гидролиз[1]. Так называют реакцию жира с водой, в результате которой образуются глицерин и соответствующие кислоты. Жир не взаи-

[1] Термин происходит от греческих слов hydōr — вода и lysis — разложение.

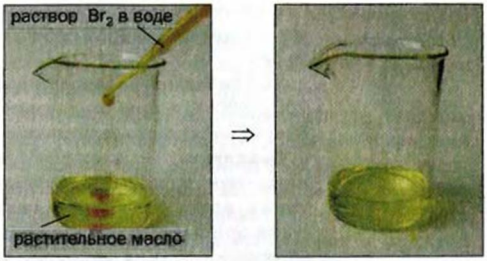
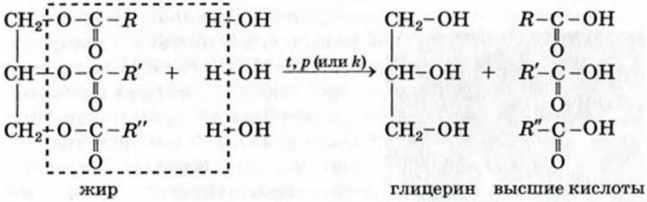


Рис. 90. Взаимодействие растительного масла с бромной водой

модействует даже с кипящей водой. Чтобы реакция протекала, необходимо нагреть смесь веществ до температуры 200—250 °C и создать определенное давление либо добавить катализатор (в живых организмах гидролиз жиров происходит с участием ферментов).

Схема реакции гидролиза жира:

$$\text{жир} + \text{вода} \xrightarrow{t,\ p\ (\text{или } k)} \text{глицерин} + \text{высшие кислоты}$$



Если гидролиз жиров осуществлять в присутствии щелочи, то, кроме глицерина, образуются смеси солей высших карбоновых кислот — мыла́. Этот процесс называют *омылением жиров*; на нем основано производство мыла.

Гидрирование. Жидкие жиры могут присоединять водород и превращаться в твердые жиры. Для осуществления такой реакции жир нагревают до температуры 160—240 °C и пропускают в него водород в присутствии катализатора:

$$\text{жидкий жир} \xrightarrow{+H_2,\ t,\ k} \text{твердый жир}.$$

Добавляя к продукту реакции молоко, сливочное масло, витамины A и D, производят заменитель сливочного масла — маргарин.

Рассмотренная реакция важна еще и потому, что из твердых жиров производят качественное мыло.

Термическое разложение. При температуре 250—300 °С жиры разлагаются с образованием смеси различных соединений.

Окисление. Во влажном воздухе жиры подвергаются гидролизу и окисляются. Продуктами таких превращений являются органические соединения с меньшим числом атомов Карбона в молекулах. Такие вещества чаще всего имеют неприятный запах и горький вкус (вспомните запах и вкус несвежего сливочного масла).

Ненасыщенные жиры окисляются калий перманганатом, другими окислителями.

При горении жиров происходит их полное окисление с образованием углекислого газа и воды, а также выделение значительного количества теплоты:

$$\text{жир} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O;\ \Delta H < 0.$$

Рис. 91.
В цеху завода по производству растительного масла

Получение жиров. Впервые синтез жира осуществил французский ученый М. Бертло в 1854 г., нагревая глицерин с высшей карбоновой кислотой в запаянном сосуде. Позже были изобретены другие методы синтеза жиров. Однако все они не получили промышленного применения, поскольку жиры очень распространены в природе и их извлекают из природного сырья (рис. 91).

Производство растительного масла осуществляют двумя методами. По первому методу высушенные и очищенные от примесей семена подсолнечника, других растений измельчают, нагревают и отжимают под прессом. При этом выделяется масло, которое собирают и очищают. Нагревание необходимо для уменьшения вязкости масла, чтобы оно легче извлекалось из семян под прессом. Кроме того, при повышенной температуре прекращается действие ферментов, которые разлагают жиры и вызывают их прогоркание.

Это интересно
В растениях жир накапливается в семенах (для питания зародышей).

Второй метод заключается в обработке семян нагретым летучим растворителем (гексаном, этанолом), в котором жир растворяется. Затем растворитель удаляют перегонкой.

Основной процесс в производстве твердого жира — вытапливание. Во время этого процесса жир плавится и отделяется от остатков мяса, воды, других веществ. Его очищают и заливают в формы для затвердевания.

Применение. Жиры используют в пищевой промышленности, производстве косметических средств, медицине, технике, для смазки изделий из металла с целью предотвращения коррозии. Переработкой жиров получают глицерин, мыло, олифу, многие другие вещества и материалы. Раньше некоторые жиры использовали как горючие вещества для освещения помещений.

Биологическая роль жиров. Жиры являются одними из важнейших пищевых продуктов. Это — основной источник энергии в организме. При полном окислении 1 г жира в организме выделяется в среднем 39 кДж теплоты, что вдвое превышает энергию, которую «вырабатывает» такая же масса белков или углеводов. Выделение большого количества воды при окислении жира имеет исключительное значение для животных (например, верблюдов), которые вынуждены длительное время жить без воды.

Высокая пищевая ценность жиров обусловлена также растворимостью в них некоторых витаминов (A, D, E).

Жиры играют важную роль в терморегуляции живых организмов. Они плохо проводят теплоту и поэтому защищают от переохлаждения пингвинов, китов, моржей, тюленей, других животных.

ВЫВОДЫ

Жиры — эстеры глицерина и высших карбоновых кислот.

Различают животные и растительные жиры. Животные жиры в основном являются твердыми

веществами; это — эстеры насыщенных кислот. Растительные жиры — преимущественно жидкости; они происходят от ненасыщенных кислот.

Жиры не растворяются в воде, но в определенных условиях взаимодействуют с ней, т. е. подвергаются гидролизу. Продуктами таких реакций являются глицерин и высшие карбоновые кислоты. Ненасыщенные жиры реагируют с водородом, галогенами. На воздухе жиры медленно окисляются, а при нагревании разлагаются.

Жиры имеют высокую энергетическую ценность и являются неотъемлемой составляющей нашего питания. Их используют в пищевой промышленности и других отраслях.

?

250. Назовите жиры, которые мы используем в качестве пищевых продуктов.
251. Из каких частей состоит молекула жира?
252. Какая связь существует между строением молекулы жира и его агрегатным состоянием?
253. Изобразите сокращенную структурную формулу молекулы жира, если она содержит:
    а) три остатка пальмитиновой кислоты;
    б) три остатка олеиновой кислоты;
    в) по одном остатку пальмитиновой, олеиновой и масляной кислот.
254. Назовите типы реакций, в которых принимают участие жиры.
255. Составьте уравнение реакции гидрирования триолеина, если ее продуктом является тристеарин.
256. Вычислите массу глицерина, который образуется при взаимодействии необходимого количества калий гидроксида с 9,8 кг триолеина.
257. Какой объем водорода (н. у.) необходим для превращения 55 кг триолеина в тристеарин?
258. Составьте термохимическое уравнение полного окисления тристеарина, предположив, что 1 г этого жира, сгорая, выделяет 40 кДж теплоты.

29 Углеводы. Глюкоза

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о составе углеводов;
- выяснить свойства глюкозы;
- узнать об использовании глюкозы.

Углеводы. В каждом растении содержится органическое вещество под названием «целлюлоза». Это вещество, а также крахмал, сахар, глюкоза являются *углеводами* (термин происходит от слов «углерод» и «вода»). Общая формула соединений этого класса — $\mathbf{C_n(H_2O)_m}$, или $C_nH_{2m}O_m$ (n и m могут иметь значения 3 и больше). При сильном нагревании без доступа воздуха углеводы разлагаются на углерод и воду (рис. 92).

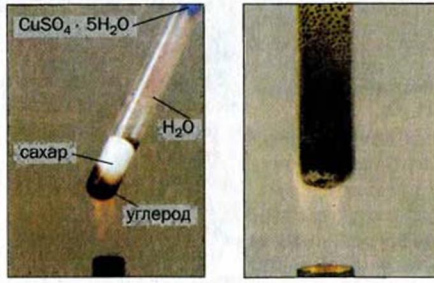


Рис. 92. Термическое разложение углеводов

Одни углеводы состоят из сравнительно небольших молекул, а другие — из молекул, содержащих многие тысячи атомов.

Углеводы — самые распространенные в природе органические соединения; они имеются во всех живых организмах.

В зеленых растениях и некоторых бактериях углеводы образуются в результате *фотосинтеза*. Это — сложный процесс, при котором проис-

ходит образование органических веществ из неорганических (углекислого газа, воды, растворимых солей) при участии солнечной энергии (рис. 93). Процесс фотосинтеза, осуществляемый растениями, сопровождается выделением кислорода.

Схема фотосинтеза углеводов —

углекислый газ + вода $\xrightarrow{h\nu}$ углеводы + кислород,

а обобщенное химическое уравнение —

$$nCO_2 + mH_2O \xrightarrow{h\nu} C_n(H_2O)_m + nO_2.$$

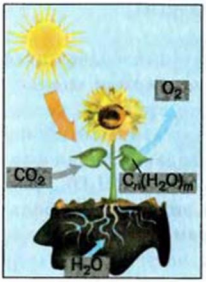


Рис. 93.
Фотосинтез

Человек и животные получают углеводы из растений (вместе с пищей, кормами). Эти вещества являются одним из источников энергии для организма, которая выделяется в результате химических реакций с их участием.

Углеводы делят на *моносахариды* (к ним относятся глюкоза, фруктоза), *дисахариды* (например, сахароза, или обычный сахар) и *полисахариды* (крахмал, целлюлоза). Ди- и полисахариды могут в определенных условиях взаимодействовать с водой (подвергаться гидролизу) и превращаться в моносахариды.

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$

Глюкоза. Это — один из важнейших моносахаридов. Соединение иногда называют виноградным сахаром; оно содержится в фруктах (больше всего — в винограде), меде, а в очень малом количестве — в крови человека и животных.

Химическая формула глюкозы — $C_6H_{12}O_6$. В молекуле глюкозы имеются различные функциональные группы — пять гидроксильных групп и одна альдегидная $-C\overset{O}{\underset{H}{}}$ (рис. 94, 95).

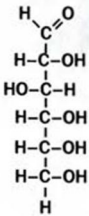


Рис. 94.
Структурная формула молекулы глюкозы

Формулу $C_6H_{12}O_6$ имеет еще один углевод, его название — фруктоза. Молекула этого соединения отличается от молекулы глюкозы своим строением.

Физические свойства. Глюкоза — белый порошок или бесцветные кристаллы. Соеди-

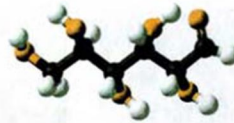


Рис. 95.
Шаростержневая модель молекулы глюкозы

нение хорошо растворимо в воде, имеет сладкий вкус. Глюкоза менее сладкая, чем сахар.

Химические свойства. Наличие в молекуле глюкозы различных функциональных групп обуславливает способность соединения вступать в реакции, которые являются характерными для каждой группы.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 22

Взаимодействие глюкозы с купрум(II) гидроксидом

В пробирку налейте 1 мл раствора натрий гидроксида и 3—4 капли раствора купрум(II) сульфата. К образовавшемуся осадку купрум(II) гидроксида добавьте 1 мл раствора глюкозы и смесь перемешайте. Каким стал цвет раствора? О чем он свидетельствует?

Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете?

Осуществив опыт, вы убедились в том, что глюкоза взаимодействует с купрум(II) гидроксидом в щелочной среде так же, как и глицерин (трехатомный спирт). Эта реакция подтверждает наличие в молекуле глюкозы нескольких гидроксильных групп.

При добавлении раствора глюкозы к осадку купрум(II) гидроксида и последующем нагревании происходит окисление альдегидной группы (–CHO) с ее превращением в карбоксильную группу (–COOH). Продуктом окисления глюкозы является глюконовая кислота, а купрум(II) гидроксид восстанавливается до купрум(I) оксида (в химическом уравнении используем сокращенную структурную формулу молекулы глюкозы):

$$CH_2OH-(CHOH)_4-C\begin{matrix}\diagup O\\ \diagdown H\end{matrix} + 2Cu(OH)_2 \rightarrow$$

глюкоза

$$\rightarrow CH_2OH-(CHOH)_4-C\begin{matrix}\diagup O\\ \diagdown OH\end{matrix} + Cu_2O\downarrow + 2H_2O.$$

глюконовая кислота

Рис. 96. Брожение виноградного сока

Глюкоза вступает в так называемые реакции брожения; они происходят с участием микроорганизмов. Под действием фермента дрожжей глюкоза в водном растворе превращается в этиловый спирт:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow.$$

глюкоза этанол

Процесс называют *спиртовым брожением*. Его издавна используют в виноделии (рис. 96) и пивоварении.

Ферменты молочнокислых бактерий превращают глюкозу в молочную кислоту (это — молочнокислое брожение):

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-COOH$$

глюкоза *молочная кислота*

Реакция происходит при квашении овощей, скисании молока.

Получение. В промышленности глюкозу получают, осуществляя в определенных условиях реакции крахмала или сахара с водой.

Применение. Глюкоза является сырьем для кондитерской промышленности (рис. 97, *а*). Из нее получают аскорбиновую кислоту (витамин С), кальций глюконат, другие вещества. Глюкозу также используют в медицине как легкоусвояемый и калорийный продукт при истощении или слабости человека (рис. 97, *б*). Это соединение входит в состав кровезаменяющих жидкостей (рис. 97, *в*). При окислении глюкозы выделяется необходимая для организма энергия:

Рис. 97. Применение глюкозы: *а* — печенье с глюкозой; *б* — сироп с глюкозой; *в* — раствор глюкозы для инъекций

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{+12[O]} 6CO_2 + 6H_2O^1; \quad \Delta H = -2870 \text{ кДж}.$$

ВЫВОДЫ

Углеводы — соединения с общей формулой $C_n(H_2O)_m$. Они являются одним из основных источников энергии для организма. Эти соединения образуются в зеленых растениях и некоторых бактериях в результате фотосинтеза.

Углеводы делят на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

Глюкоза — важнейший моносахарид. Формула соединения — $C_6H_{12}O_6$. В молекуле глюкозы имеются различные функциональные группы, которые обуславливают химические свойства соединения.

Глюкозу применяют в кондитерской промышленности, медицине.

?

259. Какие соединения называют углеводами? Объясните происхождение этого названия.
260. Покажите, что состав молекулы уксусной кислоты отвечает общей формуле углеводов $C_n(H_2O)_m$. Можно ли считать это соединение углеводом? Почему?
261. Как экспериментально доказать наличие в молекуле глюкозы:
    а) гидроксильных групп;
    б) альдегидной группы?

---

[1] Условной записью [O] в органической химии часто заменяют формулу вещества-окислителя.

262. Вычислите массовые доли элементов в глюкозе.
263. В какой массе воды нужно растворить 50 г глюкозы, чтобы приготовить раствор с массовой долей этого вещества 25 %?
264. Какой объем углекислого газа (н. у.) выделится при полном превращении 90 г глюкозы в этиловый спирт в результате ее брожения?
265. Вычислите растворимость глюкозы при 20 °С (в граммах на 100 г воды), если в 80 г насыщенного раствора вещества при указанной температуре содержится 43,7 г воды.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Фруктоза

Фруктоза, или фруктовый сахар, входит в состав многих фруктов и плодов, содержится в меде. Химическая формула фруктозы такая же, что и глюкозы, — $C_6H_{12}O_6$, но в молекуле фруктозы вместо альдегидной группы имеется кетонная группа $>C=O$ (рис. 98). Глюкоза и фруктоза являются изомерами.

Фруктоза — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Соединение в 3 раза слаще глюкозы и в 1,5 раза — обычного сахара (сахарозы).

Фруктозу и ее производные используют в медицине, в питании больных сахарным диабетом.

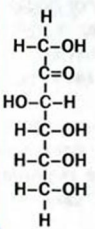


Рис. 98.
Структурная формула молекулы фруктозы

30 Сахароза

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав и свойства сахарозы, или обычного сахара;
- получить представление о производстве сахара.

Сахароза — соединение, известное каждому; это обычный сахар. Он является важным пищевым продуктом. Больше всего этого вещества содержится в сахарной свекле и сахарном трост-

нике (рис. 99); массовая доля сахарозы в них может достигать 27 %. Сахароза есть также в листьях и соках деревьев, фруктов, овощей. Она образуется в растениях при фотосинтезе.

Рис. 99. Растения с высоким содержанием сахарозы: *а* — сахарная свекла; *б* — сахарный тростник

Формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$. Этот углевод относится к дисахаридам. Его молекула состоит из остатков молекул двух моносахаридов — глюкозы и фруктозы.

Физические свойства. Сахароза — белое кристаллическое вещество (рис. 100), сладкое на вкус, очень хорошо растворимое в воде (при 20 °C — 203 г вещества в 100 г воды, а при 100 °C — 487 г). Насыщенный раствор сахара имеет высокую вязкость; его часто называют сиропом.

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$

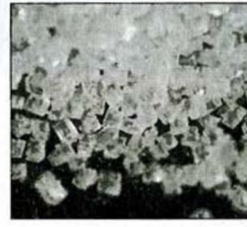


Рис. 100. Микрофотография сахарозы

При температуре 184 °C сахароза плавится, а при дальнейшем нагревании начинает разлагаться. Ее расплав приобретает коричневую окраску, и появляется запах подгоревшего сахара. Такое превращение сахара называют карамелизацией (термин происходит от слова «карамель»).

Химические свойства. Сахароза в определенных условиях взаимодействует с водой, а также вступает в реакции, характерные для многоатомных спиртов.

Гидролиз. Под действием ферментов или при нагревании с сильными неорганическими кислотами сахароза подвергается гидролизу. В результате такой реакции из каждой молекулы соединения образуются две молекулы соответствующих моносахаридов:

$$\text{сахароза} + \text{вода} \xrightarrow{k \text{ или } t,\ H_2SO_4} \text{глюкоза} + \text{фруктоза}.$$

Реакция с купрум(II) гидроксидом. В молекуле сахарозы имеется несколько гидроксильных групп. Поэтому соединение взаимодействует с купрум(II) гидроксидом аналогично глицерину и глюкозе.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 23

Реакция сахарозы с купрум(II) гидроксидом

В пробирку налейте 1 мл раствора натрий гидроксида и 3—4 капли раствора купрум(II) сульфата. Наблюдайте образование осадка купрум(II) гидроксида. Добавьте в пробирку 1—2 мл водного раствора сахарозы (сахара) и перемешайте смесь. Что наблюдаете?

Нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения. Образуется ли осадок купрум(I) оксида, как в опыте с глюкозой (с. 181)?

При добавлении раствора сахарозы к осадку купрум(II) гидроксида он растворяется; жидкость окрашивается в синий цвет. Но, в отличие от глюкозы, сахароза не восстанавливает купрум(II) гидроксид до купрум(I) оксида.

Дегидратация. При действии на сахарозу концентрированной сульфатной кислоты органическое соединение начинает разлагаться: кислота «отбирает» у молекул сахара молекулы воды. Упрощенная схема превращения:

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4(\text{конц.})} 12C + 11H_2O.$$

Эту реакцию часто демонстрируют как интересный опыт; его название — «чертов палец». В небольшой химический стакан насыпают (на 1/3—1/4 его объема) растертый сахар-песок и доливают немного воды. Вещества нужно хорошо перемешать стеклянной палочкой. Затем добавляют концентрированную сульфатную кислоту (до половины объема стакана) и быстро перемешивают. Смесь разогревается, темнеет и начинает вспучиваться (рис. 101). Выделяется водяной пар, а сахар превращается в углерод (твердый остаток имеет черный цвет).

Рис. 101. Разложение сахара под действием концентрированной сульфатной кислоты

Окисление. Выполнив лабораторный опыт, вы убедились в том, что сахароза не восстанавливает соединение Купрума(II), т. е. не склонна к «мягкому» окислению и превращению в другое органическое соединение.

Полное окисление вещества обычно происходит при его горении. Попробуйте поджечь сахар. Это вам не удастся. Но если на кусочек сахара насыпать немного пепла от сигареты и поднести горящую спичку, сахар загорится (рис. 102). Пепел является катализатором этой реакции.

Рис. 102. Горение сахара

Получение. Сахарозу производят в большом количестве. На сахарных заводах (рис. 103) свеклу моют, измельчают и промывают горячей водой до полного извлечения сахара из свекловичной стружки. При этом вещества, хорошо растворимые в воде, в том числе и сахароза, переходят в раствор, а те, которые образуют коллоидный раствор (белки, крахмал), остаются в клетках растения. Затем к раствору добавляют суспензию извести. Кальций гидроксид реагирует с органическими кислотами, другими веществами с образованием малорастворимых соединений. Сахароза взаимодействует с известью, превращаясь в растворимый кальций сахарат. Полученный раствор фильтруют и пропускают в него углеки-

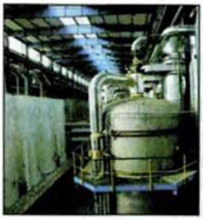


Рис. 103.
Цех сахарного завода

Рис. 104.
Сахар

слый газ. Кальций сахарат и остаток извести реагируют с углекислым газом с образованием сахарозы и осадка кальций карбоната. Раствор сахарозы фильтруют, дополнительно очищают и выпаривают. Из него кристаллизуется сахар.

Украина является одним из крупнейших производителей сахара в мире. В нашей стране работает свыше 100 сахарных заводов. Ежегодный объем их продукции составляет от 1,5 до 2 млн т.

Применение. Сахароза — важный пищевой продукт (рис. 104). Сахар используют непосредственно и в составе разнообразных кондитерских изделий. Он является консервантом для фруктов и ягод, поэтому его используют для изготовления варенья, джема и пр. (при этом соотношение масс сахара и плодов должно быть не менее чем 1 : 1).

Сахароза является сырьем для получения спирта, некоторых других органических соединений.

ВЫВОДЫ

Сахароза (обычный сахар) $C_{12}H_{22}O_{11}$ — углевод, известный каждому. Он является важной составляющей нашего питания. Вещество содержится в сахарной свекле, сахарном тростнике.

Сахароза — белое кристаллическое вещество, имеющее сладкий вкус, хорошо растворимое в воде. В определенных условиях сахароза подвергается гидролизу, превращаясь в глюкозу и фруктозу, взаимодействует с купрум(II) гидроксидом, а при нагревании разлагается.

Сахар получают из природного сырья в большом количестве. Его используют в качестве пищевого продукта, добавляют в кондитерские изделия. Из сахара производят часть этилового спирта.

?

266. Почему сахарозу относят к дисахаридам?
267. Как можно отличить сахарозу от глюкозы?
268. Как из сахарозы получить этанол? Напишите соответствующие химические уравнения и укажите условия протекания реакций.
269. Назовите химические превращения, которые происходят при производстве сахара.
270. Вычислите массовые доли элементов в сахарозе.
271. Какое количество вещества сахарозы содержится в 0,5 кг этого углевода?
272. Какую массу сахарозы необходимо взять для приготовления 500 г раствора с массовой долей соединения 10 %? (Устно.)
273. Смешали 200 г раствора сахарозы с массовой долей соединения 5 % и 300 г раствора сахарозы с массовой долей соединения 20 %. Вычислите массовую долю сахарозы в полученном растворе.
274. Какой объем этилового спирта, содержащего 4 % воды по массе и имеющего плотность 0,79 г/см^3, можно получить из 50 кг сахара? Считайте, что реакции происходят полностью, а потери веществ отсутствуют.

31 Крахмал. Целлюлоза

Материал параграфа поможет вам:

- найти отличия в составе крахмала и целлюлозы;
- узнать о распространенности крахмала и целлюлозы в природе;
- сопоставить свойства крахмала и целлюлозы;
- выяснить сферы применения крахмала и целлюлозы.

Крахмал и целлюлоза являются полисахаридами. Эти углеводы, как глюкоза и сахароза, содержатся в растениях. Крахмал и целлюлоза — природные полимеры. Их молекулы состоят из сотен и тысяч групп атомов $C_6H_{10}O_5$ — остатков молекулы глюкозы:

$$...-C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5-C_6H_{10}O_5-...$$

Крахмал и целлюлоза имеют одинаковую общую формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, но значения n для них разные; молекулы целлюлозы намного длиннее, чем крахмала.

Крахмал. Это вещество, как и сахар, очень важно для человека, поскольку оно входит в состав многих пищевых продуктов.

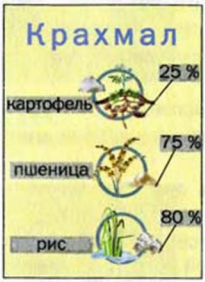


Рис. 105. Содержание крахмала (по массе) в растениях

Крахмал — своеобразный аккумулятор энергии в растениях, необходимый прежде всего для развития их зародышей. Он образуется в листьях и стеблях в результате фотосинтеза и взаимопревращения углеводов:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2;$$

$$nC_6H_{12}O_6 \rightarrow \underset{\text{крахмал}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O.$$

Крахмал накапливается в семенах, клубнях, плодах, корнях растений (рис. 105).

Физические свойства. Крахмал — белое зернистое вещество, не имеющее запаха и вкуса, не растворяется в холодной воде, а в теплой образует коллоидный раствор. Вязкий раствор крахмала используют в качестве клея (его название — крахмальный клейстер).

Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$

Картофельный крахмал внешне похож на пшеничную муку. Его можно отличить от муки по такому эффекту: при растирании крахмала пальцами ощущается поскрипывание вследствие взаимного трения его зерен.

При нагревании крахмал не плавится, а разлагается.

Строение. Крахмал — не чистое вещество, а смесь двух полимерных углеводов — *амилозы* и *амилопектина*. Эти соединения имеют такую же формулу, что и крахмал, — $(C_6H_{10}O_5)_n$. Амилоза состоит из неразветвленных молекул, а молекулы амилопектина имеют разветвления.

Это интересно
Крахмал, полученный из картофеля, называют картофельной мукой.

Амилозы в картофельном крахмале в несколько раз меньше, чем амилопектина. Амилоза находится внутри каждого зерна крахмала,

амилопектин — в оболочках зерен. При добавлении к крахмалу теплой воды оболочка разрушается, амилоза переходит в раствор, а амилопектин лишь набухает.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 24
Отношение крахмала к воде

Насыпьте в пробирку немного крахмала (чтобы он едва покрыл ее дно), добавьте приблизительно 4 мл воды и перемешайте смесь. Растворяется ли крахмал в холодной воде?

Постоянно встряхивая, нагрейте содержимое пробирки до кипения. Наблюдайте образование коллоидного раствора.

Охладите полученный раствор, поместив пробирку с ним в стакан с холодной водой, и оставьте для следующего опыта.

Химические свойства. Под действием ферментов или при нагревании с разбавленными неорганическими кислотами крахмал подвергается *гидролизу*:

$$\text{крахмал} + \text{вода} \xrightarrow{k \text{ или } t,\ H_2SO_4} \text{глюкоза.}$$

Упрощенное химическое уравнение этого процесса:

$$\underset{\text{крахмал}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \xrightarrow{k \text{ или } t,\ H_2SO_4} \underset{\text{глюкоза}}{nC_6H_{12}O_6}.$$

Гидролиз крахмала происходит ступенчато: крахмал → декстрины → глюкоза.

Декстрины — соединения, имеющие такую же формулу, что и крахмал, но меньшую молекулярную массу. Они хорошо растворяются в воде и поэтому легче усваиваются организмом. Декстрины образуются при жарке картофеля, выпекании хлеба.

Смесь продуктов гидролиза крахмала называют патокой. Ее используют в кондитерской промышленности.

Взаимодействие с иодом. Раствор иода дает с крахмалом характерное синее окрашивание (рис. 106), которое при нагревании до 100 °С

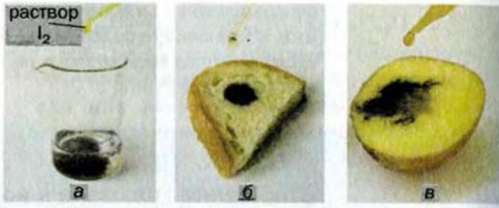


Рис. 106. Обнаружение крахмала: *а* — в растворе; *б* — в хлебе; *в* — в картофеле

исчезает, а при охлаждении появляется снова. Так можно отличить крахмал от других органических веществ.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 25
Взаимодействие крахмала с иодом

К раствору крахмала, приготовленному в предыдущем опыте, добавьте каплю иодной настойки и зафиксируйте появление характерной окраски.

Нагрейте жидкость до кипения. Изменился ли цвет раствора? Охладите содержимое пробирки. Что наблюдаете?

Крахмал отличается от глюкозы и сахарозы тем, что в его растворе не растворяется осадок купрум(II) гидроксида. Как и сахароза, крахмал не восстанавливает соединение Купрума(II). В этом — одно из его отличий от глюкозы.

Получение. Крахмал получают в промышленности преимущественно из картофеля и кукурузы. Сырье измельчают, обрабатывают холодной водой, которая извлекает зерна крахмала. Их отделяют отстаиванием или центрифугированием.

Применение. Крахмал — важный пищевой продукт. Он является сырьем для получения глюкозы, этилового спирта, ацетона, глицерина, лимонной кислоты. Его также используют при изготовлении бумаги, текстиля, некоторых пластмасс, клеев, витаминов, в домашнем хозяйстве. Крахмал добавляют в некоторые пищевые продукты, в частности, в колбасные изделия.

Рис. 107.
Содержание целлюлозы (по массе) в растениях

Целлюлоза. Это наиболее распространенный углевод в растительном мире. Целлюлоза выполняет роль «строительного» материала в растениях; она образует оболочки растительных клеток. Этим объясняется другое название вещества — клетчатка.

Целлюлоза содержится в хлопке, льне (рис. 107), камыше, других растениях, в том числе фруктах и овощах. Целлюлоза есть и в муке, мучных изделиях, крупах.

Молекулы целлюлозы имеют неразветвленное строение.

Целлюлоза
$(C_6H_{10}O_5)_n$

Свойства. Чистая целлюлоза — твердое волокнистое вещество белого цвета, нерастворимое в воде и органических растворителях. Целлюлоза, в отличие от крахмала, не изменяет окраску раствора иода.

Гидролиз. Целлюлоза взаимодействует с водой в таких же условиях, что и крахмал, — при нагревании и наличии сильной кислоты. Этот процесс имеет ступенчатый характер; конечным продуктом является глюкоза. Упрощенное химическое уравнение гидролиза целлюлозы:

$$\underset{\text{целлюлоза}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \xrightarrow{t,\ H_2SO_4} \underset{\text{глюкоза}}{nC_6H_{12}O_6}.$$

В природных условиях целлюлоза постепенно разлагается. Этот процесс происходит с участием микроорганизмов. Конечные продукты превращения целлюлозы — углекислый газ и вода, а в отсутствие воздуха (например, на дне водоемов) вместо углекислого газа образуется метан.

Получение. Целлюлозу производят из древесины, некоторых растений. Сырье измельчают, обрабатывают при нагревании и небольшом давлении растворами различных реагентов для извлечения примесей. Остаток, который является чистой целлюлозой, высушивают.

Применение. Бумага, картон, разнообразные ткани, волокна, лаки, эмали, некоторые пласт-

массы, целлофан — все это изготавливают из целлюлозы и ее производных. Целлюлозу используют в производстве бездымного пороха, ацетатного шелка.

Это интересно
Целлюлоза, пропитанная кислотой и высушенная, рассыпается в порошок.

Волокна из целлюлозы имеют много ценных качеств. Они прочны, гигроскопичны, легко подвергаются крашению. Вместе с тем эти волокна недостаточно эластичны, плохо сохраняют форму, горят, разрушаются микроорганизмами. Указанные недостатки устраняют, обрабатывая ткани различными веществами.

Бумага — один из важнейших материалов на основе целлюлозы. Без нее невозможно представить нашу жизнь. Бумагу изобрели в Китае во II в. до н. э. Ее изготавливали сначала из хлопка, бамбука, а в средние века — также из ветоши. В XVIII ст. для этого начали использовать древесину.

Ныне промышленность выпускает много видов бумаги — газетную, для печати и письма, упаковочную и т. п. Фильтровальная бумага — почти чистая целлюлоза.

ВЫВОДЫ

Крахмал и целлюлоза — полисахариды. Эти углеводы являются природными полимерами. Они имеют одинаковую химическую формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, но с разными значениями n (у целлюлозы они больше).

Крахмал является смесью двух соединений — амилозы и амилопектина. Он накапливается в картофеле, семенах злаков, других растениях. С водой крахмал образует коллоидный раствор, а в определенных условиях подвергается гидролизу. Крахмал используют в пищевой промышленности, а также как сырье для производства спирта, глюкозы.

Целлюлоза — главная составляющая растений. Это белое волокнистое вещество, нерастворимое в воде. В присутствии кислоты целлюлоза

подвергается гидролизу. Целлюлозу используют в производстве бумаги, картона, волокнистых материалов, натуральных тканей.

?

275. Почему, на ваш взгляд, крахмал и целлюлозу называют полисахаридами?
276. Составьте уравнение реакции горения полисахарида.
277. Как осуществить такие превращения: целлюлоза → глюкоза → → этанол? Напишите соответствующие химические уравнения и укажите условия, при которых происходят реакции.
278. Какую массу картофеля, содержащего 20 % крахмала по массе, нужно взять для получения 100 кг этанола, если общие производственные потери составляют 15 %?
279. Вычислите массу крахмала, который образовался в результате фотосинтеза, если растения выделили 8 т кислорода.

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Обнаружение крахмала в пищевых продуктах

Определите наличие крахмала или его отсутствие в пищевых продуктах (или их растворах) с помощью спиртового раствора иода.

Результаты эксперимента занесите в таблицу:

№ опыта	Название пищевого продукта	Окраска раствора иода, контактирующего с пищевым продуктом	Вывод
1.	Пшеничная мука		
...			

Извлечение крахмала из картофеля

Сырую очищенную картофелину натрите на мелкой терке, отожмите сок через марлю в стакан и оставьте его на некоторое время. Зерна крахмала осядут на дно сосуда. Осторожно слейте жидкость над крахмалом. Добавьте к зернам крахмала холодную воду и после отстаивания смеси снова слейте жидкость. Полученный крахмал высушите.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

Распознавание оксигенсодержащих органических соединений

Все оксигенсодержащие органические соединения образованы тремя элементами — Карбоном, Гидрогеном и Оксигеном. В этой практической работе вам предстоит распознать несколько соединений, выявляя в них функциональные группы, а также некоторые свойства (например, растворимость в воде).

В каждом опыте используйте небольшое количество вещества или раствора. Желательно, чтобы их определенные порции остались после работы (тогда при необходимости можно повторить эксперимент).

Перед выполнением задания решите:

- какие химические реакции нужно провести;
- какие реактивы вам потребуются;
- что взять для осуществления реакции — вещество или его раствор;
- помешает ли опыту избыток одного из реагентов, или же он будет необходим;
- нужно ли нагревание.

Задание 1. Распознавание твердых веществ — крахмала, лимонной кислоты, сахара и глюкозы.

Задание 2. Распознавание растворов уксусной кислоты, этанола, глицерина и глюкозы.

В вашем распоряжении — полоски универсальной индикаторной бумаги, вода, растворы щелочи и соли Купрума(II), спиртовка.

Продумайте последовательность выполнения каждого задания и составьте план.

Ваши действия, наблюдения, химические уравнения и выводы запишите в таблицу:

Последовательность действий	Наблюдения	Вывод
Задание 1. Распознавание ...		
...	...	...
Уравнение реакции (уравнения реакций):		

Нитрогенсодержащие органические соединения

Органические соединения, в молекулах которых есть атомы Нитрогена, очень важны. Особое место среди них занимают *белки*. Благодаря этим соединениям существует жизнь на нашей планете. В синтезе белков, который происходит в живых организмах, участвуют *нуклеиновые кислоты*. Они сохраняют и воспроизводят генетическую информацию. Нитрогенсодержащими соединениями являются также многие *физиологически активные вещества*, стимулирующие или угнетающие различные биологические процессы в организме. Среди них — витамины, антибиотики, наркотики.

Ознакомление с нитрогенсодержащими органическими соединениями обычно начинают с *аминов*.

32 Амины. Метиламин[1]

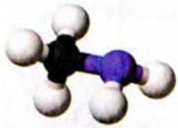
Материал параграфа поможет вам:

- отличать амины от других органических соединений;
- выяснить строение молекулы метиламина;
- узнать об осно́вных свойствах метиламина.

Амины. К классу аминов относятся многие соединения, образованные тремя элементами — Карбоном, Гидрогеном и Нитрогеном.

Амины — это продукты замещения атомов Гидрогена в молекуле аммиака на углеводородные остатки.

[1] Параграф не обязателен для изучения, однако изложенный в нем материал поможет впоследствии объяснить осно́вные свойства аминокислот.



а

б

Рис. 108.
Модели молекулы метиламина:
а **— шаростержневая;**
б **— масштабная. Белые шарики — атомы Гидрогена, черные — атомы Карбона, синие — атомы Нитрогена**

Приводим схему замещения атома Гидрогена в молекуле аммиака на метильную группу $-CH_3$:

$$\underset{\text{аммиак}}{H-\underset{\underset{H}{|}}{N}-H} \Rightarrow \underset{\text{амин}}{H-\underset{\underset{H}{|}}{N}-CH_3}.$$

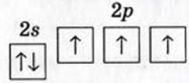
Группу атомов $-NH_2$ называют ***аминогруппой***. Общая формула аминов, молекулы которых содержат эту группу: $\boldsymbol{R-NH_2}$.

Амины различного состава и строения встречаются в природе. Эти соединения используют для производства полимеров, синтетических волокон, красителей, некоторых лекарственных препаратов.

Метиламин. Простейшим соединением класса аминов является метиламин CH_3NH_2.

Строение молекулы. Молекула метиламина состоит из двух частей — углеводородного остатка $-CH_3$ и аминогруппы $-NH_2$.

Атом Нитрогена в молекуле метиламина (рис. 108) образует три простых ковалентных связи — с атомом Карбона и двумя атомами Гидрогена. В этих связях участвуют три неспаренных электрона второго энергетического уровня атома Нитрогена:



Кроме них, на этом уровне имеется пара 2*s*-электронов.

Поскольку Нитроген более электроотрицателен, чем Карбон и Гидроген, ковалентные связи атома этого элемента с другими атомами в молекуле метиламина наиболее полярны (рис. 109). Полярной является и сама молекула CH_3NH_2.

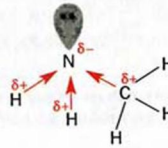


Рис. 109.
Смещение общих электронных пар в молекуле метиламина

Физические свойства. В обычных условиях метиламин — газ с резким неприятным запахом. Соединение хорошо растворяется в воде (как вы думаете, почему?), спирте, ацетоне. Температура кипения метиламина −6,3 °С. Она намного выше, чем у соответствующего углеводорода — метана CH_4 (−161,5 °С). Это объясняется существованием между молекулами метиламина водородных связей.

Химические свойства. Способность метиламина вступать в реакции, рассмотренные ниже, обусловлена наличием в атоме Нитрогена «неподеленной» пары 2*s*-электронов.

Реакция с водой. Метиламин в водном растворе проявляет осно́вные свойства. Количество ионов OH^- в нем значительно больше, чем в чистой воде.

Что же происходит в этом растворе?

Между молекулами воды и метиламина образуются водородные связи

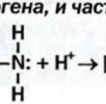
$$HO\overset{\delta+}{H}\cdot\cdot\cdot\overset{\delta-}{N}H_2CH_3,$$

которые вызывают диссоциацию многих молекул воды:

$$HOH \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Ионы OH^- остаются в растворе, обуславливая его щелочную реакцию, а ионы H^+ соединяются с молекулами метиламина CH_3NH_2.

Объясним, почему происходит такое соединение. В ионе H^+ нет электронов; 1s-орбиталь в нем вакантная. При контакте частиц H^+ и CH_3NH_2 в эту орбиталь переходит пара 2s-электронов атома Нитрогена, и частицы соединяются:



$$CH_3{-}\underset{H}{\overset{H}{N}}{:} + H^+ \rightarrow [CH_3{-}\underset{H}{\overset{H}{N}}{-}H]^+,$$

или $CH_3NH_2 + H^+ \rightarrow [CH_3NH_3]^+$.

Таким образом, атом Нитрогена образует четвертую связь. Поскольку эту связь обеспечивает пара электронов, то она является ковалентной, как и три другие связи атома Нитрогена.

Суммарная схема взаимодействия метиламина с водой:

$$\underset{\text{метиламин}}{CH_3\ddot{N}H_2} + H{-}OH \rightleftarrows \underset{\text{ион метиламмония}}{[CH_3NH_3]^+} + OH^-.$$

Щелочную среду в водном растворе метиламина можно обнаружить с помощью индикатора.

Если основания NaOH, $Ca(OH)_2$ и др. мы характеризовали как соединения, *диссоциирующие с образованием ионов OH^-*, то метиламин CH_3NH_2 — тоже основание, но иного типа. Его основные свойства обусловлены способностью молекул *присоединять катионы H^+*.

Это интересно
Соединяться с ионом H^+ может и молекула аммиака: $NH_3 + H^+ \rightarrow \rightarrow NH_4^+$.

Реакции с кислотами. Метиламин взаимодействует с кислотами. Продуктами таких реакций являются соли — ионные соединения, растворимые в воде:

$$\underset{\text{метиламин}}{CH_3NH_2} + HCl \rightarrow \underset{\text{метиламмоний хлорид}}{[CH_3NH_3]Cl}.$$

Преобразуем молекулярное уравнение в ионно-молекулярное:

$$CH_3NH_2 + H^+ + Cl^- \rightarrow [CH_3NH_3]^+ + Cl^-;$$

$$CH_3NH_2 + H^+ \rightarrow [CH_3NH_3]^+.$$

Реакция горения. Метиламин горит на воздухе:

$$4CH_3NH_2 + 9O_2 \rightarrow 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2.$$

Смеси метиламина с воздухом взрывоопасны.

Применение. Метиламин используют для производства лекарств, красителей, растворителей, средств защиты растений от болезней и вредителей.

Физиологическое действие. Метиламин — токсичное соединение. Он раздражает слизистые оболочки, угнетает дыхание, отрицательно действует на нервную систему, внутренние органы.

ВЫВОДЫ

Амины — продукты замещения атомов Гидрогена в молекуле аммиака NH_3 на углеводородные остатки.

Простейшим по составу амином является метиламин CH_3NH_2. Молекула соединения содержит группу атомов $-NH_2$; ее называют аминогруппой.

Метиламин — токсичный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Водный раствор этого соединения содержит ионы OH^-. Метиламин — органическое основание. Он взаимодействует с кислотами, образуя соли, содержащие катионы $[CH_3NH_3]^+$.

?

280. Какие соединения называют аминами?
281. Охарактеризуйте строение молекулы метиламина.
282. Объясните, почему метиламин является органическим основанием.
283. Как по составу и строению вещества можно предвидеть возможность проявления им основных свойств?
284. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах) метиламина с бромидной и нитратной кислотами.
285. Вычислите массовую долю Нитрогена в метиламине.
286. Определите плотность метиламина при нормальных условиях и его относительную плотность по водороду.
287. Какой объем воздуха достаточен для полного сгорания 200 мл метиламина?
288. Массовая доля Нитрогена в образце технического метиламина составляет 42 %. Вычислите массовую долю примесей в образце.

33 Аминокислоты. Аминоуксусная кислота

Материал параграфа поможет вам:

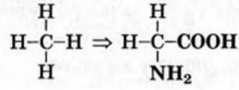
- отличать аминокислоты от других органических соединений;
- выяснить строение молекулы аминоуксусной кислоты;

- объяснить амфотерность аминоуксусной кислоты;
- понять суть взаимодействия между аминокислотами.

Аминокислоты. Существуют органические соединения, которые играют очень важную роль в природе. Это *аминокислоты*.

Аминокислоты — производные углеводородов, в молекулах которых имеются аминогруппы и карбоксильные группы.

Пример замещения атомов Гидрогена в молекуле углеводорода на соответствующие функциональные группы:



углеводород аминокислота

α-Аминокислоты

$R-\underset{\underset{NH_2}{|}}{CH}-COOH$

Кислоты, в молекулах которых аминогруппа соединена с атомом Карбона, ближайшим к карбоксильной группе, называют *α-аминокислотами*.

Двадцать строго определенных аминокислот составляют основу белков. Часть этих аминокислот образуется в клетках из продуктов обмена веществ; их называют *заменимыми*. Другие, *незаменимые* α-аминокислоты, человек и животные получают вместе с пищей. Некоторые α-аминокислоты являются антибиотиками, витаминами.

Для α-аминокислот чаще используют тривиальные названия. Кроме того, эти соединения обозначают символами. Каждый символ состоит из трех первых букв тривиального названия аминокислоты.

Аминоуксусная кислота

NH_2-CH_2-COOH

Аминоуксусная кислота. Простейшей α-аминокислотой является аминоуксусная кислота NH_2CH_2COOH (рис. 110). Ее тривиальное название — глицин[1]. Сокращенные обозначения (символы) соединения — Гли, Gly.

[1] Название происходит от греческого слова glykys — сладкий.

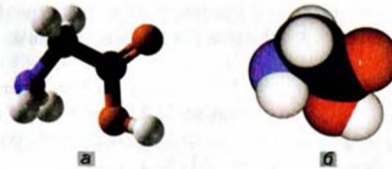


Рис. 110. Модели молекулы аминоуксусной кислоты: *а* — шаростержневая; *б* — масштабная

Физические свойства. Аминоуксусная кислота (глицин) — кристаллическое вещество (рис. 111), имеющее сладкий вкус, растворимое в воде и нерастворимое в органических растворителях.

Рис. 111. Аминоуксусная кислота (глицин)

Химические свойства. В молекуле аминоуксусной кислоты имеются две функциональные группы: карбоксильная –COOH и аминогруппа $-NH_2$. Первая обуславливает кислотные свойства соединения, а вторая — оснóвные. Поэтому аминоуксусная кислота является амфотерным соединением. Она реагирует и со щелочами, и с кислотами. Продуктами таких реакций являются соли.

Во взаимодействии аминоуксусной кислоты (глицина) со щелочью принимают участие карбоксильные группы ее молекул

$$\underset{\text{аминоуксусная кислота}}{NH_2CH_2\mathbf{COOH}} + NaOH \rightarrow \underset{\text{натрий аминоацетат}}{NH_2CH_2COONa} + H_2O,$$

а в реакции с сильной кислотой — аминогруппы:

$$\underset{\text{глицин}}{NH_2CH_2COOH} + HCl \rightarrow \underset{\text{соль глицина (хлорид)}}{[NH_3CH_2COOH]Cl}.$$

Аминоуксусная кислота (в растворе), как и карбоновые кислоты, вступает в реакции с активными металлами, оснóвными оксидами, основаниями, некоторыми солями, спиртами.

▶ Напишите уравнение реакции аминоуксусной кислоты с магнием.

Аминоуксусная кислота взаимодействует с купрум(II) гидроксидом (в щелочной среде); при этом образуется раствор синего цвета (рис. 112).

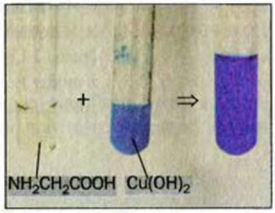


Рис. 112. Реакция раствора аминоуксусной кислоты с купрум(II) гидроксидом

Реакции между аминокислотами. В определенных условиях молекулы аминоуксусной и других α-аминокислот могут взаимодействовать друг с другом. Продуктами таких реакций являются *пептиды*[1].

Приводим схему образования дипептида из двух молекул аминоуксусной кислоты:

$$NH_2-CH_2-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\boxed{OH+H}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-CH_2-COOH \rightarrow$$

$$\rightarrow NH_2-CH_2-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-CH_2-COOH + H_2O.$$

Эта реакция обратима. Противоположное превращение — гидролиз дипептида — происходит при нагревании в присутствии сильных кислот или щелочей.

В молекуле дипептида, как и аминокислоты, имеются аминогруппа и карбоксильная группа. Любая из этих групп может реагировать с соответствующей группой другой молекулы аминокислоты с образованием молекулы трипептида. Из многих молекул аминокислот образуются полипептиды.

---

[1] Термин происходит от греческого слова peptos — сваренный.

Молекулы пептидов содержат одинаковые группы атомов, которые называют *пептидными группами*:

$$-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-$$

Образование полипептидов из α-аминокислот составляет основу синтеза белков в живом организме.

Это интересно
Вкус натриевой соли глутаминовой кислоты напоминает вкус мяса. Это соединение используют в качестве приправы.

Применение. Аминокислоты широко используют как лекарственные препараты при заболеваниях крови, печени, поджелудочной железы, нарушениях нервной системы и обмена веществ. Некоторые аминокислоты обезвреживают токсичные вещества в организме, являются пищевыми добавками для животных, сырьем для производства синтетических волокон, пластмасс.

Аминоуксусную кислоту (глицин) используют как исходное вещество для получения органических соединений, в медицине, иногда — для обработки кинофотоматериалов.

ВЫВОДЫ

Аминокислоты — производные углеводородов, в молекулах которых имеются аминогруппы и карбоксильные группы. Если аминогруппа соединена с атомом Карбона, ближайшим к карбоксильной группе, то такие соединения называют α-аминокислотами.

Фрагменты молекул двадцати α-аминокислот входят в состав молекул белков.

Простейшая α-аминокислота — аминоуксусная NH_2CH_2COOH. Это кристаллическое вещество со сладким вкусом. Аминоуксусная кислота является амфотерным соединением; она реагирует со щелочами и сильными кислотами.

Молекулы аминоуксусной и других аминокислот могут взаимодействовать друг с другом. При этом образуются пептиды — соединения, молекулы которых содержат остатки молекул аминокислот, соединенные группами атомов –CO–NH– (пептидными группами).

Аминокислоты используют в медицине, производстве полимерных материалов, добавляют в корма сельскохозяйственных животных.

?

289. Какие соединения называют аминокислотами?
290. Почему аминокислоты являются амфотерными соединениями?
291. Составьте уравнения реакций:
   а) $NH_2CH_2COOH + MgO \rightarrow ...$;
   б) $NH_2CH_2COOH + KOH \rightarrow ...$;
   в) $NH_2CH_2COOH + HBr \rightarrow ...$;
   г) $... + ... \rightarrow NH_2-CH_2-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-CH_2-COOH + ...$.
292. Напишите уравнение реакции эстерификации с участием аминоуксусной кислоты и этанола.
293. Вычислите массовые доли элементов в аминоуксусной кислоте.
294. В раствор, содержащий 15 г аминоуксусной кислоты, добавили достаточное количество барий гидроксида. Напишите формулу соли, которая образовалась, и вычислите ее массу.
295. Какой объем газа (н. у.) выделится в результате реакции раствора аминоуксусной кислоты:
   а) с 1,2 г магния;
   б) с 0,03 моль натрий карбоната?

34 Белки

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав белков;
- понять строение молекул белков;
- узнать о свойствах белков;
- получить представление о значении белков для живых организмов.

В природе нашей планеты есть вещества, без которых существование живых организмов было бы невозможным. Это — *белки*.

Белки — полипептиды, выполняющие специфические биологические функции в живых организмах.

Известно очень много белков. Они осуществляют и регулируют обмен веществ в клетках, в то же время являясь для них «строительным» материалом. Белки реагируют на изменение внешней среды, изменяясь и приспосабливаясь к новым условиям. Они обеспечивают двигательную деятельность организма, а некоторые (так называемые белки-антитела) защищают его от инородных тел. Все реакции в клетках происходят при участии белков-ферментов, которые играют роль катализаторов. Таким образом, белки выполняют в организме разнообразные функции — энергетическую, строительную, сигнальную, двигательную, защитную, каталитическую.

Каждый белок отличается от других набором аминокислотных остатков, их строго определенной последовательностью в молекуле, пространственным строением молекул, а также осуществляемыми функциями.

В организмах животных и человека содержится больше белков, чем в растениях. Они входят в состав мышечной и нервной тканей, кожи, волос, ногтей.

Вырабатывать белки непосредственно из неорганических веществ могут только растения. В них и некоторых бактериях белки образуются в результате фотосинтеза (как и углеводы):

$$\text{углекислый газ} + \text{вода} + \text{некоторые растворимые соли} \xrightarrow{h\nu} \text{белки} + \text{кислород}.$$

В организмы животных и человека белки поступают с пищей. Они расщепляются ферментами на аминокислоты, из которых образуются другие белки, свойственные данному организму.

Во всех белках содержатся пять основных элементов — Карбон (его массовая доля состав-

Это интересно
При полном расщеплении 1 г белка выделяется свыше 17 кДж энергии.

ляет 50—55 %), Оксиген (21,5—23,5 %), Нитроген (15—17 %), Гидроген (6,5—7,3 %), Сульфур (0,3—2,5 %), а также небольшие количества Фосфора, Иода, Феррума, других элементов.

Белки имеют высокие значения молекулярных масс — от десятков тысяч до нескольких миллионов. Химические формулы этих соединений очень сложные.

Классификация. Различают простые и сложные белки. Молекулы простых белков[1] состоят только из остатков молекул аминокислот, а сложных[2] содержат также остатки молекул соединений небелковой природы (углеводов, ортофосфатной кислоты H_3PO_4, нуклеиновых кислот и др.).

Строение молекул. Уникальность белков обусловлена их строением, которого не имеет ни одно из изученных вами соединений. Первый весомый вклад в исследование белков внес немецкий ученый Э. Фишер. Он доказал, что их молекулы построены из остатков молекул α-аминокислот, соединенных пептидными группами.

Различают четыре типа структуры белка.

Первичная структура белка — это полипептидная цепь со строго определенной последовательностью аминокислотных остатков (рис. 113):

$$H_2N-\underset{\underset{R_1}{|}}{CH}-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-\underset{\underset{R_2}{|}}{CH}-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-\underset{\underset{R_3}{|}}{CH}-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\ldots-\underset{\underset{H}{|}}{N}-\underset{\underset{R_n}{|}}{CH}-COOH.$$

В приведенной формуле буквами R с различными индексами обозначены углеводородные и другие остатки.

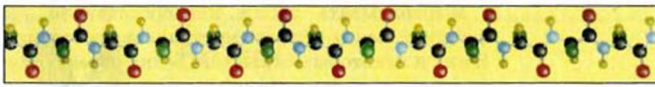


Рис. 113.
Шаростержневая модель фрагмента первичной структуры белка. Черные шарики — атомы Карбона, желтые — Гидрогена, голубые — Нитрогена, красные — Оксигена. Зеленые шарики имитируют углеводородные остатки

[1] Их называют протеинами (от греческого слова prōtos — первый).
[2] Их называют протеидами (от греческих слов prōtos — первый и eidos — вид).

Эмиль-Герман Фишер (1852—1919)

Немецкий химик и биохимик, академик Берлинской академии наук. Исследовал белки и продукты их расщепления. Доказал, что при взаимодействии аминокислот образуются полипептиды. Изучал действие ферментов на различные соединения. Разработал классификацию углеводов и методы их синтеза. Внес значительный вклад в развитие стереохимии. Лауреат Нобелевской премии (1902).

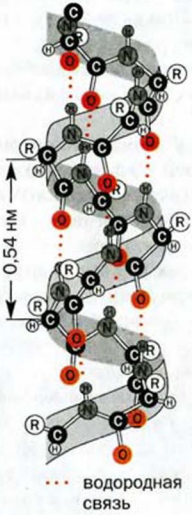


Рис. 114. Вторичная структура белка

Вторичная структура белка — это определенная пространственная форма (большей частью — спираль), которую приобретает полипептидная цепь (рис. 114).

Третичная структура белка образуется в результате свертывания спирали полипептидной цепи в более компактную форму (глобулу) (рис. 115).

Четвертичная структура белка является системой очень сложной формы. В ней объединены две или больше глобул. Образуется единый комплекс, который выполняет определенную функцию в живом организме.

Четвертичную структуру имеют лишь некоторые белки, например, гемоглобин; его молекула содержит четыре глобулы (рис. 116).

Учитывая форму молекул, белки делят на фибриллярные и глобулярные. Фибриллярные белки имеют нитевидные молекулы, не растворяются в воде. Из них состоят волокна живых тканей, шелк, шерсть, волосы, рога, когти. Глобулярные белки отличаются от фибриллярных компактной формой молекул и достаточной растворимостью в воде. Они регулируют биохимические процессы. К этой группе белков относятся ферменты, многие гормоны, гемоглобин и др.

Рис. 115.
Третичная структура белка

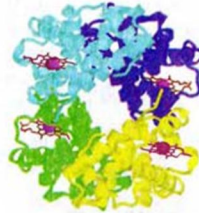


Рис. 116.
Четвертичная структура белка (молекула гемоглобина)

Физические свойства. Белки не имеют температур плавления и кипения. При нагревании они темнеют и начинают разлагаться, распространяя запах жженых перьев. Некоторые белки растворяются в воде с образованием коллоидных растворов.

При добавлении к раствору белка концентрированных растворов кислот, щелочей, солей Купрума(II), Плюмбума(II), других («тяжелых») металлических элементов, а также органических растворителей (например, спирта) происходит осаждение белка (*денатурация*[1]). Аналогичный эффект наблюдается при нагревании. Он вызван разрушением четвертичной, третичной и вторичной структур белка. В результате белок теряет способность выполнять свои биологические функции. Но пищевые продукты после денатурации белков легче усваиваются организмом — яичница или сваренное яйцо по сравнению с сырым, кислое молоко по сравнению со свежим.

Химические свойства. Белки, как и аминокислоты, являются *амфотерными соединениями* со слабо выраженными оснóвными и кислотными свойствами.

В присутствии кислот или ферментов белки подвергаются *гидролизу*. Конечными продукта-

[1] Термин происходит от греческого слова denaturatus — лишенный природных свойств.

ми этого превращения являются аминокислоты, из которых образовался белок. Гидролиз происходит в несколько стадий:

белок → полипептиды → дипептиды → аминокислоты.

Некоторые реакции с участием белков сопровождаются изменением цвета, поэтому их называют *цветными*. К ним относятся биуретовая[1], ксантопротеиновая[2] реакции и др.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 26
Биуретовая реакция

В пробирку налейте 1 мл раствора щелочи и несколько капель раствора купрум(II) сульфата. К образовавшемуся осадку добавьте раствор белка куриного яйца и перемешайте содержимое пробирки. Что наблюдаете?

При взаимодействии белков с раствором соли Купрума(II) в щелочной среде появляется сине-фиолетовое окрашивание. Биуретовая реакция позволяет обнаружить пептидные группы в молекулах.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 27
Ксантопротеиновая реакция

В пробирку налейте 1 мл раствора белка куриного яйца и добавьте 0,5 мл 20 %-го раствора нитратной кислоты. Каков цвет образовавшегося осадка?

Нагрейте содержимое пробирки. Изменяется ли цвет осадка?

После охлаждения добавьте к осадку немного раствора щелочи. Что наблюдаете?

Если белки нагревать с концентрированной нитратной кислотой, то происходят реакции

---

[1] Название происходит от аналогичной реакции, в которую вступает нитрогенсодержащее соединение — биурет.

[2] Название происходит от греческих слов xanthos — желтый и prōtos — первый.

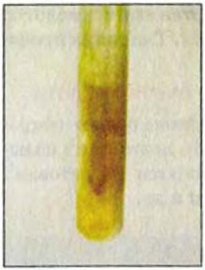


Рис. 117.
Реакция белка с концентрированной нитратной кислотой

с образованием соединений желтого цвета (рис. 117). При попадании этой кислоты на кожу появляется желтое пятно, не смываемое водой.

Практическое значение. Белки являются важнейшей составляющей нашего питания и рациона животных. Их ценность определяется наличием в молекулах белков фрагментов молекул незаменимых аминокислот. Недостаток белков в пище отрицательно влияет на организм, вызывает некоторые заболевания. В животноводстве и птицеводстве с целью увеличения пищевой ценности кормов их обогащают искусственными белками, произведенными с помощью микробиологического синтеза.

Это интересно
Суточная потребность в белках взрослого человека составляет в среднем 100—110 г.

Вещества и материалы, основу которых составляют белки, имеют широкое применение. Среди них — шерсть, шелк, кожа, мех, клей, желатин и др. В современные стиральные порошки вводят биодобавки — ферменты, катализирующие распад белковых загрязнений белья и одежды. Белки используют и в медицине.

Синтез белков. В живых организмах синтез белков происходит при участии нуклеиновых кислот. Эти соединения рассмотрим в следующем параграфе.

ВЫВОДЫ

Белки — полипептиды, «построенные» из остатков молекул α-аминокислот и выполняющие специфические биологические функции в живых организмах. Эти соединения осуществляют и регулируют обмен веществ в клетках, а также являются для них «строительным» материалом. В организмы животных и человека белки поступают с пищей. Они расщепляются ферментами на аминокислоты, из которых образуются другие белки, свойственные данному организму.

В белках содержатся Карбон, Оксиген, Нитроген, Гидроген, Сульфур, а иногда и некоторые другие элементы.

Различают первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры белка.

При нагревании раствора белка или добавлении к нему кислот, щелочей, некоторых солей происходит его денатурация, т. е. разрушение пространственной структуры и потеря биологических функций. В присутствии кислот, щелочей или ферментов белки подвергаются гидролизу.

?

296. Какие соединения называют белками? Какие функции они выполняют в живых организмах?
297. Насколько правильны такие утверждения:
   а) все белки являются полипептидами;
   б) все полипептиды являются белками?
298. Охарактеризуйте первичную, вторичную и третичную структуры белка.
299. Что такое денатурация белка? Чем она может быть обусловлена?
300. Каковы химические свойства белков?
301. Почему белковую пищу нельзя заменить пищей, в которой преобладают жиры или углеводы?
302. Массовая доля белков в листьях шпината составляет 2,3 %, а средняя массовая доля Нитрогена в белках — 16 %. Какая масса Нитрогена содержится в 1 кг шпината?

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Приготовление раствора белка

Отделите белок куриного яйца от желтка. Поместите в стакан одну столовую ложку белка, добавьте приблизительно 1/3 стакана охлажденной кипяченой воды. Перемешайте смесь и профильтруйте ее, используя воронку и вату или бинт, сложенный в несколько раз.

Изучение свойств белка

В четыре аптечных бутылочки налейте небольшие порции водного раствора белка. В первую бутылочку добавьте немного нашатырного или этилового спирта, в другую — столько же уксуса, в третью — раствора поваренной соли, а в четвертую — воды, нагретой до кипения (вместо этого можно нагреть раствор белка в термостойкой посуде). Зафиксируйте происходящие изменения.

Добавьте в третью бутылочку порцию поваренной соли, достаточную для образования ее насыщенного раствора. Через несколько минут обратите внимание на содержимое бутылочки. Долейте в нее немного воды. Что наблюдаете?

Запишите в таблицу результаты своих наблюдений и выводы относительно действия на белок растворов различных веществ, а также нагревания.

	Нашатырный или этиловый спирт	Уксусная кислота	Поваренная соль	Нагревание
Наблюдения				
Вывод				

35 Нуклеиновые кислоты

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о нуклеиновых кислотах и их роли в живых организмах;
- выяснить строение молекул нуклеиновых кислот;
- понять, что такое генномодифицированные организмы.

Способность организмов передавать следующим поколениям свои признаки, а также тип

обмена веществ называют *наследственностью*. Ученые обнаружили, что за наследственность «отвечают» соединения очень сложного строения — *нуклеиновые*[1] *кислоты*.

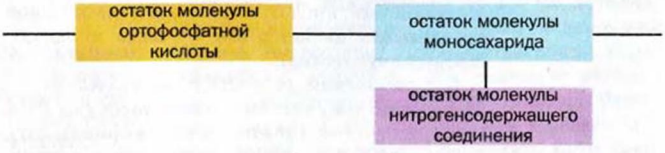
Нуклеиновые кислоты — это высокомолекулярные[2] природные соединения, которые сохраняют и воспроизводят в организмах генетическую информацию, а также принимают участие в синтезе белков.

Существуют два вида нуклеиновых кислот: *рибонуклеиновые* (сокращенное обозначение — РНК) и *дезоксирибонуклеиновые* (ДНК). Их названия происходят от названий моносахаридов — рибозы ($C_5H_{10}O_5$) и дезоксирибозы ($C_5H_{10}O_4$), остатки молекул которых содержатся в молекулах нуклеиновых кислот. В клетках живых организмов количество молекул РНК превышает количество молекул ДНК.

Значения относительных молекулярных масс ДНК составляют несколько десятков миллионов, а РНК — от 20 тысяч до нескольких миллионов.

Строение молекул. Нуклеиновые кислоты, как и белки, являются природными полимерами. Если молекула белка состоит из остатков молекул аминокислот, то молекула нуклеиновой кислоты — из остатков молекул ортофосфатной кислоты H_3PO_4, моносахарида и некоторых нитрогенсодержащих соединений. Три соединенных остатка различного типа называют *нуклеотидом*.

Упрощенно нуклеотид можно изобразить так:



[1] Термин происходит от латинского слова nucleus — ядро (нуклеиновые кислоты были впервые обнаружены в ядрах клеток).

[2] Так называют соединения, молекулы которых состоят из чрезвычайно большого числа атомов. К ним принадлежат, в частности, крахмал, целлюлоза, полиэтилен.

Цепь молекулы нуклеиновой кислоты получила название полинуклеотидной (молекулы белков имеют полипептидную цепь). Приводим схему ее строения:

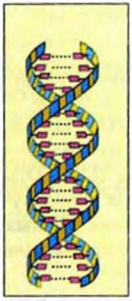


Рис. 118. Упрощенная модель молекулы ДНК

Пространственное строение молекул нуклеиновых кислот напоминает строение молекул белков. Молекула ДНК имеет первичную, вторичную и третичную структуры, а РНК — только первичную, но определенные ее участки вследствие образования водородных связей «закручиваются», формируя вторичную или даже третичную структуры.

Молекула ДНК состоит из двух полинуклеотидных цепей (рис. 118), закрученных вокруг общей оси. Остатки молекул нитрогенсодержащих соединений расположены внутри спирали и перпендикулярно ее оси, а остатки молекул ортофосфатной кислоты и моносахарида образуют каркас молекулы ДНК. Обе цепи молекулы ДНК удерживаются вместе с помощью водородных связей, существующих между различными остатками молекул нитрогенсодержащих соединений.

Функции нуклеиновых кислот. *Биологическая роль ДНК в организме состоит в сохранении генетической информации.* Такая информация, присущая данному биологическому виду, «записана» в молекуле ДНК строго определенной последовательностью нуклеотидов. Эта информация используется для синтеза белков и рибонуклеиновых кислот. Единицей генетической информации является *ген* — часть молекулы ДНК (тринуклеотид).

Биологическая роль РНК в организме — осуществление синтеза белков (молекулы ДНК непосредственного участия в нем не принимают).

В живой клетке есть три вида рибонуклеиновых кислот: информационные, транспортные и рибосомные. Информационная РНК «копирует» определенный участок молекулы ДНК и служит основой (матрицей) для биосинтеза белка. Последовательность нуклеотидов на этом участке

отвечает последовательности аминокислотных остатков в молекуле белка. (Именно поэтому ДНК отвечает за структуру белков определенного организма.) Эту последовательность (код) расшифровывает транспортная РНК и «переносит» молекулы аминокислот к месту синтеза белка. Каждой аминокислоте соответствует своя транспортная РНК. Рибосомная РНК принимает участие в биосинтезе белка.

Воспроизведение каждой ДНК и ее передача от предыдущего поколения последующему обеспечивают синтез одних и тех же белков. Этим объясняется сохранение специфических признаков данного вида организмов.

Свойства. ДНК и РНК растворяются в воде с образованием коллоидных растворов, при нагревании которых они осаждаются, теряя свои биологические функции.

Радиоактивное излучение, а также некоторые вещества вызывают изменения в последовательности расположения нуклеотидов в молекуле ДНК. Это может привести к ошибкам в передаче генетической информации, синтезе белка и, как следствие, к заболеванию организма или даже его гибели.

Генная инженерия. Исследования нуклеиновых кислот положили начало новому направлению биологической науки — *генной инженерии*. Появилась возможность руководить процессами, происходящими в живой клетке, синтезировать в ней «запрограммированные» белки. Открылись широкие перспективы в решении таких глобальных проблем, как нехватка продуктов питания, борьба с неизлечимыми болезнями. Ученые уже вывели генетически модифицированные сорта картофеля, кукурузы, сои, сахарной свеклы, других сельскохозяйственных культур. Новые растения оказались устойчивыми к болезням и вредителям. Они дружно созревают, дают высокие урожаи, хорошо хранятся и транспортируются. Возможно, вскоре будут выведены растения и животные, которых в природе не существует.

Это интересно
Применение трансгенной технологии в животноводстве позволяет увеличить содержание белков в молоке.

Использование достижений генной инженерии должно быть под строгим контролем. Пищевые

продукты с «инородными» для человека белками могут оказаться токсичными, вызывать аллергию. Перед тем, как внедрять генетически модифицированные растения, необходимо проводить разносторонние и комплексные исследования, чтобы не причинить серьезного вреда существующим видам организмов. Ученые-генетики не должны переступать границу, за которой результаты их работы отрицательно повлияют на здоровье людей и окружающую среду.

ВЫВОДЫ

Нуклеиновые кислоты — высокомолекулярные природные соединения, которые сохраняют и воспроизводят в организмах генетическую информацию, а также принимают участие в синтезе белков.

Молекула нуклеиновой кислоты состоит из огромного числа нуклеотидов, в каждом из которых содержатся остатки молекул ортофосфатной кислоты, моносахарида и нитрогенсодержащего соединения.

Существуют рибонуклеиновые (РНК) и дезоксирибонуклеиновые (ДНК) кислоты. Биологическая роль ДНК в организме состоит в сохранении и передаче последующему поколению генетической информации, а РНК — в осуществлении синтеза белков.

Ученые, работающие в области генной инженерии, разрабатывают методы конструирования молекул ДНК. Это открывает широкие перспективы в решении проблем сельского хозяйства, здравоохранения. Вместе с тем необходимо выяснить, не причинят ли вреда человеку пищевые продукты, содержащие генномодифицированные компоненты.

?

303. Какие соединения называют нуклеиновыми кислотами? Назовите два вида этих соединений. Чем они различаются?

304. Охарактеризуйте состав молекулы нуклеиновой кислоты. Что представляет собой нуклеотид?
305. Каковы особенности пространственного строения молекул нуклеиновых кислот?
306. Какие функции выполняют в живой клетке ДНК и РНК?
307. Охарактеризуйте свойства нуклеиновых кислот.
308. Подготовьте по материалам Интернета или других источников информации небольшое сообщение о новых достижениях в области генной инженерии.
309. Массовая доля Нитрогена в некотором нуклеотиде составляет 5,6 %. Нуклеотид содержит два атома Нитрогена. Вычислите массовую долю Фосфора в нуклеотиде.

36 Физиологически активные вещества[1]

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о том, какие вещества называют физиологически активными;
- выяснить важность витаминов для организма;
- понять причину стимулирующего действия чая, кофе, шоколада;
- осознать вред курения и употребления наркотиков.

Существует большая группа органических соединений, которые ввиду их особого воздействия на организм назвали *физиологически активными веществами*.

Физиологически активные вещества — это органические соединения, активно влияющие на различные биологические процессы в живых организмах.

Такие вещества были вначале обнаружены в грибах, растениях, животных, а со временем их научились синтезировать в лаборатории.

[1] Параграф не обязателен для изучения.

Рис. 119.
Некоторые природные источники витаминов

К физиологически активным веществам относят *витамины, алкалоиды, антибиотики, гормоны* и др. Антибиотиками называют органические вещества, обладающие способностью препятствовать росту и размножению микробов, бактерий. В природе их вырабатывают некоторые микроорганизмы (например, плесень), растения и животные. Гормоны регулируют протекание химических процессов в организме.

В этом параграфе рассмотрим витамины и алкалоиды.

Витамины. Человеку для обеспечения нормальной жизнедеятельности кроме воды, белков, жиров, углеводов, солей необходимы витамины[1]. Их главным источником являются растения (рис. 119), однако некоторые витамины образуются в организмах животных и человека.

Витамины — органические соединения, которые необходимы организму в незначительных количествах для осуществления важных биохимических процессов.

Известно около 20 витаминов. Они имеют сложные формулы и химические названия. Для удобства эти соединения обозначают большими латинскими буквами (А, В, С и др.), иногда — с числовыми индексами (например, B_1, B_2). Одну и ту же букву используют для обозначения витаминов, выполняющих в организме подобные функции.

Витамины делят на *водорастворимые* и *жирорастворимые*.

Водорастворимые витамины. В воде растворяются витамин С, витамины группы В (B_1, B_2, B_6, B_{12}) и некоторые другие.

Витамин С (аскорбиновая кислота) является одним из важнейших. Он участвует в образовании

[1] Термин происходит от латинского слова vita — жизнь и названия класса соединений — амины (часть витаминов является их производными).

Это интересно
Витамин С добавляют в безалкогольные напитки, сладости, продукты для детского питания.

белков и желчных кислот, усиливает сопротивляемость организма различным инфекциям, улучшает состояние кожи, ускоряет ее заживление. При недостатке этого витамина в пищевых продуктах человек заболевает цингой, у него начинают кровоточить десны, ослабевает скелет, происходят изменения в нервной и кровеносной системах.

Формула витамина С — $C_6H_8O_6$. Это белое кристаллическое вещество. Водный раствор витамина С проявляет кислотные свойства; соединение действует на индикаторы, реагирует со щелочами, некоторыми солями, а также вступает в окислительно-восстановительные реакции (рис. 120). Этот витамин в водном растворе, на свету или при нагревании разлагается.

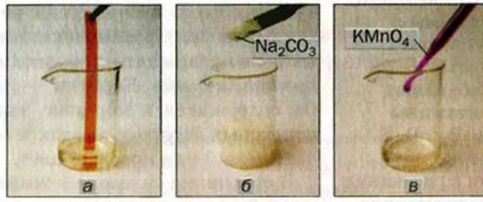


Рис. 120. Опыты с раствором витамина С: *а* — действие на универсальный индикатор; *б* — реакция с натрий карбонатом; *в* — реакция с раствором калий перманганата

Витамин С содержится в шиповнике, орехах, черной смородине, сладком перце, хрене, цитрусовых и др.

Витамины группы В входят в состав ферментов и отвечают за их каталитическую активность. Витамин B_1 участвует в обмене веществ. Его недостаток в организме человека приводит к заболеванию нервной системы, нарушениям сердечной деятельности. Витамин B_2 принимает участие в процессах окисления белков, жиров и углеводов. Он необходим при заболеваниях глаз, кожи.

Витамины группы В содержатся в растительных и мясных продуктах, в частности, в зародышах пшеницы, дрожжах, молоке, яичном желтке, печени.

Жирорастворимые витамины. К витаминам этой группы относятся витамины A, D и некоторые другие.

Витамин А (ретинол) называют витамином роста. Он необходим для нормального развития организма, прежде всего молодого, увеличивает устойчивость к инфекционным заболеваниям. Его недостаток вызывает «куриную слепоту» — нарушение зрения при слабом освещении.

Витамин А — желтоватое вещество, которое разрушается в кислой среде и окисляется на воздухе (быстрее — на солнечном свету).

Витамин А содержится только в пищевых продуктах животного происхождения — рыбьем жире, печени (в частности, тресковой), яичном желтке, молоке.

Это интересно
В корма для сельскохозяйственных животных часто добавляют витамины A, B_{12}, D, E, поскольку их в растениях недостаточно.

Заменителем этого витамина является соединение, название которого — *каротин*. Его молекулы расщепляются в организме на две молекулы витамина А. Органические соединения, способные превращаться в витамины, называют *провитаминами*. Каротин — это провитамин А. Он содержится в моркови, тыкве, помидорах, некоторых фруктах, ягодах и обуславливает их оранжевый или красный цвет.

В организме человека и животных вырабатываются лишь некоторые витамины, причем в недостаточном количестве. Поэтому они должны поступать в организм вместе с пищевыми продуктами. Для укрепления здоровья, скорейшего выздоровления врачи рекомендуют принимать различные витаминные препараты.

Суточная потребность человека в витаминах составляет от нескольких микрограммов[1] до нескольких миллиграммов, а в витамине С — 50—60 мг. Жирорастворимых витаминов организму нужно значительно меньше, чем водорастворимых.

Существует группа лекарственных препаратов, название которой — *поливитамины*. Они содержат, помимо витаминов, также глюкозу, сахар, крахмал, пищевые красители. Хорошо

[1] 1 микрограмм (1 мкг) равен 10^{-6} грамма.

Рис. 121.
Витаминные препараты

известны отечественные поливитаминные препараты «Ревит», «Гексавит», «Декамевит» (рис. 121).

Существенный недостаток витаминов в пищевых продуктах или нарушение их усвояемости приводит к *авитаминозу*[1]. При употреблении витаминов в чрезмерном количестве, прежде всего A и D (в больших дозах они токсичны), возникает *гипервитаминоз*[2].

Алкалоиды. Люди еще в древности замечали, что при употреблении соков или отваров некоторых растений появляется бодрость, дополнительная энергия, проходит боль и усталость. Физиологически активные вещества, которые содержатся в этих соках и отварах, ученые назвали *алкалоидами*.

Алкалоиды — нитрогенсодержащие органические соединения, оказывающие сильное физиологическое действие на организмы животных и человека.

Известны несколько тысяч алкалоидов. Они содержатся в семенах и стеблях мака, бобах какао, плодах кофейного дерева, в листьях чая (рис. 122) и табака, коре хинного дерева, некоторых грибах и водорослях. Названия некоторых алкалоидов происходят от названий растений.

Рис. 122.
Некоторые источники алкалоидов

Молекулы алкалоидов состоят из атомов Карбона, Гидрогена и Нитрогена, а иногда еще и Оксигена. Все эти соединения, как и амины, проявляют осно́вные свойства (название «алкалоиды» означает «похожие на щелочи»); они реагируют с кислотами с образованием соответствующих солей.

Алкалоиды *кофеин* (содержится в зернах кофе, чайных листьях) и *теобромин* (в бобах какао, шоколаде, чайных листьях)

[1] Греческое a — приставка, означающая отрицание.
[2] Греческое hyper — приставка со значением «сверх».

Это интересно
Алкалоид хинин был первым эффективным противомалярийным средством. Он содержится в коре хинного дерева.

благотворно влияют на организм человека. После чашки кофе или крепкого чая исчезает усталость, повышается умственная и физическая активность.

Алкалоид *никотин* (содержится в табаке[1]) — сильный яд; его смертельная доза — 40 мг. Он действует на нервную и кровеносную системы.

Никотин вызывает вредную привычку — курение.

О вреде курения. О том, что курить вредно, знают все. Тем не менее курильщики составляют значительную часть человечества. Известно, что в табачном дыме содержатся чрезвычайно вредные вещества, в частности, никотин, а также карбон(II) оксид (угарный газ). Попадая в легкие, этот газ блокирует способность гемоглобина переносить кислород к клеткам организма. Кроме этого, при горении сигареты происходят различные реакции и образуются свыше 3600 соединений, в том числе очень вредных. Дым сигареты содержит и вещества-канцерогены (они вызывают появление злокачественных опухолей). Смола от табачного дыма накапливается в легких. По статистике, курильщики болеют раком легких в 10 раз чаще, чем люди, не имеющие этой вредной привычки.

Табачный дым вредит не только курильщикам, но и тем, кто находится рядом и вынужден его вдыхать. Таких людей называют «пассивными курильщиками». Курение особенно опасно для молодого и женского организмов.

Никотин относится к наркотическим веществам.

Наркотиком является и *морфин* — первый алкалоид, полученный химиками из растений. Он содержится в соке опийного мака. Это белое кристаллическое вещество, малорастворимое в воде и спирте. Оно обладает обезболивающим и снотворным действием, вызывает состояние эйфории.

---

[1] В действительности растение содержит соли никотина, образованные им как органическим основанием, и кислотами — уксусной, лимонной, яблочной.

Это интересно
Существуют наркотики, зависимость от которых возникает после одного-двух приемов.

Опасность наркотиков для жизни. Наркотические вещества сильно влияют на центральную нервную систему. Человек легко привыкает к их употреблению, попадает в устойчивую психическую и физическую зависимость от этих веществ, постепенно деградирует как личность, а потом погибает. Это — трагедия как для самого наркомана, так и для его родных и друзей.

Современная медицина может избавить человека от привычки употреблять наркотики. Но очень важным является наличие у человека сильного желания возвратиться к здоровому образу жизни.

ВЫВОДЫ

Физиологически активные вещества — соединения, активно влияющие на биологические процессы в живых организмах. Некоторые из них содержатся в растениях, организмах животных, а другие получают в лабораториях.

Физиологически активными веществами являются витамины, алкалоиды, антибиотики, гормоны.

Витамины — органические соединения, необходимые организму в незначительных количествах для осуществления важных биохимических процессов. Витамины делят на водорастворимые и жирорастворимые.

Алкалоиды — нитрогенсодержащие органические соединения, оказывающие сильное физиологическое действие на организмы животных и человека. Они содержатся в чае, кофе, какао, табаке. Некоторые алкалоиды являются наркотиками. Человек легко привыкает к их употреблению и тем самым наносит серьезный вред своему организму.

?

310. Какое значение имеют витамины для нашего организма?
311. Назовите важнейшие водорастворимые и жирорастворимые витамины.

312. Подготовьте по материалам Интернета или других источников информации небольшое сообщение о витаминах, не упомянутых в параграфе.
313. Какие вещества называют алкалоидами? В чем заключается их действие на организм?
314. Как вы считаете, почему выделение алкалоидов из растений с помощью кислот является эффективным?
315. Почему курение и употребление наркотиков опасно для жизни?
316. Найдите соотношение масс элементов в витамине С.
317. Вычислите относительную молекулярную массу витамина B_2, если его молекула содержит четыре атома Нитрогена, а массовая доля этого элемента в витамине составляет 14,9 %.

37 Химия и прогресс человечества

Материал параграфа поможет вам:

- оценить значение новых веществ и материалов в современной жизни;
- выяснить пути развития современной химической технологии;
- понять, почему роль науки химии и химических знаний в наше время возрастает.

Новые вещества. Ученые-химики синтезируют много новых соединений. Они определяют их состав, строение, исследуют свойства, предлагают сферы и способы практического применения этих соединений.

Возрастает количество новых лекарств. Они содержат вещества, которые эффективнее, чем обычные средства, помогают лечить людей, укреплять их здоровье. Благодаря современным лекарственным препаратам удалось победить некоторые болезни, которые ранее считались неизлечимыми.

Сельское хозяйство ныне имеет широкий выбор химических средств защиты растений от болезней и вредителей. Эти вещества успешно

применяют и те, кто выращивает овощи и фрукты на приусадебном участке.

Трудно оценить количество производимых косметических средств. Многие из веществ, полученных в химических лабораториях, входят в состав кремов, гелей, лосьонов; они благотворно влияют на кожу, волосы.

Новые вещества применяют и в строительстве. Это красивые и устойчивые краски, лаки, заменители цемента. В последнее время появились эффективные средства бытовой химии — стиральные порошки, клеи, жидкости и пасты для чистки и дезинфекции.

Новые материалы. Сегодня люди уже не могут обойтись без полимеров и пластмасс — на работе, учебе, в повседневной жизни, на отдыхе (схема 4). XX век стал эрой открытия этих веществ и материалов на их основе. Они стремительно входят во все сферы нашей жизни.

Схема 4

Применение полимеров и пластмасс

В современном строительстве широко используют разные искусственные покрытия, облицо-

вочную плитку, металлопластиковые окна и двери, полимерные герметики и изоляционные материалы. Это позволяет экономить древесину, беречь лесные насаждения.

Из каучука, наиболее распространенного полимера, производят автомобильные шины. В транспортных средствах все больше металлических деталей и оборудования заменяют пластмассовыми. Из искусственных материалов изготовляют современную мебель, предметы домашнего обихода, бытовую технику. Благодаря этому изделия имеют привлекательный вид, они удобны, легки, прочны. Каждый из вас пользуется письменными принадлежностями, папками, различными пленками, пакетами, изготовленными из синтетических полимеров.

Это интересно
Пластмассы с наполнителем из алмазной пыли являются прекрасными шлифовальными материалами.

За последние десятилетия с внедрением полимеров значительно изменилось и усовершенствовалось спортивное оборудование.

Синтетические волокна являются более долговечными и прочными, чем натуральные. Из искусственных материалов в сочетании с природными производят все больше одежды и обуви.

Новые материалы применяют и в медицине. Благодаря химической устойчивости, прочности, совместимости с организмом их используют для протезирования в стоматологии и ортопедии, в хирургических операциях.

Космическая техника выдвигает к новым материалам жесткие требования, среди которых — способность выдерживать высокие температуры и глубокий вакуум, устойчивость к различным излучениям. Своими успехами в освоении космического пространства человечество во многом обязано достижениям химии.

Новые химические технологии. Украина является государством с развитой промышленностью. На отечественных заводах производят минеральные удобрения, полимеры и пластмассы, цемент, стекло, нефтепродукты. Основу каждого технологического процесса составляют химические реакции. С учетом результатов научных исследований разрабатываются и внедряются новые технологии с комплексным

использованием природного сырья, оптимизируются способы переработки и утилизации промышленных и бытовых отходов.

С химическими технологиями неразрывно связана система мероприятий по охране окружающей среды. При участии химиков внедряются эффективные методы очистки воды, удаления вредных веществ из газовых выбросов промышленных предприятий и транспортных средств.

Наше поколение стало свидетелем становления новой отрасли науки — нанотехнологии. Объектом ее изучения являются частицы, размеры которых выражают в нанометрах (1 нм = 10^{-9} м). По своим свойствам такие частицы отличаются от отдельных атомов и молекул, а также от значительно бóльших частиц — кристалликов, капелек. Катализаторы, состоящие из наночастиц, оказались намного эффективнее обычных, а молекулы лекарственных препаратов, «спрятанные» в частицах такого размера, могут избирательно лечить тот или другой внутренний орган, уничтожать злокачественные опухоли. Наноматериалы являются перспективными для применения и в других сферах.

Химические знания. Химия — один из основных предметов в среднем образовании каждой страны. Знания по химии, которые получают школьники от учителя, из учебников, помогают им правильно обращаться с веществами и материалами, понимать необходимость здорового способа жизни, охраны природы.

Достижения химической науки находят практическое применение. Эту науку, несомненно, ждет успешное развитие и большие перспективы.

ВЫВОДЫ

Благодаря достижениям химической науки человек использует все больше новых веществ и материалов.

Ученые-химики совершенствуют технологические процессы с целью улучшения переработки

сырья и уменьшения загрязнения окружающей среды.

Химические знания нужны людям для правильного обращения с веществами и материалами, эффективного их применения. Они способствуют становлению в обществе здорового образа жизни, формированию экологического сознания.

?

318. Почему искусственным материалам часто отдают предпочтение по сравнению с материалами природного происхождения?
319. Назовите несколько искусственных материалов, которые используют в производстве одежды.
320. Какой материал по химии вызвал у вас наибольший интерес во время учебы в школе?
321. Какие знания по химии вам пригодились в жизни?

Ответы к задачам и упражнениям

Раздел 1. Вода. Растворы

7. $N(H) = 6{,}7 \cdot 10^{19}$. **9.** m(молекулы H_2O) $= 3 \cdot 10^{-23}$ г.
15. $V(H_2) = 1244$ л. **16.** Да. **20.** $m(Ba(OH)_2) = 3{,}42$ г.
21. $m(H_2O) : m(Al(NO_3)_3) = 0{,}76 : 1 \approx 3 : 4$.
22. $m(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 14{,}3$ г. **23.** $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$. **24.** M — Li.
41. $V(N_2) = 22{,}4$ мл. **42.** В приготовленном растворе можно растворить еще 6 г K_2CO_3. **43.** а) $m(H_2O) = 14{,}3$ г; б) $m(KNO_3) = 72$ г.
44. $m(NaI) = 29$ г. **51.** $m(H_2O) = 114$ г. **52.** m(соли) $= 18$ г; $V(H_2O) = 1982$ мл. **53.** ν(соли) $= 0{,}24$. **55.** $m(NaOH) = 8$ г.
56. $\nu(Li_2SO_4) = 12{,}5$ %. **57.** $\nu(CuSO_4) = 28{,}6$ %. **59.** Необходимо в растворе растворить еще 0,42 г калий хлорида. **60.** Необходимо к раствору добавить 10 мл воды. **68.** б) N(ионов) $= 6 \cdot 10^{23}$.
75. $N(K^+) = 2 \cdot 10^{22}$; $N(SO_4^{2-}) = 1 \cdot 10^{22}$. **76.** *а*. **77.** $\nu(Cl^-) = 0{,}88$ %.
78. $\nu(Na^+) = 0{,}09$; $\nu(SO_4^{2-}) = 0{,}094$; $\nu(OH^-) = 0{,}033$. **80.** *а*; практически нерастворимые ионные соединения ($BaSO_4$, $CaCO_3$, и др.) также являются сильными электролитами. **81.** *в*.
83. $\alpha(HA) = 0{,}35$. **84.** $\alpha(HNO_2) = 0{,}33$. **85.** $N(HCN) = 499$.
87. $N(H^+) = 6 \cdot 10^{12}$. **88.** $\nu(H^+) = 1 \cdot 10^{-10}$, или $1 \cdot 10^{-8}$ %.
91. *б*, *в*. **94.** г) $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$;
д) $Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2\uparrow + H_2O$ (возможны другие ответы). **95.** а) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$; б) $H^+ + F^- = HF$.
96. Возможны реакции *б* и *г*. **97.** б) Na_2SiO_3 и HCl; K_2SiO_3 и H_2SO_4 (возможны другие ответы).
98. в) $Ba(OH)_2 + FeSO_4 = BaSO_4\downarrow + Fe(OH)_2\downarrow$ (возможны другие ответы). **99.** а) $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$;
в) $K_2CO_3 + FeSO_4 = K_2SO_4 + FeCO_3\downarrow$ (возможны другие ответы).

Раздел 2. Химические реакции

111. m(соли) $= 236{,}8$ г. **112.** Смесь тяжелее воздуха в 1,84 раза.
113. $\nu(CaCO_3) = 84{,}3$ %; $\nu(CaO) = 15{,}7$ %. **122.** в) Атом C, ион Fe^{2+}.
125. а) Атом Сульфура присоединяет два электрона.
126. $V(H_2) = 16$ л. **128.** в) $3H_2S + 2HNO_3 = 3S\downarrow + 2NO\uparrow + 4H_2O$.
129. а) $2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + S\downarrow + 2HCl$. **131.** в) $N(e^-) = 1{,}07 \cdot 10^{23}$.
137. $\Delta H_1 = +27$ кДж. **138.** $V(N_2O) = 8{,}96$ л. **139.** $m(S) = 84{,}7$ г.

148. Одно из химических уравнений: $CO + H_2O \overset{t}{=} CO_2 + H_2$.

Раздел 3. Важнейшие органические соединения

Углеводороды

176. Используйте общую формулу алканов.
178. в) Один из продуктов реакции — C_3H_7Cl. **181.** $\varphi(C_3H_8) = 27{,}1\ \%$; $\varphi(C_4H_{10}) = 72{,}9\ \%$. **190.** $V(CH_4) = V(C_2H_6) = 0{,}224$ л; $V(C_2H_4) = 0{,}672$ л.
194. $n = 450$. **195.** $V(C_2H_4) = 2{,}8$ л. **202.** $V(HCl) = 358{,}4$ л.
206. m(кальций карбида) = 10 кг. **208.** $V(CO_2) = 2$ л; $V(O_2) = 1{,}5$ л.
209. $V(O_2) = V(H_2) = 20$ мл. **210.** $V(H_2S) : V$(возд.) = 2 : 15, если объемную долю кислорода в воздухе принять равной 20 %.
211. C_2H_2. **212.** C_4H_{10}. **213.** C_2H_6.

Оксигенсодержащие соединения

219. Примите во внимание тип химической связи в молекуле спирта. **221.** а) CH_3OH; б) C_3H_7OH (используйте общую формулу спиртов данного типа). **222.** $\omega(CH_3OH) = 41\ \%$; $\omega(C_2H_5OH) = 59\ \%$.
223. $C_2H_5OH + 3O_2 = 2CO_2 + 3H_2O$; $\Delta H = -137{,}1$ кДж.
230. ω(глицерина) = 39 %. **235.** CH_3COOH.
236. а) $HCOOH$; б) C_2H_5COOH. **237.** $\omega(HCOOH) = 37{,}1\ \%$; $\omega(CH_3COOH) = 48{,}4\ \%$. **244.** $(CH_3COO)_2Mg$.
245. m(р-ра KOH) = 17,5 г. **246.** m(укс. эс.) = 45 г; m(воды) = 355 г.
247. $\omega(HCOOH) = 65{,}7\ \%$; $\omega(CH_3COOH) = 34{,}3\ \%$.
256. m(глицерина) = 1,02 кг. **257.** $V(H_2) = 4{,}18\ м^3$.
258. $2C_3H_5(C_{17}H_{35}COO)_3 + 157O_2 = 108CO_2 + 110H_2O$; $\Delta H = -71\ 200$ кДж. **260.** Нет. **264.** $V(CO_2) = 22{,}4$ л.
265. m(глюкозы) = 83,1 г. **273.** ω(сахарозы) = 14 %.
274. V(спирта) = 35,5 л. **278.** m(картофеля) = 1036 кг.
279. m(крахмала) = 6,75 т.

Нитрогенсодержащие соединения

283. Примите во внимание способность соединения к электролитической диссоциации, особенности этого процесса, возможность частиц вещества соединяться с ионами H^+.
287. V(возд.) = 2,25 л. **288.** ω(прим.) = 7 %.
294. $m((NH_2CH_2COO)_2Ba) = 28{,}5$ г. **295.** а) $V(H_2) = 1{,}12$ л; б) $V(CO_2) = 672$ мл. **302.** $m(N) = 3{,}68$ г. **309.** $\omega(P) = 6{,}2\ \%$.
314. Сравните отношение алкалоидов, крахмала, целлюлозы к кислотам. **316.** $m(C) : m(H) : m(O) = 9 : 1 : 12$.
317. M_r(вит. B_2) = 376.

Словарь терминов

Алкалоиды — нитрогенсодержащие органические соединения, оказывающие сильное физиологическое действие на организмы животных и человека.

Алканы — насыщенные углеводороды, в молекулах которых имеется открытая цепь из атомов Карбона.

Альдегидная группа — группа атомов $-C\begin{matrix}\diagup\!\!\!\!\diagdown O\\ H\end{matrix}$.

Амины — продукты замещения атомов Гидрогена в молекуле аммиака на углеводородные остатки.

Аминогруппа — группа атомов $-NH_2$.

Аминокислоты — производные углеводородов, в молекулах которых содержатся аминогруппы и карбоксильные группы.

Белки — полипептиды, выполняющие специфические биологические функции в живых организмах.

Витамины — органические соединения, необходимые организму в незначительных количествах для осуществления важных биохимических процессов.

Внутренняя энергия вещества — сумма энергий всех частиц вещества и энергий химических связей между ними.

Водородная связь — электростатическое взаимодействие между молекулами с участием атомов Гидрогена.

Восстановитель — частица (вещество), которая отдает электроны.

Восстановление — присоединение электронов частицей (веществом).

Высшие карбоновые кислоты — карбоновые кислоты, в молекулах которых содержатся 10 и больше атомов Карбона.

Гигроскопичность — свойство вещества поглощать влагу.

Гидратированный ион — ион, соединенный с молекулами воды.

Гидроксильная группа — группа атомов –OH.

Гидролиз — реакция обмена между соединением и водой.

Гомологи — соединения, принадлежащие к определенному гомологическому ряду.

Гомологическая разность — группа атомов CH_2.

Гомологический ряд — ряд органических соединений, молекулы которых имеют подобное строение и отличаются по составу на одну или несколько групп атомов CH_2.

Диполь — частица (молекула), имеющая два разноименно заряженных полюса.

Жиры — эстеры глицерина и высших карбоновых кислот.

Изомерия — явление существования изомеров.

Изомеры — соединения, молекулы которых имеют одинаковый состав, но разное строение.

Ионно-молекулярное уравнение — уравнение, содержащее формулы веществ и формулы ионов.

Истинный раствор — раствор, в котором размеры частиц (атомов, молекул, ионов) всех веществ не превышают 1 нм.

Карбоксильная группа — группа атомов $-C\begin{matrix}/\!/O\\ \backslash OH\end{matrix}$.

Карбоновые кислоты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп.

Катализатор — вещество, которое увеличивает скорость реакции, принимая в ней участие, но после реакции остается неизменным.

Кетонная группа — группа атомов $>C=O$.

Кислоты — электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов одного типа — ионов Гидрогена H^+.

Коллоидный раствор — раствор, в котором размеры частиц растворенного вещества составляют от 1 до 100 нм.

Концентрированный раствор — раствор, в котором содержится значительно больше растворенного вещества, чем растворителя.

Кристаллизационная вода — вода, которая входит в состав кристаллогидрата.

Кристаллогидрат — кристаллическое вещество, в состав которого входят молекулы воды.

Массовая доля растворенного вещества — отношение массы вещества к массе раствора.

Мономер — исходное вещество в реакции полимеризации.

Насыщенные углеводороды — углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом простыми ковалентными связями.

Насыщенный раствор — раствор, в котором при данных условиях вещество больше не растворяется.

Ненасыщенные углеводороды — углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом не только простыми ковалентными связями, но и двойными, тройными связями.

Ненасыщенный раствор — раствор, в котором можно растворить определенную порцию вещества.

Необратимая реакция — реакция, которая происходит лишь в одном направлении (ее продукты не могут взаимодействовать с образованием реагентов).

Неэлектролиты — соединения, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.

Нуклеиновые кислоты — высокомолекулярные природные соединения, которые сохраняют и воспроизводят в организмах генетическую информацию, а также принимают участие в синтезе белков.

Нуклеотид — часть молекулы нуклеиновой кислоты, которая состоит из соединенных остатков молекул ортофосфатной кислоты H_3PO_4, моносахарида и нитрогенсодержащего соединения.

Обратимая реакция — реакция, которая может протекать в противоположных направлениях.

Окисление — отдача электронов частицей (веществом).

Окислитель — частица (вещество), которая присоединяет электроны.

Окислительно-восстановительная реакция — реакция, которая происходит с изменением степеней окисления элементов.

Органическая химия — область химии, предметом которой является изучение органических соединений и их превращений.

Органические вещества — соединения Карбона (с некоторыми исключениями).

Основания — электролиты, которые диссоциируют в водном растворе или расплаве с образованием анионов одного типа — гидроксид-ионов.

Пена — неоднородная смесь жидкости и газа.

Пептид — продукт взаимодействия между молекулами одной или нескольких аминокислот.

Пептидная группа — группа атомов $-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{H}{|}}{N}-$.

Полимер — соединение, молекулы которого состоят из большого числа одинаковых групп атомов.

Разбавленный раствор — раствор, в котором содержится значительно больше растворителя, чем растворенного вещества.

Раствор — однородная смесь веществ.

Растворимость — свойство вещества образовывать с другим веществом раствор.

Растворитель — компонент раствора, который находится в таком же агрегатном состоянии, что и раствор. Если таких компонентов раствора несколько, то растворителем считают вещество с наибольшей массой.

Реакция гидратации — реакция присоединения воды к веществу.

Реакция гидрирования — реакция присоединения водорода к органическому веществу.

Реакция дегидратации — реакция отщепления воды от соединения.

Реакция замещения (в неорганической химии) — реакция между простым и сложным веществом, в результате которой образуются другие простое и сложное вещества.

Реакция обмена — реакция между двумя сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями (атомами, группами атомов, ионами).

Реакция полимеризации — реакция соединения многих одинаковых молекул вследствие разрушения кратных связей.

Реакция присоединения — название реакции соединения в органической химии.

Реакция разложения — реакция, в результате которой из одного вещества образуются несколько веществ.

Реакция соединения — реакция, в результате которой из нескольких веществ образуется одно вещество.

Реакция хлорирования — реакция между органическим соединением и хлором.

Реакция эстерификации — реакция между спиртом и кислотой с образованием эстера и воды.

Сильный электролит — электролит, который полностью или почти полностью распадается на ионы в растворе.

Слабый электролит — электролит, который в незначительной степени распадается на ионы в растворе.

Соли — электролиты, которые диссоциируют в водном растворе или расплаве на катионы металлических элементов и анионы кислотных остатков.

Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов Гидрогена замещены на гидроксильные группы.

Степень окисления — условный целочисленный заряд атома в веществе.

Степень электролитической диссоциации — отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему числу его молекул до диссоциации.

Суспензия — перемешанная смесь жидкости и нерастворимого в ней, хорошо измельченного твердого вещества.

Термохимическое уравнение — химическое уравнение с записью числового значения теплового эффекта реакции.

Углеводородный остаток — часть молекулы органического соединения, состоящая из атомов Карбона и Гидрогена.

Углеводороды — соединения Карбона с Гидрогеном.

Углеводы — органические соединения с общей формулой $C_n(H_2O)_m$.

Физиологически активные вещества — органические соединения, активно влияющие на различные биологические процессы в живых организмах.

Фотосинтез — синтез органических веществ из неорганических (углекислого газа, воды, растворимых солей) в растениях с участием солнечной энергии.

Функциональная группа — группа атомов в молекулах соединений данного класса, которая обуславливает их характерные химические свойства.

Экзотермическая реакция — реакция, протекающая с выделением теплоты.

Электрический ток — направленное движение заряженных частиц.

Электролитическая диссоциация — распад вещества на ионы при его растворении или плавлении.

Электролиты — соединения, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Эмульсия — перемешанная смесь двух жидкостей, нерастворимых друг в друге.

Эндотермическая реакция — реакция, протекающая с поглощением теплоты.

Эстеры — производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом Гидрогена карбоксильной группы замещен на углеводородный остаток.

Предметный указатель

А

Алкалоиды 223
Алканы (гомологи метана) 119
  названия 119
  применение 126
  распространенность
    в природе 124
  свойства 124, 125
  формулы 118
Аминокислоты 202
  заменимые 202
  незаменимые 202
  применение 205
  α-аминокислоты 202
Аминоуксусная кислота 202
  свойства 202
  строение молекулы 202
Амины 197
Аскорбиновая кислота
  см. Витамин С
Ацетат-ион 167
Ацетаты 167
Ацетилен (этин) 140
  получение 143
  применение 144
  свойства 142
  строение молекулы 140

Б

Белки 207
  свойства 210
  строение молекул 208

В

Витамин С 221
Витамины 220
  водорастворимые 220
  жирорастворимые 222
Внутренняя энергия
  вещества 89
Вода 5
  распространенность
    в природе 5
  свойства 10, 11
  строение молекулы 7
Водородная связь 8
Восстановитель 80
Восстановление 79

Г

Генная инженерия 217
Гигроскопичность 158
Гидратированный ион 20
Гидролиз
  жиров 174
  солей 65
Глицерин
  (глицерол) 158
  применение 160
  свойства 158
Глицин *см.* Аминоуксусная
  кислота
Глюкоза 180
  применение 182
  свойства 180, 181
Гомологи 119
Гомологическая
  разность 119
Гомологический ряд 119

Д

Декстрины 191
Денатурация
  белков 210
Диполь 8

Ж

Жиры 173
классификация 173
получение 176
применение 177
свойства 174

И

Изомерия 122
Изомеры 123
Ионно-молекулярное уравнение 59

К

Карбоновые кислоты 162
высшие 163
жирные 164
классификация 162
монокарбоновые 162
названия 163
распространенность в природе 162
Катализатор 100
Кислота
муравьиная 163
олеиновая 164, 173
пальмитиновая 164, 173
стеариновая 164, 173
уксусная
(этановая) 163, 165
диссоциация 167
получение 169
применение 169
свойства 166, 167
строение молекулы 166
Кислоты 50
Крахмал 189
применение 192
свойства 190, 191
строение молекул 190
Кристаллизационная вода 16
Кристаллогидрат 15

М

Массовая доля растворенного вещества 35, 36
Метан 109
распространенность в природе 110
свойства 112, 113
строение молекулы 110
Метанол 152
применение 155
свойства 153
строение молекулы 153
физиологическое действие 156
Метиламин 198
свойства 199
строение молекулы 198
Метод электронного баланса 84
Мономер 135

Н

Наркотики 224
Неэлектролит 43
Никотин 224
Нуклеиновые кислоты 215
свойства 217
строение 215
функции 216
Нуклеотид 215

О

Окисление 79
Окислитель 80

Органическая химия 106
Органические соединения (вещества) 105
Основания 47

П

Парафин 125
Пена 19
Пептидная группа 205
Пептиды 204
Пластмассы 139
Полимер 135
Полимеры 189
Полиэтилен 134
Природный газ 110

Р

Раствор 19
  истинный 23
  коллоидный 23
  концентрированный 20
  насыщенный 28
  ненасыщенный 28
  разбавленный 20
Растворенное вещество 19
Растворимость 27
Растворитель 19
Реакция
  биуретовая 211
  брожения 182
  гидратации 131
  гидрирования 131
  дегидратации 132, 154
  замещения 73, 114
  ксантопротеиновая 211
  необратимая 75
  обмена 62, 74
  обратимая 75
  окислительно-восстановительная 78
  полимеризации 135
  присоединения 131
  разложения 72
  соединения 71
  хлорирования 115
  экзотермическая 89
  эндотермическая 89
  эстерификации 168

С

Сахароза 184
  получение 187
  применение 188
  свойства 185, 186
Скорость химической реакции 95
Сложные эфиры *см.* Эстеры
Соли 47
Спирты 151
  классификация 152
  получение 155
  свойства 153
  строение молекул 152
Степень электролитической диссоциации 54
Суспензия 19

Т

Тепловой эффект реакции 89
Термохимическое уравнение 90
Тефлон 138

У

Углеводородный остаток 151
Углеводороды 109
  насыщенные 109
  ненасыщенные 109

Углеводы 179
классификация 180

Ф

Физиологически
активные вещества 219
Фотосинтез 179
Фруктоза 184
Функциональная группа 150
альдегидная 180
аминогруппа 198
гидроксильная 150
карбоксильная 150, 162
кетонная 184

Х

Хлоропроизводные 115

Ц

Целлюлоза 189, 193
применение 193
свойства 193

Э

Электролит 43
сильный 55
слабый 55
Электролитическая
диссоциация 46
Элементы-органогены 105
Эмульсия 19
Эстеры 168
Этан 120
Этанол 152
применение 155
свойства 153
физиологическое
действие 156
Этилен (этен) 128
получение 132
свойства 130
строение молекулы 128

Литература для учащихся

Учебная

1. Березан О. В. Енциклопедія хімічних задач. — Тернопіль: Підручники і посібники, 2001. — 304 с.
2. Бочеваров А. Д., Жикол О. А. Хімія у визначеннях, таблицях і схемах: Довідково-навч. посіб. — Харків: Ранок, 1998. — 128 с.
3. Буринська Н. М. Методи розв'язування задач. — К.: Либідь, 1996. — 80 с.
4. Крикля Л. С., Попель П. П. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. — К.: Видавничий центр «Академія», 2002. — 232 с.
5. Кузьменко М. Є., Єрьомін В. В. Хімія. 2400 задач для школярів та абітурієнтів / Пер. з рос. — Тернопіль: Навчальна книга — Богдан, 2001. — 560 с.
6. Кукса С. П. 600 задач з хімії. — Тернопіль: Мандрівець, 1999. — 144 с.
7. Попель П. П. Складання рівнянь хімічних реакцій: Навч. посіб. — К., Рута, 2000. — 128 с.
8. Слободяник М. С. та ін. Хімія: Навч. посіб. — К.: Либідь, 2003. — 352 с.
9. Хімія: завдання та тести / Амірханов В. М., Білодід О. І., Верховод М. М. та ін.; під ред. Корнілова М. Ю./ — К., Школяр, 2000. — 512 с.
10. Хімія. Тести. 8—11 класи: Посібник / Автори-укладачі: Курмакова І. М., Куратова Т. С., Грузнова С. В. та ін. — К.: Видавничий центр «Академія», 2007. — 280 с.
11. Ярошенко О. Г., Новицька В. І. Збірник задач і вправ з хімії: Навч. посіб. — 5-те вид. — К.: Станіца, 2003. — 245 с.

Научно-популярная и познавательная

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей. — М.: АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.
2. Базелюк І. І., Величко Л. П., Титаренко Н. В. Довідкові матеріали з хімії. — Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. — 224 с.
3. Большая детская энциклопедия: Химия / Сост. К. Люцис. — М.: Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.
4. Василега М. Д. Цікава хімія. — К.: Рад. шк., 1989. — 188 с.

5. Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты / Пер. с нем. — Л.: Химия, 1978. — 392 с.
6. Зоммер К. Аккумулятор знаний по химии / Пер. с нем. — М.: Мир, 1985. — 294 с.
7. Карцова А. А. Химия без формул. — СПб.: Авалон, Азбука-классика, 2005. — 112 с.
8. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном. — М.: АСТ; Астрель, 2008. — 448 с.
9. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии: Учеб. пособие. — М.: АСТ; Астрель, 2002. — 347 с.
10. Леенсон И. А. Занимательная химия. — М.: РОСМЭН, 2000. — 104 с.
11. Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Книга по химии для домашнего чтения. — М.: Химия, 1995. — 400 с.
12. Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника.) — М.: Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.
13. Химия: Школьный иллюстрированный справочник / Пер. с англ. — М.: РОСМЭН, 1998. — 128 с.
14. Химия: Энциклопедия химических элементов / Под ред. проф. А. М. Смолеговского. — М.: Дрофа, 2000. — 432 с.
15. Энциклопедический словарь юного химика / Сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М.: Педагогика, 1990. — 319 с.
16. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / Глав. ред. В. А. Володин. — М.: Аванта+, 2000. — 640 с.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома. — Севастополь: Біблекс, 2006. — 176 с.

Сайты Интернета, где можно найти интересный материал по химии

1. http://www.alhimik.ru
2. http://chemistryandchemists.narod.ru
3. http://chemworld.narod.ru
4. http://www.hemi.nsu.ru
5. http://www.hij.ru
6. http://www.ostriv.in.ua
7. http://www.xumuk.ru

Содержание

Дорогие девятиклассники 3

1 раздел
Вода. Растворы

§ 1. Вода 5
§ 2. Свойства воды 10
§ 3. Кристаллогидраты 14
§ 4. Растворы. Образование раствора 18
Экспериментируем дома. Тепловой эффект при растворении вещества в воде. Тепловой эффект при образовании кристаллогидрата 26
§ 5. Растворимость веществ 27
Экспериментируем дома. Сравнение растворимости веществ в воде 33
Внеурочный эксперимент. Выращивание кристаллов медного купороса 33
§ 6. Количественный состав раствора. Массовая доля растворенного вещества 34
Практическая работа № 1. Приготовление водного раствора соли с определенной массовой долей растворенного вещества 40
§ 7. Электролиты и неэлектролиты 41
§ 8. Электролитическая диссоциация 46
§ 9. Степень электролитической диссоциации. Вода как электролит 53
§ 10. Ионно-молекулярные уравнения. Реакции обмена между электролитами в растворе 58
Для любознательных. Гидролиз солей 65

Практическая работа № 2.
Реакции ионного обмена в растворах электролитов 67
Практическая работа № 3.
Распознавание неорганических соединений 68

2 раздел
Химические реакции

§ 11. Классификация химических реакций 70
§ 12. Окислительно-восстановительные реакции 77
§ 13. Составление уравнений
окислительно-восстановительных реакций 83
§ 14. Тепловой эффект химической реакции 88
Для любознательных. Калорийность
пищевых продуктов 93
§ 15. Скорость химической реакции 95
Для любознательных. Об условиях
хранения пищевых продуктов 102

3 раздел
Важнейшие органические соединения

§ 16. Органические соединения. Органическая химия 103

Углеводороды 108

§ 17. Метан 109
На досуге. Изготовление масштабной модели
молекулы метана 117
§ 18. Гомологи метана (алканы) 118
Для любознательных. Изомерия 122
На досуге. Изготовление масштабных моделей
молекул этана и пропана 123
§ 19. Свойства и применение алканов 124
§ 20. Этилен 128
На досуге. Изготовление масштабной модели
молекулы этилена 134
§ 21. Полиэтилен 134
Для любознательных. Тефлон 138
Для любознательных. Пластмассы 139

§ 22. Ацетилен 140
На досуге. Изготовление масштабной модели молекулы ацетилена 145
§ 23. Соотношение объемов газов в химических реакциях 145

Оксигенсодержащие органические соединения 150

§ 24. Спирты. Метанол и этанол 151
§ 25. Глицерин 157
§ 26. Карбоновые кислоты 161
§ 27. Уксусная кислота 165
Практическая работа № 4. Свойства уксусной кислоты 171
§ 28. Жиры 173
§ 29. Углеводы. Глюкоза 179
Для любознательных. Фруктоза 184
§ 30. Сахароза 184
§ 31. Крахмал. Целлюлоза 189
Экспериментируем дома. Обнаружение крахмала в пищевых продуктах. Извлечение крахмала из картофеля 195
Практическая работа № 5. Распознавание оксигенсодержащих органических соединений 196

Нитрогенсодержащие органические соединения 197

§ 32. Амины. Метиламин 197
§ 33. Аминокислоты. Аминоуксусная кислота 201
§ 34. Белки 206
Экспериментируем дома. Приготовление раствора белка. Изучение свойств белка 213
§ 35. Нуклеиновые кислоты 214
§ 36. Физиологически активные вещества 219
§ 37. Химия и прогресс человечества 226

Ответы к задачам и упражнениям 231

Словарь терминов 233

Предметный указатель 238

Литература для учащихся 242

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 9 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

(російською мовою)

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Редактор А. А. Даниленко
Коректор В. П. Мусійченко
Художнє оформлення В. М. Штогрина
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Підписано до друку 27.07.2009.
Формат 60×90/16.
Папір офс. № 1.
Гарнітура Шкільна.
Друк офсетний.
Ум. друк. арк. 15,5.
Обл.-вид. арк. 11,1. Зам. 9-450

Видавничий центр «Академія»
04119, м. Київ-119, а/с 37.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia-pc@svitonline.com
Свідоцтво: серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видруковано у ВАТ «Поліграфкнига»
корпоративне підприємство ДАК «Укрвидавполіграфія»
03057, м. Київ, вул. Довженка, 3
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи
до державного реєстру видавців, виготовників
і розповсюджувачів видавничої продукції
ДК № 3089 від 23.01.2008 р.

Попель П. П.

П57 Хімія : підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закл., рос. мовою / П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ВЦ «Академія», 2009. — 248 с. : іл.

ISBN 978-966-580-299-0

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—11 класів загальноосвітніх навчальних закладів. У ньому розглянуто матеріал із розділів «Вода. Розчини», «Хімічні реакції», «Найважливіші органічні сполуки». Підручник містить практичні роботи, лабораторні досліди, запитання, вправи, задачі, завдання для позакласного і домашнього експерименту, додатковий матеріал для допитливих, а також словник хімічних термінів і предметний покажчик.

ББК 24. я 721