

П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХИМИЯ

Учебник

9 класс

Вода

Растворы

Химические реакции

Важнейшие

органические соединения



Периодическая система химических элементов (короткий вариант)

Периоды	Группы																													
	a	I	b	a	II	b	a	III	b	a	IV	b	a	V	b	a	VI	b	a	VII	b	a	VIII	b						
1	H 1 Гидроген 1,0079 Водород 1s ¹										(H)					He 2 Гелий 4,0026 1s ²														
2	Li 3 Литий 6,941 [He]2s ¹			Be 4 Бериллий 9,012 [He]2s ²			B 5 Бор 10,81 [He]2s ² 2p ¹			C 6 Карбон 12,011 Углерод [He]2s ² 2p ²			N 7 Нитроген 14,0067 Азот [He]2s ² 2p ³			O 8 Оксиген 15,999 Кислород [He]2s ² 2p ⁴			F 9 Флуор 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵			Ne 10 Неон 20,180 [He]2s ² 2p ⁶								
3	Na 11 Натрий 22,990 [Ne]3s ¹			Mg 12 Магний 24,305 [Ne]3s ²			Al 13 Алюминий 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹			Si 14 Силиций 28,086 [Ne]3s ² 3p ²			P 15 Фосфор 30,974 [Ne]3s ² 3p ³			S 16 Сулфур 32,06 Сера [Ne]3s ² 3p ⁴			Cl 17 Хлор 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵			Ar 18 Аргон 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶								
4	K 19 Калий 39,098 [Ar]4s ¹			Ca 20 Кальций 40,08 [Ar]4s ²			21 Sc Скандий 44,956 [Ar]3d ¹ 4s ²			22 Ti Титан 47,87 [Ar]3d ² 4s ²			23 V Ванадий 50,941 [Ar]3d ³ 4s ²			24 Cr Хром 51,996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹			25 Mn Манган 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ² Марганец			26 Fe Железо 55,845 [Ar]3d ⁶ 4s ² Феррум			27 Co Кобальт 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ²			28 Ni Никель 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ²		
	29 Cu Купрум 63,546 [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Медь			30 Zn Цинк 65,41 [Ar]3d ¹⁰ 4s ²			31 Ga Галлий 69,72 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹			32 Ge Германий 72,64 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²			33 As Арсен 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Мышьяк			34 Se Селен 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴			35 Br Бром 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵			36 Kr Криптон 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶								
5	Rb 37 Рубидий 85,468 [Kr]5s ¹			Sr 38 Стронций 87,62 [Kr]5s ²			39 Y Иттрий 88,906 [Kr]4d ¹ 5s ²			40 Zr Цирконий 91,22 [Kr]4d ² 5s ²			41 Nb Ниобий 92,906 [Kr]4d ⁴ 5s ¹			42 Mo Молибден 95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹			43 Tc Технеций [98] [Kr]4d ⁵ 5s ²			44 Ru Рутений 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹			45 Rh Родий 102,905 [Kr]4d ⁸ 5s ¹			46 Pd Палладий 106,4 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰		
	47 Ag Аргентум 107,868 [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Серебро			48 Cd Кадмий 112,41 [Kr]4d ¹⁰ 5s ²			49 In Индий 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹			50 Sn Станум 118,71 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Олово			51 Sb Стибий 121,76 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Сурьма			52 Te Теллур 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴			53 I Иод 126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵			54 Xe Ксенон 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶								
6	Cs 55 Цезий 132,91 [Xe]6s ¹			Ba 56 Барий 137,33 [Xe]6s ²			57 La* Лантан 138,905 [Xe]5d ¹ 6s ²			72 Hf Гафний 178,49 [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²			73 Ta Тантал 180,948 [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²			74 W Вольфрам 183,84 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²			75 Re Рений 186,207 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²			76 Os Осмий 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²			77 Ir Иридий 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²			78 Pt Платина 195,09 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹		
	79 Au Аурум 196,967 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото			80 Hg Меркурий 200,59 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть			81 Tl Таллий 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹			82 Pb Плюмбум 207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Свинец			83 Bi Бисмут 208,980 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Висмут			84 Po Полоний [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴			85 At Астат [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵			86 Rn Радон [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶								
7	Fr 87 Франций [223] [Rn]7s ¹			Ra 88 Радий [226] [Rn]7s ²			89 Ac** Актиний [227] [Rn]6d ¹ 7s ²			104 Rf Резерфордий [267] [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²			105 Db Дубний [268] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²			106 Sg Сиборгий [271] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²			107 Bh Борий [270] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²			108 Hs Гассий [269] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²			109 Mt Майтнерий [278] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²			110 Ds Дармштадтий [281]		
	111 Rg Рентгений [282]			112 Cn Коперниций [285]			113			114 Fl Флеровий [289]			115			116 Lv Ливерморий [293]			117			118 Uuo Унуноктий [294]								
Высшие оксиды	E ₂ O			EO			E ₂ O ₃			EO ₂			E ₂ O ₅			EO ₃			E ₂ O ₇			EO ₄								
Летучие соединения с Гидрогеном							EH ₄			EH ₃			H ₂ E			HE														
*Лантаноиды	58 Ce Церий 140,12 4f ¹ 5d ¹		59 Pr Празеодим 140,908 4f ³ 5d ⁰		60 Nd Неодим 144,24 4f ⁴ 5d ⁰		61 Pm Прометий [145] 4f ⁵ 5d ⁰		62 Sm Самарий 150,4 4f ⁶ 5d ⁰		63 Eu Европий 151,96 4f ⁷ 5d ⁰		64 Gd Гадолиний 157,25 4f ⁷ 5d ¹		65 Tb Тербий 158,925 4f ⁹ 5d ⁰		66 Dy Диспрозий 162,50 4f ¹⁰ 5d ⁰		67 Ho Гольмий 164,93 4f ¹¹ 5d ⁰		68 Er Эрбий 167,26 4f ¹² 5d ⁰		69 Tm Тулий 168,93 4f ¹³ 5d ⁰		70 Yb Иттербий 173,04 4f ¹⁴ 5d ⁰		71 Lu Лютеций 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹			
**Актиноиды	90 Th Торий 232,038 5f ⁰ 6d ²		91 Pa Протактиний 231,036 5f ² 6d ¹		92 U Уран 238,029 5f ³ 6d ¹		93 Np Нептуний [237] 5f ⁴ 6d ¹		94 Pu Плутоний [244] 5f ⁶ 6d ⁰		95 Am Америций [243] 5f ⁷ 6d ⁰		96 Cm Кюрий [247] 5f ⁷ 6d ¹		97 Bk Берклий [247] 5f ⁹ 6d ¹		98 Cf Калифорний [251] 5f ¹⁰ 6d ⁰		99 Es Эйнштейний [252] 5f ¹¹ 6d ⁰		100 Fm Фермий [257] 5f ¹² 6d ⁰		101 Md Менделевий [258] 5f ¹³ 6d ⁰		102 No Нобелий [259] 5f ¹⁴ 6d ⁰		103 Lr Лоуренсий [266] 5f ¹⁴ 6d ¹			

s-элементы
 p-элементы
 d-элементы
 f-элементы
 Для f-элементов приведены только изменяемые части электронных формул

П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХИМИЯ

Учебник

для 9 класса
общеобразовательных
учебных заведений
с обучением на русском языке



Рекомендовано
Министерством образования и науки Украины

a | Киев
Видавничий центр «Академія»
2017

Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(Приказ Министерства образования и науки Украины от 20.03.2017 г. № 417)

Издано за счет государственных средств. Продажа запрещена

Попель П. П.

П57 Химия : учеб. для 9 кл. общеобраз. учебн. завед. с обуч. на рус. яз. / П. П. Попель, Л. С. Крикля ; пер. с укр. П. П. Попеля. — Киев : ВЦ «Академія», 2017. — 248 с. : илл.
ISBN 978-966-580-517-5
ISBN 978-966-580-520-5

Учебник подготовлен в соответствии с программой по химии для 7—9 классов общеобразовательных учебных заведений. Он содержит теоретический материал разделов «Вода. Растворы», «Химические реакции», «Важнейшие органические соединения», «Обобщение знаний по химии», практические работы, лабораторные опыты, упражнения, задачи, дополнительный материал для любознательных, словарь терминов, предметный указатель, список литературы и интернет-сайтов.

УДК 54(075.3)=161.1

Печатается по изданию:

Хімія : підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закл. / П. П. Попель, Л. С. Крикля. — Київ : ВЦ «Академія», 2017. — 240 с. : іл.

Эксперты, которые проводили экспертизу этого учебника во время конкурсного отбора проектов учебников для 9 класса общеобразовательных учебных заведений и сделали вывод о целесообразности предоставления учебнику грифа «Рекомендовано Министерством образования и науки Украины»:

Боровицкая И. Д., учитель СШ № 23 г. Луцка;

Горалечко Л. М., методист методического кабинета отдела образования Подволочиского поселкового совета Тернопольской области;

Кусяк Н. В., доцент кафедры химии Житомирского государственного университета имени Ивана Франка, кандидат химических наук

ISBN 978-966-580-517-5
ISBN 978-966-580-520-5

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2017
© Попель П. П., перевод, 2017
© ВЦ «Академія», оригинал-макет, 2017

Уважаемые 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 изучили свойства и способы получения важнейших неорганических соединений — оксидов, оснований, кислот, амфотерных гидроксидов, солей.

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

Все вещества существуют благодаря свойству 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 также о важнейших органических соединениях, в том числе о тех, которые содержатся в растениях, животных и организме человека. Уверены, что вы с интересом будете проводить новые химические опыты.

Как пользоваться учебником

Работа с учебником станет более эффективной, если вы знаете и понимаете его структуру.

В начале каждого параграфа указано, какое значение имеет для вас изложенный материал, а в конце параграфа сформулированы выводы. Текст, отмеченный слева вертикальной цветной линией, предназначен для тех, кто желает 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 лабора-

торным опытам и практическим работам представлен на цветном фоне.

После каждого параграфа приведены задания, упражнения и задачи разных типов; они размещены преимущественно по возрастанию сложности.

В конце учебника содержатся ответы к некоторым задачам и упражнениям, словарь основных терминов, а также предметный указатель. Он поможет быстро найти страницу учебника, на которой речь идет об определенном термине, веществе, явлении и т. д. Кроме того, для тех, кто интересуется химией, приведен список соответствующей литературы и названия интернет-сайтов.

Вдумчивая работа с учебником поможет вам глубже понять связь между составом, строением и свойствами веществ, научиться прогнозировать и объяснять химические превращения.

Подготовка и выполнение химического эксперимента

Как и раньше, вы будете проводить разные опыты на уроках химии, а также дома, получив разрешение родителей.

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

При выполнении химического эксперимента очень важно записывать все свои действия и наблюдения. Старайтесь всегда найти объяснение тому, что увидели во время опытов, и сделать соответствующие выводы. В 9 классе вам также следует соблюдать правила работы и безопасности при проведении химических опытов.

Химия — увлекательная наука. Вы уже убедились, что изучать ее необходимо для того, чтобы понимать, как устроен окружающий мир, по каким законам он развивается, чтобы использовать различные вещества, не нанося при этом вреда ни себе, ни природе.

Желаем вам успехов в учебе.

Авторы

1 раздел

Вода. Растворы

Каждый из вас, услышав слово «раствор», прежде всего представит себе прозрачную жидкость — бесцветную или окрашенную, а также вспомнит о воде, являющейся компонентом 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 находятся в растворах оснований, кислот, солей, поймете суть химических реакций между растворенными веществами.

1

Смеси веществ. Растворы

Материал параграфа поможет вам:

- вспомнить о различных видах смесей;
- выяснить, какие растворы называют коллоидными.

Смеси веществ. Что общего у воздуха, морской воды, нефти, гранита, молока, ювелир-

ного сплава, зубной пасты? Это — смеси веществ.

Вы знаете, что смеси бывают однородными и неоднородными.

В неоднородной смеси можно увидеть невооруженным глазом либо с помощью микроскопа частицы или капельки веществ, пузырьки газов. Когда наливаем в стакан газированный напиток или добавляем в воду при интенсивном перемешивании жидкое моющее средство, образуется *пена*. Это — неоднородная смесь газа и жидкости. Пенопласт также является пеной; основу этого материала составляет твердое вещество, в котором содержатся пузырьки газа. Молоко, майонез, косметические кремы — неоднородные смеси, главными компонентами которых являются жидкости (вода и жидкие жиры), нерастворимые друг в друге. Такие смеси называют *эмульсиями*. Жидкость с хорошо перемешанным нерастворимым и измельченным твердым веществом — это *суспензия*. Суспензиями являются смеси воды с порошком мела, мукой, глиной, некоторые лекарственные препараты.

► Какие преимущества, на ваш взгляд, имеет пенобетон как строительный материал по сравнению с «обычным» бетоном?

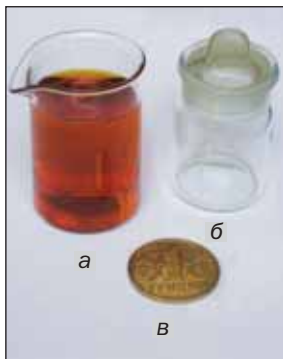
Растворы. В любой однородной смеси равномерно распределены мельчайшие частицы компонентов — атомы, молекулы, ионы.

Однородные смеси веществ называют *растворами*.

Растворы бывают не только жидкими, но и твердыми, газообразными (рис. 1).

Один из компонентов раствора называют *растворителем*, а другие — *растворенными веществами*. Растворителем считают вещество, находящееся в таком же агрегатном состоянии, что и раствор.

Рис. 1.
Растворы
(однородные смеси):
а — водный раствор соли FeCl_3 ;
б — воздух в стеклянной емкости;
в — сплав меди и алюминия



- Назовите растворитель и растворенное вещество в таких однородных смесях: а) водном растворе сахара; б) иодной настойке; в) хлоридной кислоте.

Если агрегатное состояние всех веществ, образующих раствор, одинаково, то растворителем считают вещество, имеющее наибольшую массу. Что касается растворов, содержащих воду, то существует традиция именно ее называть растворителем.

Вода растворяет многие вещества; это — лучший растворитель.

Различают *концентрированные* и *разбавленные растворы*. В разбавленном растворе содержится значительно больше растворителя, чем растворенного вещества, а в концентрированном — наоборот.

Свойства раствора отличаются от свойств его компонентов. Например, водный раствор поваренной соли замерзает при более низкой температуре, чем $0\text{ }^\circ\text{C}$, закипает при температуре, превышающей $100\text{ }^\circ\text{C}$, и, в отличие от воды и кристаллов натрия хлорида, хорошо проводит электрический ток.

Коллоидные растворы. Водные растворы крахмала и натрия хлорида внешне ничем не различаются; они бесцветны и прозрачны. Однако если на каждый раствор направить луч света, то его «путь» можно увидеть только

в растворе крахмала (рис. 2). Свет рассеивают очень большие молекулы этого вещества; каждая из них содержит тысячи соединенных атомов¹. Подобное явление можно наблюдать при прохождении солнечных лучей сквозь туман (рис. 3) или запыленный воздух. В первом случае свет отражают мелкие капельки воды, во втором — частицы пыли.

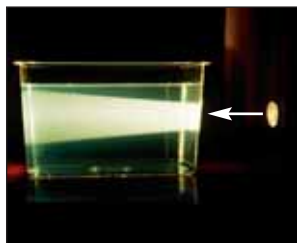


Рис. 2.
Прохождение светового
луча через раствор
крахмала



Рис. 3.
Солнечные лучи
в лесу

Растворы, содержащие большие частицы растворенных веществ либо совокупность многих атомов или молекул, называют *коллоидными*, а те, в которых находятся мельчайшие частицы веществ — отдельные атомы, молекулы, ионы, — *истинными*.

Это интересно

Размер молекулы воды — 0,25 нм.

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

Коллоидные растворы достаточно устойчивы; частицы растворенных веществ в них длительное время не оседают. Одной из причин этого является наличие на их поверхности одноименных электрических зарядов (поэтому частицы отталкиваются друг от друга и не «слипаются»). Вызвать осаждение частиц можно нагреванием коллоидного раствора

¹ О крахмале речь пойдет в § 32.

или растворением в нем какой-либо соли (например, натрий хлорида).

Коллоидные растворы очень распространены в живой природе. Такими растворами являются кровь, плазма крови, межклеточные жидкости, соки растений и др.

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

Значение растворов. Различные вещества, растворяясь в воде рек, морей, океанов, «путешествуют» по планете, принимают участие в химических реакциях с образованием минералов, компонентов почвы. Растворы поступают в растения через корни и листья, а в организмы животных и человека — вместе с пищевыми продуктами, поставляя необходимые элементы и вещества.

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

Вода, которую мы пьем, на самом деле является очень разбавленным раствором. В ней растворены небольшие количества различных веществ¹, придающих воде едва ощутимый вкус. При наличии в природной воде некоторых веществ и ионов она приобретает лечебные свойства, может восстанавливать солевой баланс в организме. Многие жидкие лекарственные средства являются водными растворами.

Живые существа дышат кислородом, входящим в состав воздуха — природного газового

¹ Пить только чистую (дистиллированную) воду нельзя, поскольку организм не будет получать необходимые элементы в достаточном количестве и из него будут «вымываться» нужные вещества.

раствора. Если бы мы дышали чистым кислородом, то процессы окисления в организме происходили бы очень интенсивно, а этого наш организм не выдержал бы.

Без использования воды, а также водных растворов различных веществ 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, или растворах, равномерно распределены атомы, молекулы или ионы веществ.

Коллоидные растворы отличаются от истинных растворов тем, что содержат очень большие молекулы или совокупности частиц растворенных веществ.

Вода в природе растворяет разные вещества и перераспределяет их на планете. С участием водных растворов происходят биологические процессы в организмах. Растворы широко используют в технологических процессах, медицине, других областях человеческой деятельности.



1. Чем различаются растворы и неоднородные смеси веществ?
2. Можно ли утверждать, что соки клубники, черной смородины являются растворами и содержат несколько растворенных веществ? Ответ обоснуйте.
3. Какие частицы находятся в водном растворе поваренной соли?
4. Раствор, состоящий из 100 г этилового спирта и 30 г воды, один ученик назвал концентрированным, а другой — разбавленным. Какое вещество каждый ученик считал растворителем?

5. В двух стаканах без этикеток находятся вода и водный раствор поваренной соли. Как экспериментально различить эти жидкости, не используя других веществ или растворов?
6. Какие растворы называют коллоидными? Чем они отличаются от истинных растворов?
7. О чем свидетельствует отсутствие видимого пути прохождения света через водные растворы глюкозы, натрий гидроксида?
8. Приведите примеры применения растворов в быту.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Приготовление коллоидных растворов

1. Приготовление коллоидного раствора крахмала¹.

Поместите в стакан 1/2 чайной ложки крахмала, добавьте 50 мл холодной воды и перемешайте смесь.

Налейте в небольшую емкость приблизительно 200 мл воды и нагрейте до кипения. Осторожно при перемешивании вливайте в кипящую воду смесь воды с крахмалом. Наблюдайте образование коллоидного раствора. Как только он закипит, прекратите нагревание и оставьте раствор охлаждаться.

Направьте свет от фонарика на приготовленный раствор. Что наблюдаете?

Выясните, будет ли выделяться крахмал из коллоидного раствора при добавлении раствора поваренной соли. Для этого растворите чайную ложку соли в 50 мл воды и влейте этот раствор в коллоидный раствор крахмала. Какие изменения происходят в жидкости в течение 5—15 мин.?

2. Приготовление киселя и ягодного желе.

Смешайте в стакане 1 столовую ложку крахмала и 200 мл холодной воды.

Налейте в емкость 2 л воды, нагрейте ее до кипения, добавьте ягоды и сахар (по вкусу). Приблизительно через 15 мин. в кипящую смесь² медленно добавляйте при перемешивании смесь воды с крахмалом. Прокипятите приготовленный кисель в течение 3—5 мин.

Ягодное желе готовят так же, как и кисель, но берут больше крахмала. После прекращения нагревания желе сразу разливают в формы и оставляют застывать при комнатной температуре.

¹ Коллоидный раствор можно также приготовить из пшеничной или рисовой муки, измельченных бобов.

² Жидкость можно отделить от ягод.

2 Строение молекулы воды. Понятие о водородной связи

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить строение молекулы воды;
- понять суть водородной связи.

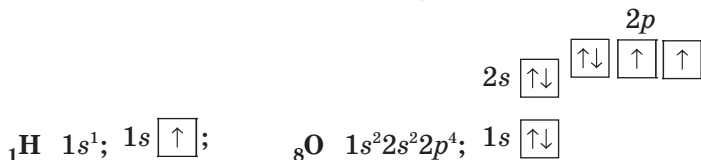
Строение молекулы. Химическая формула воды H_2O известна каждому из вас. Это — молекулярное вещество. Электронная и графическая формулы молекулы воды



указывают на то, что два атома Гидрогена соединены с атомом Оксигена простой ковалентной связью.

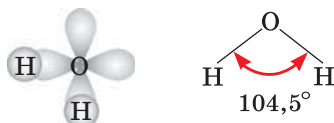
- Какую связь называют ковалентной? Какая особенность электронного строения атома дает возможность ему образовывать такую связь с другим атомом?

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



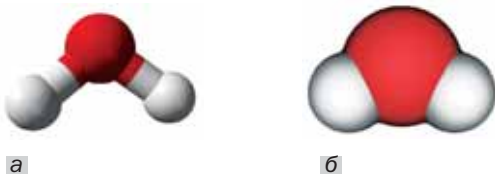
Каждая связь в молекуле воды образована s -электроном атома Гидрогена и p -электроном атома Оксигена. Два p -электрона атома Оксигена, принимающие участие в этих связях, являются неспаренными и находятся в разных орбиталях. Поскольку p -орбитали ориентированы перпендикулярно друг к

другу, молекула воды имеет угловое строение¹. Следует отметить, что угол между прямыми линиями, соединяющими центры атомов Гидрогена и Оксигена, равен не 90° , а $104,5^\circ$:

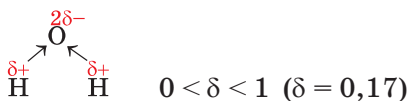


На рисунке 4 изображены две модели молекулы воды. В шаростержневой модели стержни имитируют ковалентную связь между атомами Гидрогена и Оксигена, а в масштабной модели соблюдены соотношения размеров этих атомов и молекулы воды.

Рис. 4. Модели молекулы воды:
 а — шаростержневая;
 б — масштабная.
 Белые шарики — атомы Гидрогена, красные — атомы Оксигена



Поскольку Оксиген — более электроотрицательный элемент, чем Гидроген, общие электронные пары в молекуле воды смещены от атомов Гидрогена к атому Оксигена; связь О–Н является полярной. На атоме Оксигена сосредоточен небольшой отрицательный заряд, а на каждом из двух атомов Гидрогена — положительный:



В итоге молекула воды со стороны атома Оксигена заряжена отрицательно, а с противоположной стороны, где находятся два атома Гидрогена, — положительно. Такую молекулу называют полярной; она является

¹ Такое объяснение строения молекулы воды является упрощенным.

диполем¹, т. е. имеет два разноименно заряженных полюса. Ее условно изображают эллипсом, в котором 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 $\overset{\delta+}{\text{H}}$ одной молекулы к атому $\overset{2\delta-}{\text{O}}$ другой. Кроме того, к положительно заряженному атому Гидрогена притягиваются также «неподеленные» электронные пары атома Оксигена другой молекулы воды.

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

Водородную связь принято обозначать тремя точками: $\text{H} \cdots \text{O}$. Эта связь значительно слабее ковалентной. Обязательное условие ее образования — наличие в молекуле атома Гидрогена, соединенного с атомом более электроотрицательного элемента (Флуора, Оксигена, Нитрогена).

Водородные связи существуют в воде, неорганических кислотах, этиловом спирте (§ 26), глицерине (§ 27), уксусной кислоте (§ 28), белках, а также между молекулами этих веществ и воды в растворах. Часть водородных связей постоянно разрушается, и одновременно образуются новые связи.

В воде каждая молекула соединена водородной связью с четырьмя другими молекулами (рис. 5); этим обусловлена характерная форма снежинок (рис. 6).

¹ Термин происходит от греческой приставки di(s) — дважды и слова polos — полюс.



Рис. 5.
Водородные связи
между молекулами воды



Рис. 6.
Снежинка

ВЫВОДЫ

Молекула воды 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. Водородные связи также существуют в кислотах, некоторых органических соединениях, водных растворах.



9. Объясните, почему молекула воды имеет угловую форму.
10. Каковы различия между шаростержневой и масштабной моделями молекулы?
11. Что такое водородная связь? В каком случае она образуется между частицами?
12. Вычислите количество атомов Гидрогена и атомов Оксигена в 1 мг воды.

13. Дейтерий D — природный нуклид Гидрогена. Ядро атома этого нуклида состоит из одного протона и одного нейтрона. Найдите массовую долю Дейтерия в так называемой тяжелой воде D₂O.
14. Вычислите массу молекулы H₂O в граммах.
15. Молекулы каких соединений имеют электронные формулы, схожие с электронной формулой молекулы воды?

3 Образование раствора

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что происходит при образовании раствора;
- объяснять тепловые эффекты, наблюдаемые при растворении веществ.

Образование раствора. Процесс образования раствора достаточно сложный, так как помимо физических явлений он часто сопровождается химическими явлениями.

Рассмотрим, как происходит растворение в воде *ионного вещества*. При попадании кристалла вещества в воду ее молекулы притягиваются своими противоположно заряженными частями к каждому иону, находящемуся на поверхности кристалла (рис. 7). 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 натрия хлорида в воде можно проиллюстрировать такой схемой:



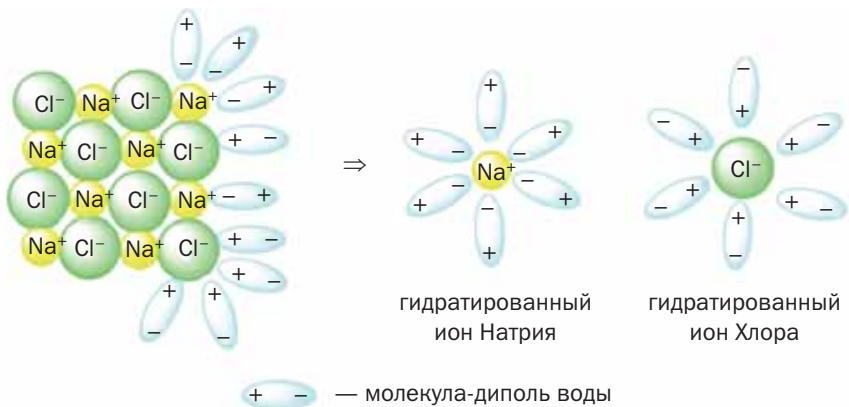


Рис. 7.
Растворение
ионного
кристалла
в воде

► Изобразите в тетради гидратированные катион Бария и гидроксид-ион.

Образование гидратированных ионов обуславливает существование кристаллогидратов (§ 4).

Растворение *молекулярных веществ* в воде может происходить по-разному. Если, например, молекулы кислорода, спирта, сахара, попадая в воду, не подвергаются изменениям, то молекулы хлороводорода, сульфатной кислоты распадаются на ионы (§ 7). Растворение углекислого газа в воде сопровождается химической реакцией — образованием карбонатной кислоты. Заметим, что при этом с водой реагирует лишь незначительная часть карбон(IV) оксида.

Процесс образования водного раствора можно разделить на три стадии:

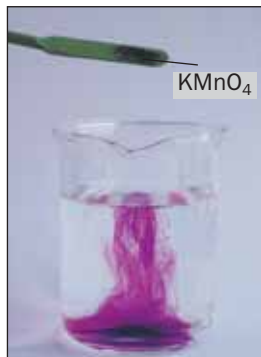
1. Взаимодействие частиц вещества и молекул воды.

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

3. Диффузия вещества и воды, т. е. распределение частиц одного вещества между частицами другого (рис. 8).

При растворении газа в воде вторая стадия отсутствует.

Рис. 8.
Диффузия
окрашенных
ионов MnO_4^-
в воде при
растворе-
нии калий
перманганата



Для того чтобы твердое вещество растворялось быстрее, его измельчают, увеличивая поверхность 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.

Возникновение теплового эффекта при растворении можно объяснить следующим образом. Взаимодействие частиц вещества и молекул воды (первая стадия растворения) происходит с выделением теплоты. Чтобы разъединить молекулы или ионы вещества (вторая стадия растворения), необходимо затратить энергию; на этом этапе теплота поглощается. Если на первой стадии растворения выделяется больше теплоты, чем поглощается на второй стадии, происходит разогревание раствора, а если наоборот — раствор охлаждается.

Смешав спирт или сульфатную кислоту с водой, наблюдаем разогревание раствора (во втором случае — довольно сильное). Причина заключается в том, что на второй стадии растворения этих веществ поглощается мало теплоты, поскольку молекулы спирта или кислоты притягиваются друг к другу очень слабо.

Разбавленный раствор сульфатной кислоты готовят так. Концентрированный раствор кисло-

ты доливают в воду (рис. 9), причем медленно, небольшими порциями, постоянно перемешивая и охлаждая емкость 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.

Рис. 9.
Приготовление
разбавленного
раствора
сульфатной
кислоты



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

ВЫВОДЫ

Образование раствора — сложный физико-химический процесс. Он состоит из нескольких стадий, на которых происходит взаимодействие молекул воды с веществом, отделение частиц вещества (молекул, ионов) друг от друга и переход их в растворитель.

При разрушении кристалла растворяющегося вещества теплота поглощается, а при гидратации ионов или молекул вещества — выделяется.



16. Опишите явления, происходящие при растворении вещества в воде.
17. Объясните, в чем различие между растворением сахара в воде и цинка в хлоридной кислоте.

18. В каком случае при растворении вещества происходит:
- выделение теплоты;
 - поглощение теплоты?
19. Будет ли зависеть тепловой эффект растворения вещества от его агрегатного состояния? Ответ аргументируйте.
20. Как можно достичь быстрого растворения твердого вещества в жидком растворителе?
21. Как вы думаете, почему при образовании водного раствора натрия нитрата температура жидкости понижается, а при растворении натрия гидроксида — повышается?

4 Кристаллогидраты

Материал параграфа поможет вам:

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

Вода может не только растворять вещества, но и реагировать с ними. При взаимодействии воды с некоторыми солями образуются вещества (тоже соли), которые, кроме соответствующих катионов и анионов, содержат молекулы воды. Это можно подтвердить с помощью эксперимента. Если к порошку купрум(II) сульфата (соединение белого цвета) добавлять воду, то твердое вещество сначала приобретает голубой цвет (рис. 10), а впоследствии полностью растворится. При нагревании полученного раствора вода будет испаряться, и через некоторое время в нем появятся мелкие голубые кристаллы.

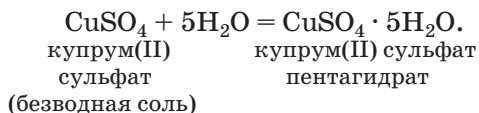
В этом опыте купрум(II) сульфат превращается в новое вещество. Его формула — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (читается: купрум-эс-о-четыре-на-пять-

Рис. 10.
Взаимодействие
соли CuSO_4
с водой



аш-два-о). Тривиальное название соединения — медный купорос¹, а химическое — купрум(II) сульфат пентагидрат. В названиях таких веществ к слову «гидрат» добавляют приставку, которая происходит от греческих числительных: моно- (1), ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6), гепта- (7), окта- (8), нона- (9)², 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 медном купоросе на каждую пару ионов — Cu^{2+} и SO_4^{2-} — приходится 5 молекул воды.

Уравнение реакции образования медного купороса:



Кристаллические вещества, имеющие в своем составе молекулы воды, называют кристаллогидратами.

Кристаллогидрат
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Известно большое количество кристаллогидратов. Среди них — гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

¹ Соединение используют в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями растений.

² Эта приставка происходит от латинского названия числа.

(рис. 11), железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, горькая соль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.



Рис. 11.
Природные
кристаллы
гипса

► Дайте химические названия этим кристаллогидратам.

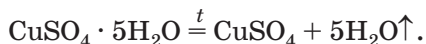
Воду, которая входит в состав кристаллогидратов, называют *кристаллизационной*.

Часто кристаллогидраты и соответствующие безводные соединения имеют разный цвет (рис. 12).



Рис. 12.
Некоторые
кристалло-
гидраты и
безводные соли

При нагревании кристаллогидраты разлагаются с выделением воды:



Решение задач. Многие соли, которые производят на химических заводах и поставляют в

химические лаборатории, являются кристаллогидратами. Среди реактивов, имеющихся в школьном химическом кабинете, вы не найдете безводных барий хлорида, магний сульфата, алюминий нитрата и многих других растворимых солей, а на этикетках упаковок с веществами увидите формулы $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Кристаллогидраты используют для приготовления растворов, проведения химических реакций. Предварительно рассчитывают массу или количество вещества кристаллогидрата, которые соответствуют определенной массе или количеству вещества безводного соединения.

ЗАДАЧА 1. Найти массовую долю воды в медном купоросе.

Дано:



$w(\text{H}_2\text{O})$ — ?

Решение

1-й способ

1. Вычисляем молярную массу медного купороса:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = M(\text{CuSO}_4) + 5M(\text{H}_2\text{O}) = \\ = 160 + 5 \cdot 18 = 160 + 90 = 250 \text{ (г/моль)}.$$

2. Составляем пропорцию и находим массовую долю воды в кристаллогидрате:

250 г (масса 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) — 1 (или 100 %),
90 г (масса 5 моль воды) — x ;

$$x = w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90 \cdot 1}{250} = 0,36, \text{ или } 36 \%$$

2-й способ

Вычислив молярную массу медного купороса (см. способ 1, п. 1), находим массовую долю воды в кристаллогидрате по соответствующей формуле:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{5M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \\ = \frac{90}{250} = 0,36, \text{ или } 36 \%$$

Ответ: $w(\text{H}_2\text{O}) = 0,36$, или 36 %.

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

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{CuSO}_4) \text{ — ?}$$

Решение

1-й способ

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

$$\begin{array}{l} \text{в } 250 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ содержится } 90 \text{ г } \text{H}_2\text{O}, \\ \text{в } 25 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \quad \quad \quad \text{—} \quad \quad \quad x \text{ г } \text{H}_2\text{O}; \end{array}$$

$$x = m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г.}$$

2. Рассчитываем массу безводной соли:

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 25 - 9 = 16 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

2-й способ

1. Вычисляем количество вещества кристаллогидрата:

$$\begin{aligned} n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) &= \\ &= \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{25}{250} = 0,1 \text{ (моль)}. \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{O}) &= 5 \cdot n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 5 \cdot 0,1 = 0,5 \text{ (моль)}. \end{aligned}$$

3. Вычисляем массу кристаллизационной воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 18 = 9 \text{ (г)}.$$

4. Рассчитываем массу безводной соли:

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 25 - 9 = 16 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г}; m(\text{CuSO}_4) = 16 \text{ г}.$

ЗАДАЧА 3. Какую массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 200 г раствора с массовой долей купрум(II) сульфата CuSO_4 5 %?

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{CuSO}_4) = 5 \%$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{воды}) \text{ — ?}$$

Решение

1. Находим массу купрум(II) сульфата, которая будет находиться в 200 г 5 %-го раствора:

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= w(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{р-ра}) = \\ &= 0,05 \cdot 200 \text{ г} = 10 \text{ г.} \end{aligned}$$

2. Вычисляем массу медного купороса, в которой содержится 10 г CuSO_4 :

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль};$$

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 160 г CuSO_4 ,
в x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — 10 г CuSO_4 ;

$$x = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{250 \text{ г} \cdot 10 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 15,6 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем массу воды:

$$\begin{aligned} m(\text{воды}) &= m(\text{р-ра}) - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 200 \text{ г} - 15,6 \text{ г} = 184,4 \text{ г}. \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 15,6 \text{ г}$;

$$m(\text{воды}) = 184,4 \text{ г}.$$

ВЫВОДЫ

Кристаллические вещества, содержащие в своем составе молекулы воды, называют кристаллогидратами. При нагревании они разлагаются с образованием безводных соединений.

Перед применением кристаллогидрата для приготовления раствора или перед проведением химической реакции рассчитывают массу кристаллогидрата, в которой содержится определенная масса безводного соединения.



22. Что такое кристаллогидрат? Приведите примеры таких соединений.
23. Запишите формулу кристаллогидрата, формульная единица которого состоит из одного иона Be^{2+} , двух ионов Cl^- и четырех молекул воды. Дайте химическое название этому соединению.
24. Выполните вычисления для кристаллогидрата $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и заполните таблицу:

$M(\text{CuCl}_2)$	$2M(\text{H}_2\text{O})$	$M(\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$	$w(\text{CuCl}_2)$	$w(\text{H}_2\text{O})$

25. Какая масса барий гидроксида содержится в его кристаллогидрате массой 6,3 г? Примите во внимание, что в формульной единице кристаллогидрата — восемь молекул воды.

26. Кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ при нагревании разлагается на кальцинированную соду Na_2CO_3 и водяной пар. Какая масса кристаллической соды разложилась, если масса твердого вещества в результате реакции уменьшилась на 9 г?
27. Кристаллогидрат $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ массой 16 г растворили в 94 г воды. Вычислите массовую долю литий сульфата Li_2SO_4 в приготовленном растворе.
28. Как из 5 г медного купороса приготовить раствор, в котором массовая доля купрум(II) сульфата составляет 8 %?
29. В какой массе воды следует растворить 14,6 г соединения $\text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить раствор с массовой долей безводной соли 10 %?
30. Какую массу кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ нужно растворить в 1 л воды, чтобы приготовить 20 %-й раствор безводной соли?
31. Определите массу кристаллогидрата $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, необходимую для получения 5,35 г феррум(III) гидроксида.

5 Растворимость веществ

Материал параграфа поможет вам:

- понять смысл выражения «растворимость вещества»;
- выяснить, от каких факторов зависит растворимость различных веществ в воде.

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

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

Сульфатная и нитратная кислоты, этиловый спирт, ацетон смешиваются с водой в любых соотношениях с образованием раствора. Эти вещества имеют неограниченную

растворимость в воде. Однако для многих других веществ существует предел растворения.

Раствор, в котором в данных условиях вещество больше не растворяется, называют *насыщенным* (рис. 13), а тот, в котором еще можно растворить некоторую порцию вещества, — *ненасыщенным*.



Рис. 13.
Насыщенный
раствор калий
бромата
 KBrO_3 (над
кристаллами
соли)

Растворимость большинства веществ можно оценить количественно. Для этого указывают максимальную массу вещества, которая может раствориться в 100 г растворителя при определенной температуре¹. Соответствующую физическую величину принято обозначать латинской буквой *S* (первая буква в латинском слове *solvere* — растворять).

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

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

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

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.

Зависимость растворимости веществ от их строения. Многие ионные вещества хорошо растворяются в воде. Такое свойство имеют и вещества, состоящие, как и вода, из полярных молекул, в частности соединения галогенов с водородом — HF, HCl, HBr, HI. Вещества с неполярными молекулами, например азот N₂, кислород O₂, метан CH₄, имеют незначительную растворимость в воде или не растворяются в ней. Со времен алхимиков существует правило: *подобное растворяется в подобном*. Это правило актуально и ныне, несмотря на многие исключения.

Зависимость растворимости веществ от температуры. Влияние температуры на растворимость вещества в большинстве случаев определяется его агрегатным состоянием.

Если в стакан налить холодной водопроводной воды и поставить его в теплое место, то спустя некоторое время на стенках сосуда появятся пузырьки воздуха, который был растворен в воде (рис. 14). В теплой воде растворимость газов меньше, и «лишний» воздух выделяется из нее.

Растворимость газов в воде с повышением температуры уменьшается.

Рис. 14.
Выделение
пузырьков
растворенного
воздуха из
нагретой
водопроводной
воды



Зависимость растворимости твердых веществ в воде от температуры обычно является противоположной.

Растворимость большинства твердых веществ в воде с повышением температуры возрастает.

Натрий гидроксид, магний нитрат, лимонная кислота, многие другие соединения лучше растворяются в горячей воде, чем в холодной. Например, в 1 л воды при температуре 20 °С растворяется приблизительно 2 кг сахара, а при температуре 80 °С — 3,6 кг.

Некоторые соединения, в частности кальций гидроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 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. 15).

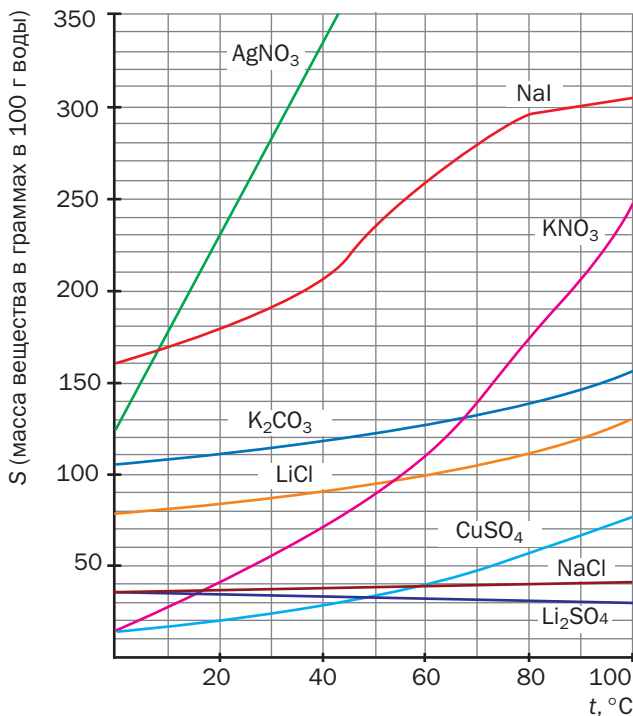


Рис. 15.
Кривые растворимости некоторых солей в воде

На горизонтальной оси такого графика откладывают температуру, а на вертикальной — растворимость, т. е. максимальную массу вещества, которая растворяется при определенной температуре в 100 г воды. Точки на кривой растворимости отвечают составу насыщенных растворов, а участок под кривой — ненасыщенным растворам.

В соответствии с кривыми, представленными на рисунке 15, в 100 г воды при температуре 90 °С растворяется, например, 300 г натрий иодида, 120 г литий хлорида.

► Воспользовавшись рисунком 15, определите растворимость калий нитрата в воде при температуре 60 °С.

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

Растворимость газов в воде с повышением давления увеличивается.

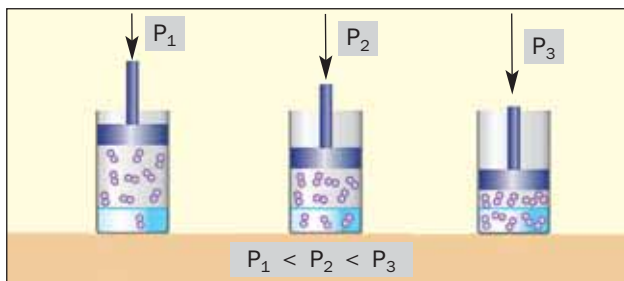
Растворимость большинства газов в воде прямо пропорциональна давлению; соответствующий график является прямой линией. Если давление увеличить в несколько раз, то растворимость газа в воде увеличится во столько же раз (рис. 16).

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

ВЫВОДЫ

Способность вещества образовывать с другим веществом раствор называют растворимостью.

Рис. 16.
Влияние
давления на
растворимость
газа в воде



Большинство веществ имеет ограниченную растворимость в воде. Ее выражают максимальной массой вещества, которая может раствориться 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 увеличивается и не зависит от давления. Газы увеличивают свою растворимость в воде с понижением температуры и повышением давления.



32. Что понимают под растворимостью вещества? От каких факторов зависит растворимость веществ в воде?
33. После постепенного добавления в воду нескольких порций растворимого кристаллического вещества и длительного перемешивания образовалась неоднородная смесь. Что представляет собой жидкость над кристаллами вещества? Как превратить эту смесь в однородную, т. е. в раствор?
34. Предложите эксперимент, с помощью которого можно различить насыщенный и ненасыщенный растворы натрия хлорида.
35. Учитывая строение веществ, оцените способность серы, графита, калий нитрата, гелия, гидроген бромида растворяться в воде.
36. Определите растворимость калий карбоната в воде при температуре 70 °С, воспользовавшись кривой растворимости соединения (рис. 15).
37. В 10 мл воды при 20 °С растворили 20 г аргентум нитрата. Какой раствор был приготовлен — разбавленный или концентрирован-

- ный, насыщенный или ненасыщенный? Для ответа воспользуйтесь кривой растворимости соединения (рис. 15).
38. В 100 г воды при нормальных условиях растворяется 2,8 мг азота. Какой максимальный объем газа может раствориться в этих условиях в 1 л воды?

для любознательных

Вода — лучший растворитель для солей

Если к концентрированному водному раствору поваренной соли медленно добавлять спирт, постоянно перемешивая жидкость, то через некоторое время появятся мелкие кристаллики натрия хлорида, которые будут оседать на дно сосуда. Эта соль имеет меньшую растворимость в водно-спиртовых смесях, чем в воде, а в 100 г чистого спирта при 25 °С растворяется лишь 0,065 г натрия хлорида.

Аналогичное явление можно наблюдать для многих других хлоридов, а также нитратов, сульфатов. Почти все соли, хорошо растворимые в воде, имеют очень малую растворимость в спирте, а в бензине, керосине они нерастворимы. Среди немногих исключений — ртуть(II) хлорид HgCl_2 ; растворимость этой соли в спирте в несколько раз выше, чем в воде при такой же температуре.

ВНЕУРОЧНЫЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Выращивание кристаллов медного купороса¹

Приготовьте насыщенный раствор медного купороса. Для этого поместите в химический стакан приблизительно 20 г этого вещества и доливайте небольшими порциями при постоянном перемешивании горячую воду до растворения кристаллов. В случае необходимости горячий раствор профильтруйте. Накройте стакан листом бумаги и оставьте раствор охлаждаться до комнатной температуры.

На следующий день вы увидите на дне стакана кристаллы, а над ними будет насыщенный раствор. Достаньте пластмассовым пинцетом кристалл правильной формы, без дефектов, и положите его на бумагу. Слейте насыщенный раствор с оставшихся кристаллов в другой стакан и осторожно положите на дно отобранный кристалл (его

¹ Можно также вырастить кристаллы алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

можно подвесить на тонкой нити, рис. 17). стакан 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 поместили в раствор. Удаляя мелкие кристаллы и переворачивая отобранный кристалл на разные грани для равномерного роста (делайте это с интервалом в несколько дней), можно вырастить красивый кристалл величиной в несколько сантиметров. Периодически доливайте в сосуд новые порции холодного насыщенного раствора соединения.

Если мелкие кристаллы из сосуда не удалять, образуются друзы — группы кристаллов, сросшихся друг с другом (рис. 18).

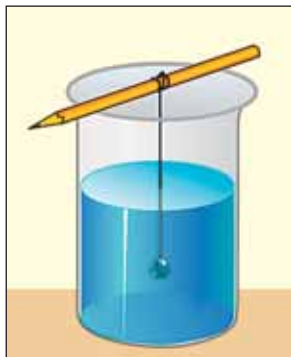


Рис. 17.
Выращивание кристалла медного купороса из насыщенного раствора купрум(II) сульфата



Рис. 18.
Друзы кристаллов солей

6 Электролиты и неэлектролиты

Материал параграфа поможет вам:

- понять, почему растворы и расплавы некоторых веществ проводят электрический ток;
- различать электролиты и неэлектролиты;

- узнать о том, как можно обнаружить ионы в растворе.

Общеизвестно, что все металлы проводят электрический ток. Такое свойство обусловлено наличием в металлах электронов, которые не удерживаются атомами и свободно перемещаются в веществе. Если соединить металлическую проволоку или пластину с батарейкой (аккумулятором), то эти электроны начинают двигаться к положительно заряженному полюсу батарейки, и в металле возникает электрический ток.

Соли, основания, основные и амфотерные оксиды состоят из заряженных частиц другого типа — ионов. Выясним с помощью эксперимента, могут ли вещества ионного строения проводить электрический ток. Соберем прибор, состоящий из стакана, двух электродов¹, лампочки и батарейки (рис. 19). 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. 20).

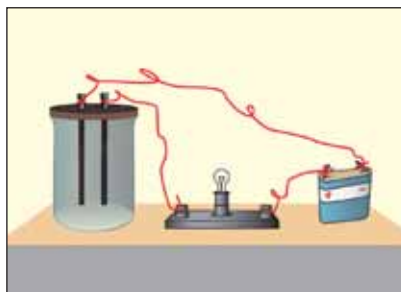


Рис. 19.
Прибор для исследования электропроводности веществ, растворов, расплавов

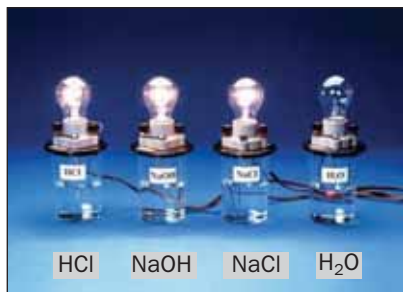


Рис. 20.
Обнаружение способности водных растворов и воды проводить электрический ток

¹ Электродом может служить стержень или пластина из электропроводного материала — металла или графита.

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. 21). Если в нее погрузить электроды, соединенные с источником постоянного тока, движение ионов становится направленным. Положительно заряженные ионы (катионы) будут перемещаться к отрицательно заряженному электроду (катоду), а отрицательно заряженные (анионы) — к положительно заряженному электроду (аноду) (рис. 22).

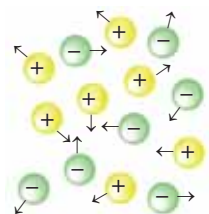


Рис. 21.
Хаотическое движение ионов в расплаве или растворе

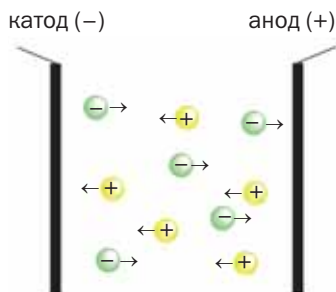


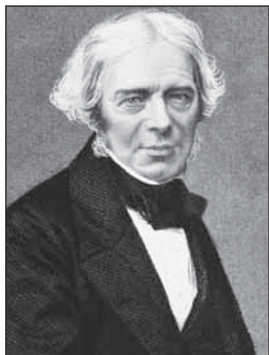
Рис. 22.
Направленное движение ионов к электродам в расплаве или растворе

Электропроводными являются не только расплавы и водные растворы ионных веществ, но и водные растворы некоторых молекулярных веществ — кислот. Причина заключается в том, что при растворении кислоты в воде часть ее молекул разрушается с образованием ионов. Этот процесс будет рассмотрен в следующем параграфе.

Соединения, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют электролитами¹.

¹ Термин происходит от греческого слова *lytos* — тот, который разлагается.

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, которые разлагаются или образуются под действием электрического тока (1833—1834). Усовершенствовал способ сжижения газов и получил в жидком состоянии хлор, сероводород, аммиак, азот(IV) оксид. Одним из первых стал изучать реакции, протекающие в присутствии катализаторов. Осуществил фундаментальные исследования электричества, магнетизма, сделал немало открытий в физике. Не имел высшего образования.

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

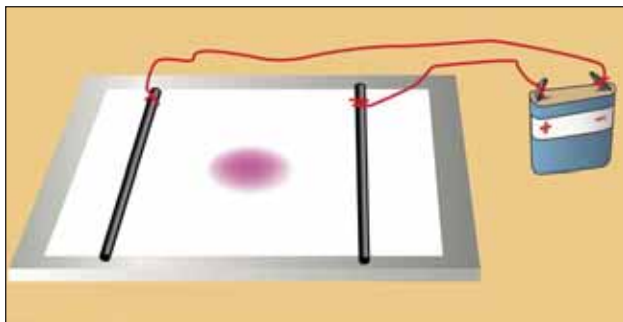
Общее название веществ, растворы и расплавы которых не проводят ток, — *неэлектролиты*. К ним относятся многие молекулярные вещества, а также вещества атомного строения.

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

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

Движение ионов в растворе можно обнаружить с помощью простого опыта. На стеклянную или полимерную пластину кладут лист фильтровальной бумаги и смачивают его бесцветным раствором электролита (например, натрий хлорида). Затем в центр листа наносят несколько капель раствора соли, содержащей окрашенные катионы (купрум(II) сульфата CuSO_4 , никель(II) сульфата NiSO_4 , феррум(III) хлорида FeCl_3) или анионы (калий перманганата KMnO_4 , калий дихромата $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). На бумагу с обеих сторон от центра кладут два электрода и соединяют их проволочками с

Рис. 23.
Опыт для
обнаружения
движения
окрашенных
ионов
в растворе
к электродам



батарейкой (рис. 23). Цветное пятно начинает перемещаться к одному из электродов.

- К какому электроду — положительно или отрицательно заряженному — будут перемещаться катионы Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , анионы MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

ВЫВОДЫ

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



39. Какие вещества проводят электрический ток в твердом состоянии? Назовите частицы, обуславливающие электропроводность этих веществ.
40. Какие вещества называют электролитами? Приведите несколько примеров.
41. Почему водный раствор натрия хлорида проводит электрический ток?
42. Водопроводная вода, в отличие от дистиллированной, проводит электрический ток. Как это объяснить?

43. Электропроводность какой воды выше — морской или речной? Почему?
44. Назовите классы соединений, которые являются электролитами:
- а) только в водных растворах;
 - б) в водных растворах и в жидком (расплавленном) состоянии.
45. Среди перечисленных 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.
46. Вычислите суммарное количество ионов:
- а) в 20,0 г литий оксида;
 - б) в 11,7 г натрий хлорида;
 - в) в 20,4 г алюминий оксида;
 - г) в 41,0 г кальций нитрата.

7 Электролитическая диссоциация

Материал параграфа поможет вам:

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

Свойство растворов или расплавов некоторых веществ проводить электрический ток обусловлено наличием ионов в этих жидкостях.

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

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 исследование растворов и химических реакций. Автор теории электролитической диссоциации (1887), за создание которой ученому была присуждена Нобелевская премия (1903). Объяснил зависимость скорости реакции от температуры, сформулировал представление об «активных молекулах» (1889). Математическая формула этой зависимости была названа уравнением Аррениуса. Автор многих научных работ по химии, биологии, геологии, физике.

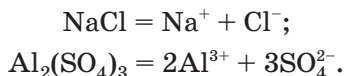
Теорию электролитической диссоциации веществ в растворах создал шведский ученый Сванте Август Аррениус в 1887 году.

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

Электролитическая диссоциация ионных веществ. О процессе растворения ионного вещества в воде речь шла в § 3. Молекулы воды благодаря электростатическому взаимодействию с ионами, размещенными на поверхности кристаллов, постепенно извлекают их из вещества (рис. 7). 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 представить химическим уравнением. Запи-

шем уравнения электролитической диссоциации натрия хлорида и алюминий сульфата в водном растворе:

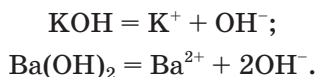


(Молекулы воды, с которыми соединены ионы, в таких уравнениях не указывают.)

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

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

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



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

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 синезеленый. Таким образом, с помощью индикатора можно обнаружить в водном растворе щелочи ионы OH^- , а не конкретное соединение.

Нерастворимые основания на индикаторы не действуют.

В химии часто используют словосочетание «щелочная среда». Оно указывает на то, что в растворе имеются гидроксид-ионы.

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 хлоридной кислоте — водном растворе хлороводорода HCl .

Это интересно
Заряд на атоме Гидрогена в молекуле HCl составляет $+0,2$, а на атоме Хлора $-0,2$.

В молекуле HCl существует полярная ковалентная связь. Общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому Хлора ($\text{H}:\text{Cl}$). На этом атоме сосредотачивается небольшой отрицательный заряд (δ^-), а на атоме Гидрогена — положительный заряд (δ^+). Таким образом, молекула хлороводорода является диполем: $\overset{\delta^+}{\text{H}}-\overset{\delta^-}{\text{Cl}}$.

При растворении хлороводорода в воде молекулы HCl и H_2O притягиваются друг к другу своими противоположно заряженными частями. Вследствие этого ковалентная связь во многих молекулах HCl разрывается, и они распадаются, но не на атомы, а на ионы (рис. 24).

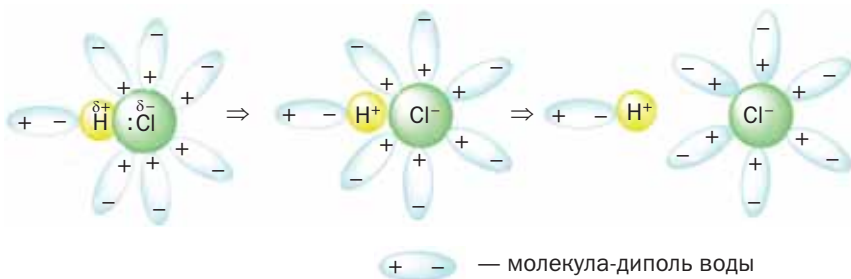


Рис. 24. Образование ионов из молекул HCl в водном растворе

Общая электронная пара, которая была смещена к атому Хлора, при разрушении молекулы переходит в его «собственность»; атом Хлора превращается в ион Cl^- . Атом Гидрогена теряет свой единственный электрон и становится ионом H^+ . Образовавшиеся ионы, как и моле-

кулы HCl , являются гидратированными, т. е. соединенными с молекулами воды.

Некоторые ионы H^+ и Cl^- вследствие электростатического притяжения снова соединяются в молекулы. Поэтому уравнение электролитической диссоциации хлороводорода в водном растворе записывают со знаком обратимости:



Этот знак свидетельствует об одновременном протекании двух процессов — прямого (слева направо) и обратного (справа налево). Оба процесса при постоянных концентрации раствора и температуре происходят с одинаковой скоростью. Поэтому количество молекул и ионов в растворе со временем не изменяется.

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

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

Наличие ионов H^+ в водных растворах кислот обуславливает общие химические свойства этих соединений, например одинаковое действие на индикатор. С его помощью обнаруживаем в водном растворе кислоты ионы H^+ , а не определенную кислоту. Выражение «кислая среда» означает, что раствор содержит катионы Гидрогена.

Нерастворимые кислоты не действуют на индикаторы.

Диссоциация многоосновных кислот имеет ступенчатый характер; она протекает в несколько стадий. Рассмотрим этот процесс на примере трехосновной ортофосфатной кислоты H_3PO_4 . Молекула этой кислоты содержит три

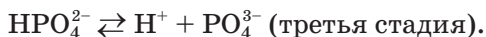
атома Гидрогена. Вначале от молекулы отделяется один из них, превращаясь в ион H^+



затем, уже от иона H_2PO_4^- , — второй



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



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

На каждой стадии диссоциирует только часть молекул или ионов. Водный раствор ортофосфатной кислоты, кроме молекул воды, содержит молекулы H_3PO_4 , катионы Гидрогена и разное 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 $[\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{BaOH}^+ + \text{OH}^-; \text{BaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-]$, а в одну стадию и полностью:



В раствор переходят ионы, из которых состоят эти соединения.

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.

8

Степень электролитической диссоциации. Слабые и сильные электролиты

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что называют степенью электролитической диссоциации соединения;
- характеризовать электролиты по степени их диссоциации.

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

Степень диссоциации — это отношение количества молекул электролита, распавшихся на ионы, к количеству его молекул до диссоциации.

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

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

В приведенных формулах $N(\text{дис.})$ — количество молекул электролита, распавшихся на ионы; $N(\text{общ.})$ — количество молекул электролита до диссоциации.

Интервалы значений степени диссоциации:

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

В приведенных выше формулах количество продиссоциировавших молекул можно заменить количеством образующихся катионов или анионов. Если учесть, например, что каждая молекула нитратной кислоты при диссоциации образует один катион H^+ и один анион NO_3^-



получаем:

$$\alpha(\text{HNO}_3) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})} = \frac{N(\text{H}^+)}{N(\text{HNO}_3)} = \frac{N(\text{NO}_3^-)}{N(\text{HNO}_3)}$$

В выражение для степени диссоциации можно записать и количества 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 HA на каждую пару ионов H^+ и A^- приходится четыре молекулы соединения. Вычислить степень диссоциации кислоты.

Дано:

$$N(\text{H}^+) = N(\text{A}^-) = 1$$

$$N(\text{HA}) = 4$$

$$\alpha(\text{HA}) = ?$$

Решение

Пара ионов (H^+ и A^-) образовалась из одной молекулы кислоты:



Таким образом, до диссоциации было $4 + 1 = 5$ молекул соединения HA .

Вычисляем степень диссоциации кислоты:

$$\alpha(\text{HA}) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{общ.})} = \frac{1}{5} = 0,2,$$

$$\text{или } 0,2 \cdot 100 \% = 20 \%$$

Ответ: $\alpha(\text{HA}) = 0,2$, или 20 %.

Слабые и сильные электролиты. Если степень диссоциации равна, 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, например, 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 веществ $\alpha = 1$ (100 %), и все они являются сильными электролитами.

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

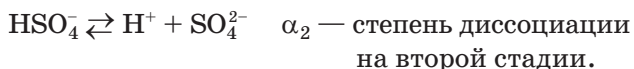
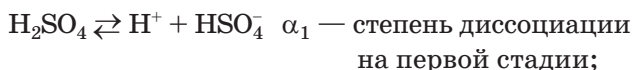
Приводим примеры важнейших кислот каждого типа; их формулы записаны в порядке уменьшения степени диссоциации соединений в растворах (форзац II):



сильные кислоты кислоты средней силы слабые кислоты

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

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



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

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

ВЫВОДЫ

Степень диссоциации — это отношение количества молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему (исходному) количеству его молекул. Степень диссоциации также выражают в процентах.

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



57. Что называют степенью электролитической диссоциации? На какие группы делят электролиты в зависимости от значений этой физической величины?
58. 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.
59. Среди приведенных слов и словосочетаний выберите такое, 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.
60. Запишите различные математические выражения для вычисления степени диссоциации хлоридной кислоты.
61. Сильным или слабым электролитом является кислота HA , если в ее водном растворе:
 а) из каждых 20 молекул HA не распались на ионы 17 молекул;
 б) на каждую молекулу HA приходится шесть ионов?
62. Каких частиц в водном растворе сульфатной кислоты больше всего, а каких — наименьшее количество: молекул H_2SO_4 , ионов SO_4^{2-} , HSO_4^- , H^+ ? Ответ объясните.
63. Какая формула для расчета степени диссоциации сульфатной кислоты на второй стадии является правильной и почему:
- а) $\alpha_2 = \frac{N(\text{SO}_4^{2-})}{N(\text{HSO}_4^-)}$; в) $\alpha_2 = \frac{N(\text{H}^+)}{N(\text{HSO}_4^-)}$?
 б) $\alpha_2 = \frac{N(\text{SO}_4^{2-})}{N(\text{H}_2\text{SO}_4)}$;

9 Вода как электролит. Водородный показатель (pH)

Материал параграфа поможет вам:

- характеризовать электролитическую диссоциацию воды;
- выяснить, что такое водородный показатель (pH);
- определять приблизительные значения pH растворов с помощью универсального индикатора.

Вода как электролит. Результаты опытов свидетельствуют о том, что чистая вода (например, дистиллированная, в которой нет растворенных электролитов) имеет незначительную электропроводность. Это обусловлено наличием в воде очень малых количеств ионов H^+ и OH^- . Такие ионы образуются вследствие разрыва одной из полярных ковалентных связей в молекуле H_2O (§ 2). Следовательно, вода —

электролит. Она диссоциирует согласно уравнению



Вода является очень слабым электролитом. При температуре 25 °С лишь одна ее молекула из каждых 555 миллионов молекул распадается на ионы. Степень электролитической диссоциации воды равна

$$\alpha(\text{H}_2\text{O}) \approx 1,8 \cdot 10^{-9} \quad \alpha(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{555\,000\,000} \approx 1,8 \cdot 10^{-9},$$

или $1,8 \cdot 10^{-7} \%$.

Вычислим количество вещества катионов Гидрогена в 1 л чистой воды. Для этого сначала определяем количество вещества воды в 1 л (или в 1000 г):

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,6 \text{ моль}.$$

Теперь воспользуемся одной из формул для степени диссоциации электролита (§ 8):

$$\alpha(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}^+)}{n(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow n(\text{H}^+) = \alpha(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O});$$

$$n(\text{H}^+) = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,6 \text{ моль} = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ моль}.$$

Таким образом, в 1 л воды содержится 10^{-7} моль ионов H^+ . Другими словами, *молярная концентрация катионов Гидрогена в воде* составляет 10^{-7} моль/л. Так как молекула воды диссоциирует на один ион H^+ и один ион OH^- , то молярная концентрация гидроксид-ионов также равна 10^{-7} моль/л.

Молярную концентрацию обозначают латинской буквой *c*.

Водородный показатель. Если значение молярной концентрации катионов Гидрогена записать в таком виде:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-m} \text{ моль/л},$$

то число *m* является *водородным показателем*. Его сокращенное обозначение — pH (читается «пэ-аш»).

$$\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) = 7$$

Поскольку в чистой воде $c(\text{H}^+) = 10^{-7}$ моль/л, то *pH воды равен 7*. Для воды и любого водного раствора с таким значением pH используют термин «нейтральная среда».

В растворе кислоты содержится больше катионов Гидрогена, чем в воде, т. е. $c(\text{H}^+) > 10^{-7}$ моль/л. Значения молярной концентрации ионов H^+ в растворах кислот могут составлять, например, 10^{-6} ; 10^{-4} ; 10^{-1} моль/л. Им отвечают значения pH 6, 4, 1.

Растворы щелочей содержат меньше катионов Гидрогена, чем чистая вода, но больше ионов OH^- . Возможными для таких растворов являются, например, значения молярной концентрации ионов H^+ 10^{-8} ; 10^{-10} ; 10^{-13} моль/л. Соответствующие значения pH: 8, 10, 13.

Таким образом, для растворов кислот $\text{pH} < 7$, а для растворов щелочей $\text{pH} > 7$. Термины, используемые для характеристики таких растворов, — «кислая среда», «щелочная среда».

Экспериментальное определение pH растворов. В 7 и 8 классах вы определяли наличие кислоты или щелочи в растворе с помощью индикаторов — лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа, а также универсальной индикаторной бумаги. В отличие от первых трех индикаторов универсальный индикатор позволяет определить приблизительное значение pH раствора (рис. 25).



Рис. 25.
Полоски универсальной индикаторной бумаги со шкалой pH на упаковке

- Каким должен быть цвет универсальной индикаторной бумаги в чистой воде? Какую окраску может приобретать этот индикатор в растворах кислот, щелочей?

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Обнаружение ионов Гидрогена и гидроксид-ионов в растворе. Определение приблизительного значения рН воды, щелочных и кислых растворов с помощью универсального индикатора

Вам выдан штатив с пробирками, в которых находятся вода (водопроводная или дистиллированная), разбавленные хлоридная кислота и раствор натрий гидроксид, а также растворы уксусной кислоты, хозяйственного мыла.

В вашем распоряжении — полоски универсальной индикаторной бумаги, шкала рН, стеклянная палочка, стакан с водой, небольшие листы фильтровальной бумаги.

Для определения значения рН каждой жидкости погрузите в нее стеклянную палочку и нанесите с ее помощью каплю жидкости на полоску универсальной индикаторной бумаги. Сравните цвет индикатора после действия на него исследуемой жидкости с цветной шкалой рН и запишите значение водородного показателя этой жидкости.

Перед определением рН другой жидкости промойте стеклянную палочку водой и вытрите ее фильтровальной бумагой.

Результаты опыта запишите в таблицу:

Жидкость	Значение рН
Вода	
Раствор натрий гидроксид	
...	

В химических лабораториях для измерения рН используют приборы — рН-метры (рис. 26). Они дают возможность определить водородный показатель с точностью до 0,01.



Рис. 26.
рН-метр

- ▶ На кислую, щелочную или нейтральную среду указывает значение рН на экране прибора (рис. 26)?

Значения водородного показателя для большинства растворов, встречающихся в природе, меньше 7 или почти равны этому числу (табл. 1).

Таблица 1

Средние значения водородного показателя для некоторых жидкостей

Жидкость	рН	Жидкость	рН
Желудочный сок	1,4	Моча	6,4
Лимонный сок	2,1	Слюна	7,1
Сок яблок Антоновка	2,5	Слезы	7,3
Томатный сок	4,1	Кровь	7,4
Свежее молоко	6,5	Лимфа	7,4

Существенное отклонение значений рН некоторых биологических жидкостей в организме человека от значений, приведенных в таблице, вызывает заболевание или является его результатом. Людям с повышенной кислот-

ностью желудочного сока рекомендуют пить минеральную воду с меньшей концентрацией ионов H^+ (т. е. с более высоким рН), а людям с пониженной кислотностью — «более кислую» воду (с низшим рН). Многие жидкие косметические средства имеют рН = 5,5. Соответствующее содержание в них катионов H^+ является оптимальным для нашей кожи.

На промышленных предприятиях осуществляют контроль значений рН некоторых пищевых продуктов и косметических средств. Если, например, свежее молоко имеет более низкое значение водородного показателя, чем предусмотрено стандартом, его не направляют в торговую сеть, а используют для производства кисломолочной продукции.

В сельском хозяйстве кислотность почвенного раствора является одним из основных факторов, влияющих на урожай. Так, картофель лучше всего растет на слабокислых почвах (рН \approx 5), а свекла — на нейтральных (рН \approx 7).

ВЫВОДЫ

Вода — очень слабый электролит. Незначительная часть ее молекул диссоциирует с образованием катионов Гидрогена и гидроксид-ионов. Концентрация каждого иона в чистой воде составляет 10^{-7} моль/л.

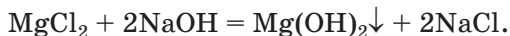
Содержание ионов H^+ в воде и водных растворах характеризуют с помощью водородного показателя (рН). Значение рН чистой воды равно 7, раствора кислоты — меньше 7, а раствора щелочи — больше 7.

Приблизительные значения водородного показателя растворов определяют с помощью универсального индикатора.

Природные растворы и биологические жидкости имеют различные значения рН.

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



Раствор исходной соли содержит катионы Магния и анионы Хлора



а раствор щелочи — катионы Натрия и гидроксид-ионы:

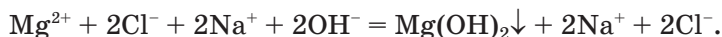


В результате реакции ионы Mg^{2+} и OH^- , соединяясь, образуют осадок малорастворимого основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а ионы Na^+ и Cl^- остаются в растворе.

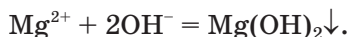
Изменим приведенное выше химическое уравнение, приняв во внимание состояние (диссоциированное, недиссоциированное) каждого реагента и продукта. Вместо формул реагентов записываем формулы ионов, которые были в растворах веществ до реакции, вместе с соответствующими коэффициентами (учитываем индекс 2 в формуле соли Магния и коэффициент 2 перед формулой щелочи):



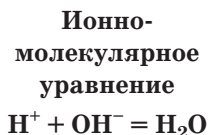
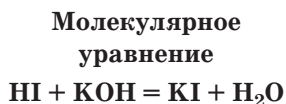
В правой части уравнения оставляем формулу $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а вместо формулы натрий хлорида записываем формулы соответствующих ионов с учетом коэффициента 2, который был в исходном уравнении:



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



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



Ионно-молекулярное уравнение указывает на то, что именно происходит при химическом превращении, т. е. какие частицы взаимодействуют или образуются в растворе. Составляя такое уравнение, каждое вещество записывают в той форме (диссоциированной, недиссоциированной), которая преобладает в реакционной смеси или является в ней единственно возможной.

При составлении ионно-молекулярного уравнения соблюдают такую последовательность действий:

1. Записывают «обычное» химическое уравнение (его называют молекулярным²).
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, какие — слабыми электролитами или неэлектролитами.
4. Формулы растворимых сильных электролитов заменяют формулами соответствующих ионов, учитывая при этом индексы и коэффициенты. Сначала записывают катионы, затем — анионы.

¹ Иногда употребляют сокращенный термин «ионное уравнение».

² Такое название является условным, поскольку молекул оснований и солей не существует; это — ионные вещества.

5. Из обеих частей полученного уравнения исключают одинаковые ионы (в случае их наличия) в одинаковом количестве.
6. Если все коэффициенты окажутся кратными, их делят на соответствующее число.

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

Теперь рассмотрим, как выполняют противоположное задание. Составим молекулярное уравнение, отвечающее ионно-молекулярному уравнению



В левой части уравнения записаны только формулы ионов. Следовательно, взаимодействующие вещества должны быть сильными и растворимыми электролитами.

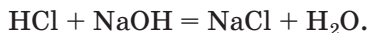
Ионы H^+ образуются в растворе при диссоциации сильной кислоты (например, $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$), а ионы OH^- — при диссоциации щелочи (например, $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$). Выбрав в качестве реагентов хлоридную кислоту и натрий гидроксид, допишем в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



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



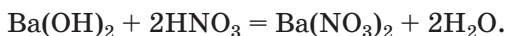
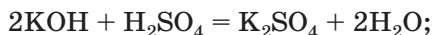
«Соединив» ионы в формулы соответствующих веществ, получим молекулярное уравнение



Таким образом, чтобы составить молекулярное уравнение по имеющемуся ионно-мо-

лекулярному уравнению, следует заменить каждый ион формулой соответствующего сильного и растворимого электролита, а затем дописать формулы других реагентов (продуктов) — растворимых сильных электролитов.

Очевидно, что ионно-молекулярному уравнению $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ отвечают многие молекулярные уравнения, так как реагентами могут быть другие щелочи и сильные кислоты. Примеры таких уравнений:



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

► Предложите молекулярное уравнение, которое отвечает ионно-молекулярному уравнению $2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{Ag}_2\text{CO}_3\downarrow$.

При составлении ионно-молекулярных уравнений сильную двухосновную кислоту H_2SO_4 принято представлять ионами H^+ и SO_4^{2-} , а кислоты средней силы — молекулами, т. е. в недиссоциированной форме.

ВЫВОДЫ

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

При составлении ионно-молекулярных уравнений только сильные растворимые электролиты представляют в диссоциированной форме.



73. Чем отличается ионно-молекулярное уравнение от молекулярного?
74. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций, отвечающие таким молекулярным уравнениям:
- а) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$;
 - в) $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
75. Предложите молекулярные уравнения, отвечающие таким ионно-молекулярным уравнениям:
- а) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$;
 - б) $3\text{Pb}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$;
 - в) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$;
 - г) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 - е) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.
76. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций, которые протекают в растворе между такими электролитами:
- а) феррум(II) нитратом и барий гидроксидом;
 - б) натрий фторидом и хлоридной кислотой;
 - в) литий гидроксидом и сульфатной кислотой;
 - г) хром(III) сульфатом и калий ортофосфатом.
77. 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.
78. Допишите схемы превращений, составьте ионно-молекулярные и соответствующие молекулярные уравнения:
- а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \dots \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \dots \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.

11

Реакции обмена между электролитами в растворе

Материал параграфа поможет вам:

- пополнить свои знания о реакциях обмена с участием электролитов;
- прогнозировать возможность протекания реакции обмена.

Это интересно

Некоторые соли могут взаимодействовать друг с другом и в расплавленном состоянии.

Рассмотренные в предыдущем параграфе реакции относятся к реакциям обмена.

Не все реакции обмена возможны. В 8 классе вы узнали, что реакция такого типа происходит, если ее продукт является малорастворимым или нерастворимым (он выделяется в виде осадка), газом либо слабой кислотой. Теперь добавим, что реакция протекает и в случае образования слабого электролита, в том числе и воды.

Таким образом, для определения возможности протекания реакции обмена нужно иметь сведения о растворимости и силе электролитов. Напоминаем, что ряд кислот, размещенных по их способности к диссоциации, приведен на форзаце II. Необходимо также знать, что фторидная кислота HF, хлоридная HCl, иодидная HI, сульфидная H₂S, нитратная HNO₃ — летучие кислоты, карбонатная H₂CO₃ и сульфитная H₂SO₃ — неустойчивы, а силикатная кислота H₂SiO₃ нерастворима в воде.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Реакция обмена с образованием осадка

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора феррум(III) хлорида и добавьте такой же объем раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете?

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Реакция обмена с выделением газа

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрий карбоната и добавляйте к нему небольшими порциями разбавленную нитратную кислоту. Что происходит?

Запишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Реакция обмена с образованием воды

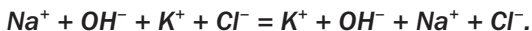
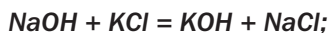
Налейте в пробирку 1 мл раствора натрий гидроксида, добавьте одну каплю раствора фенолфталеина и доливайте небольшими порциями с помощью пипетки разбавленную нитратную кислоту до тех пор, пока не исчезнет окраска индикатора. Содержимое пробирки периодически перемешивайте стеклянной палочкой или встряхиванием.

Объясните результаты наблюдений.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения.

Обратите внимание на ионно-молекулярные уравнения, записанные 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 будет выделяться ни осадок, ни газ. Составив ионно-молекулярное уравнение, обнаружим, что его левая и правая части одинаковы:



Полученный раствор содержит все ионы, которые были в растворах натрий гидроксида и калий хлорида. Таким образом, эти соединения не взаимодействуют друг с другом.

Изложенный выше материал касается реакций обмена, в которых оба реагента — растворимые и сильные электролиты. Если исходное

вещество не растворяется в воде или является слабой кислотой, то вывод о возможности протекания реакции делают после проведения соответствующего химического эксперимента.

ВЫВОДЫ

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

В результате реакции обмена количество ионов в растворе уменьшается.



79. В каких случаях реакция обмена происходит?
80. Допишите формулы продуктов реакций и составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:
- а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$; в) $\text{MnCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
б) $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$;
81. Допишите схемы реакций, составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:
- а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3 + \dots$;
б) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$;
в) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \dots \rightarrow \dots + \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
82. Будет ли протекать реакция в водном растворе между соединениями с такими формулами:
- а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2S ; в) HCl и KNO_3 ;
б) LiOH и HBr ; г) K_2CO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
- Ответы аргументируйте. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
83. Какие ионы не могут одновременно находиться в водном растворе:
- а) SO_4^{2-} и Cl^- ; г) Na^+ и Ba^{2+} ;
б) Ca^{2+} и PO_4^{3-} ; д) Pb^{2+} и NO_3^- ;
в) Al^{3+} и OH^- ; е) Cu^{2+} и S^{2-} ?
84. Укажите соединения, с которыми взаимодействует в водном растворе феррум(II) сульфат:
- а) хлоридная кислота; г) барий нитрат;
б) калий гидроксид; д) карбонатная кислота.
в) натрий сульфид;

85. Подберите по две пары разных электролитов, которые реагируют в растворе с образованием:

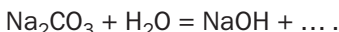
- а) алюминий гидроксида;
- б) силикатной кислоты.

Примите во внимание, что среди силикатов растворимыми являются только соли Натрия и Калия. Напишите соответствующие молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

для любознательных

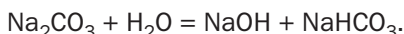
Гидролиз солей

Если в раствор кальцинированной соды, или натрий карбоната, Na_2CO_3 добавить каплю раствора фенолфталеина, то он приобретает малиновую окраску. Это указывает на наличие в растворе ионов OH^- . Поскольку в составе соли таких ионов нет, приходим к выводу: натрий карбонат взаимодействует с водой, и одним из продуктов этой реакции является натрий гидроксид:

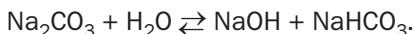


Можно предположить, что второй продукт — карбонатная кислота. Эта кислота неустойчива и разлагается с образованием углекислого газа. Однако выделение газа из раствора соды не наблюдается. Значит, вторым продуктом реакции будет другое вещество.

Сопоставление количества атомов каждого элемента в формулах двух реагентов и натрий гидроксида указывает на образование, кроме щелочи, кислой соли¹ NaHCO_3 :



Известно, что с водой реагирует лишь незначительная часть соды. В то же время происходит обратная реакция — между соединениями NaOH и NaHCO_3 (ее продукты — Na_2CO_3 и вода). Учитывая это, в химическом уравнении вместо знака равенства записывают знак обратимости:



Рассмотренная реакция является реакцией обмена. Правда, обмен веществ своими «составными частями» неполный: только половина ионов Натрия в исходной соли обменивается на атомы Гидрогена.

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

Реакцию обмена между солью и водой называют реакцией гидролиза¹.

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

Теперь мы можем объяснить, почему в клетках таблицы растворимости, отвечающих некоторым солям, имеется знак #. Каждая из таких солей происходит от слабого основания и слабой кислоты и поэтому подвергается полному гидролизу:



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Реакции ионного обмена между электролитами в водных растворах

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

Воспользовавшись таблицей растворимости и рядом кислот по их силе (форзац II), выясните, будут ли протекать реакции в растворе (и какие именно):

- а) между двумя солями;
- б) между солью и щелочью;
- в) между солью и кислотой.

Осуществите эти реакции, а также реакцию между щелочью и 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 ↓

¹ Термин происходит от греческих слов *hydōr* — вода и *lysis* — разложение.

(если в результате реакции вещество выпадает в осадок), ↑ (если вещество выделяется в виде газа) или отметку «сл.» (если соединение — 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 между некоторыми веществами не происходят.



86. Какую реакцию, которая в практической работе не происходит, можно осуществить в иных условиях? Укажите эти условия, напишите химическое уравнение и назовите продукты реакции.
87. Какими могли быть результаты практической работы, если бы вместо раствора натрия гидроксида был выдан раствор барий гидроксида? Заполните соответствующую таблицу и составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

12 Качественные реакции на некоторые ионы

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие химические реакции называют качественными;

- обнаруживать некоторые анионы с помощью качественных реакций;
- анализировать возможность осуществления качественной реакции.

Часто возникает необходимость выяснить, содержит ли водный раствор определенные катионы или анионы. Если для обнаружения ионов H^+ и OH^- используют индикаторы, то для других ионов проводят химические реакции, сопровождающиеся особыми внешними эффектами (образование характерного осадка, выделение газа с определенными свойствами, появление или изменение окраски раствора). Такие реакции называют *качественными*.

Предлагаем вам осуществить реакции, с помощью которых можно обнаружить в растворе некоторые анионы.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Обнаружение хлорид-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрия хлорида и добавьте 2—3 капли раствора аргентум нитрата. Наблюдайте появление белого творожистого осадка аргентум хлорида.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной качественной реакции.

В раствор с осадком налейте 1—2 мл разбавленной нитратной кислоты. Растворяется ли аргентум хлорид в этой кислоте?

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Обнаружение бромид-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора калий бромида и добавьте 2—3 капли раствора аргентум нитрата. Наблюдайте появление светло-желтого творожистого осадка аргентум бромида. Выясните, растворяется ли осадок в разбавленной нитратной кислоте.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной качественной реакции.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Обнаружение иодид-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора калий иодида и добавьте 2—3 капли раствора аргентум нитрата. Наблюдайте появление желтого творожистого осадка аргентум иодида. Определите, растворяется ли осадок в разбавленной нитратной кислоте.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной качественной реакции.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Обнаружение сульфат-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрий сульфата или разбавленного раствора сульфатной кислоты и добавьте несколько капель раствора барий хлорида. Образуется белый мелкокристаллический осадок барий сульфата. Определите, растворяется ли осадок в разбавленной нитратной кислоте.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной качественной реакции.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

Обнаружение ортофосфат-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрий ортофосфата и добавьте 2—3 капли раствора аргентум нитрата. Наблюдайте появление желтого осадка аргентум ортофосфата. Выясните, растворяется ли осадок в разбавленной нитратной кислоте.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной качественной реакции.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

Обнаружение карбонат-ионов в растворе

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрия карбоната и добавьте несколько капель раствора барий хлорида. Образуется белый осадок барий карбоната. Долейте к содержимому пробирки 1 мл разбавленной нитратной кислоты. Что наблюдаете? Имеет ли запах выделяющийся газ?

Поднесите к отверстию пробирки увлажненную полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется цвет индикатора? О чем это свидетельствует?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций.

Карбонат-ионы можно также обнаружить в растворе, добавив к нему кислоту. Выделяется углекислый газ, не имеющий запаха. При пропускании этого газа в раствор кальций гидроксида образуется белый осадок кальций карбоната.

Для обнаружения в растворе некоторых анионов вместо аргентум нитрата можно использовать плюмбум(II) нитрат. Хлорид, бромид, сульфат, ортофосфат и карбонат Плюмбума(II) — белые осадки, а иодид — желтый (рис. 27).

Рис. 27.
Осаждение
бромид (а)
и иодида (б)
Плюмбума(II)



Если исследуют очень разбавленные растворы, то некоторые реакции обмена могут не произойти, так как соли $PbCl_2$, $PbBr_2$, PbI_2 , $PbSO_4$ являются малорастворимыми.

Поскольку хлорид-ионы выявляют в растворе, добавляя к нему раствор аргентум нитрата, то катионы Аргентума можно обнаружить, воспользовавшись хлоридной кислотой или раствором натрий хлорида.

Провести качественную реакцию с целью обнаружения определенных ионов часто не удается из-за наличия в исследуемом растворе некоторых других катионов или анионов. Вы не сможете, например, проверить с помощью соли $AgNO_3$, имеются ли в растворе хлорид-ионы, если в нем находятся бромид-, иодид-, сульфат-, карбонат- или ортофосфат-ионы. Все перечисленные ионы соединяются с ионами Ag^+ , и образуются осадки соответствующих солей.

Качественные реакции используют не только для выявления тех или иных ионов, но и для распознавания соединений или их растворов. С помощью таких реакций обнаруживают токсичные катионы и анионы в промышленных стоках. Качественные реакции на нитрат-ионы дают возможность проверить, содержатся ли остатки удобрений (нитратов) в овощах.

ВЫВОДЫ

Реакции с участием определенных ионов, протекающие с характерным внешним эффектом (образование осадка, выделение газа, появление или изменение окраски раствора), называют качественными реакциями. Их проводят с целью обнаружения различных ионов в растворе, распознавания соединений.



88. Какую реакцию называют качественной?
89. Реакции какого типа вы осуществляли, выполняя лабораторные опыты № 5—10?
90. Как можно различить желтые осадки аргентум иодида и аргентум ортофосфата?
91. Как можно различить белые осадки барий сульфата и барий карбоната? Напишите соответствующее химическое уравнение в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
92. Можно ли обнаружить в растворе хлорид-, бромид-, иодид- и ортофосфат-ионы с помощью раствора соли Бария? Ответ обоснуйте.
93. Можно ли выявить сульфат-ионы, карбонат-ионы в растворе, используя раствор аргентум нитрата? Ответ обоснуйте.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Решение

экспериментальных задач

Вам выданы некоторые вещества и растворы. В вашем распоряжении — раствор натрий гидроксида, разбавленная сульфатная кислота, а также промывалка с водой и стеклянные палочки. Для выполнения задания 3 вам необходимо попросить дополнительный реактив.

ВАРИАНТ I

Задание 1. Распознавание твердых соединений.

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

Задание 2. Распознавание растворов соединений.

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

Задание 3. Обнаружение ионов в растворе.

Выданный раствор содержит две соли Натрия — карбонат и ортофосфат. Докажите наличие в нем анионов CO_3^{2-} и PO_4^{3-} .

ВАРИАНТ II

Задание 1. Распознавание твердых соединений.

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

Задание 2. Распознавание растворов соединений.

В трех произвольно пронумерованных пробирках находятся бесцветные растворы калий нитрата, барий хлорида, алюминий сульфата. Определите содержимое каждой пробирки.

Задание 3. Обнаружение ионов в растворе.

Выданный раствор содержит две соли Калия — карбонат и иодид. Докажите наличие в нем анионов CO_3^{2-} и I^- .

Последовательность действий при выполнении каждого задания, наблюдения, выводы запишите в тетрадь.

Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.



94. В вашем распоряжении вместо разбавленной сульфатной кислоты имеется хлоридная кислота. Можно ли в этом случае выполнить задания:

- а) варианта I;
- б) варианта II?

Ответы аргументируйте.

95. Можно ли распознать соединения в задании 1 каждого варианта с помощью нагревания? В случае утвердительного ответа расскажите, как вы выполните задание. Составьте соответствующие химические уравнения.

2 раздел

Химические реакции

В этом разделе обобщена информация об известных вам типах химических реакций. Рассмотрены также реакции, которые вы еще не изучали, их характерные признаки и особенности протекания. Выполняя предложенные задания, вы приобретете новые навыки по составлению химических уравнений.

13 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 реакции разложения, замещения и обмена являются возможными;
- ознакомиться с обратимыми и необратимыми реакциями.

Признаки, по которым классифицируют химические реакции. Превращения веществ постоянно происходят в природе; без них невозможно существование живых организмов. Разнообразные реакции изучают ученые

в лабораториях, осуществляют инженеры и технологи на заводах, школьники и студенты при проведении экспериментальных работ.

Химические реакции протекают медленно или мгновенно, в обычных условиях или при нагревании, в присутствии катализатора либо без него. Они могут сопровождаться различными внешними эффектами — образованием осадка или газа, изменением цвета веществ или растворов, выделением теплоты и т. п.

Для того чтобы упорядочить множество химических реакций, осуществлена их классификация. При этом были учтены определенные признаки и особенности реакций. Важнейшими из них являются:

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

В этом параграфе обобщены сведения о реакциях соединения, разложения, замещения и обмена, а также рассмотрены реакции, которые могут протекать в разных направлениях.

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

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

Вам известны реакции соединения, в которых принимают участие

- *два простых вещества* (рис. 28)

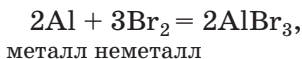
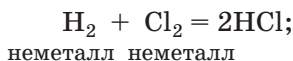


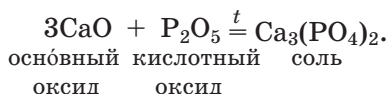
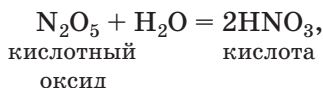
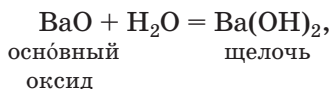
Рис. 28.
Реакция
алюминия
с бромом



**Реакция
соединения**
 $A + B (+ \dots) \rightarrow C$



- *два оксида*

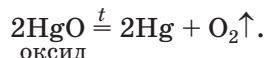
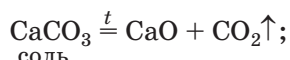
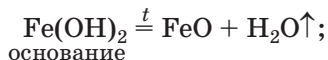


Не все реакции соединения возможны. Например, инертные газы гелий, неон и аргон не взаимодействуют ни с одним веществом. Не происходят реакции кислорода с хлором, бромом, иодом, а водорода — с бором, силицием. Золото реагирует только с наиболее активными неметаллами — галогенами, а также с некоторыми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

- Составьте уравнения реакций: а) натрия с водородом; б) между оксидами Лития и Сульфур(VI).

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

То, что разлагаться могут лишь сложные вещества, — очевидно. Среди них — основания, амфотерные гидроксиды, оксигенсодержащие кислоты и их соли, некоторые оксиды (рис. 29):



**Реакция
разложения**
 $A \rightarrow B + C (+ \dots)$



Рис. 29.
Разложение
ртути(II)
оксида

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

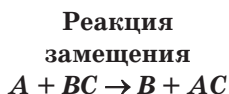


Продуктами разложения оснований, оксигенсодержащих кислот и большинства их солей являются оксиды. Не разлагаются при нагревании гидроксиды, карбонаты и сульфаты Натрия и Калия, а также оксигенсодержащие соли, каждая из которых образована двумя нелетучими оксидами, — фосфаты, силикаты, цинкаты, алюминаты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

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

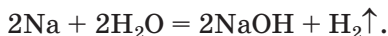
Реакции замещения и обмена. Изучая в 8 классе химические превращения неорганических соединений, вы узнали о реакциях, в каждой из которых — два реагента и два продукта.

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



Реакции замещения с участием металлов вам хорошо известны.

Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой:

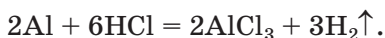


В этой реакции один из двух атомов Гидрогена в молекуле воды замещается на атом (точнее — на ион) металлического элемента.

Известны реакции, в которых происходит полное замещение атомов Гидрогена в молекулах воды. Пример такого превращения:

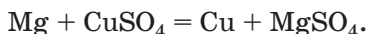


Почти все металлы реагируют с кислотами. Часть этих реакций происходит с выделением водорода:



Так взаимодействуют с металлами хлоридная и разбавленная сульфатная кислоты. Протекание подобных реакций возможно, если металл находится в ряду активности слева от водорода.

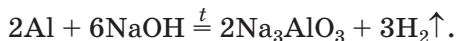
Металлы могут взаимодействовать с растворами солей. Продуктами этих реакций являются другой металл и новая соль:



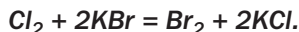
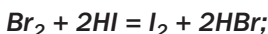
Такие превращения происходят, если металл-реагент расположен в ряду активности слева от металла-продукта.

- Напишите уравнение реакции меди с раствором аргентум нитрата.

Цинк, алюминий, олово, другие активные металлы, которым соответствуют элементы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, взаимодействуют со щелочами. В случае реакции металла с расплавленной щелочью атомы металлического элемента замещают атомы Гидрогена во втором реагенте:



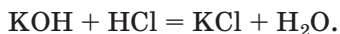
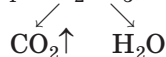
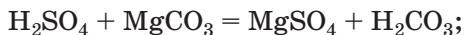
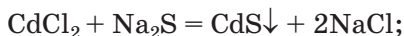
В реакциях замещения могут принимать участие и неметаллы. Например, более активный галоген вытесняет менее активный из водного раствора галогеноводорода (безоксигеновой кислоты) или соли (галогенида):



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

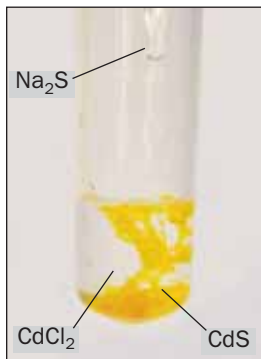
Реакцию между двумя сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями (атомами, группами атомов, ионами), называют реакцией обмена.

Реакции обмена протекают преимущественно в водном растворе. В них принимают участие электролиты — основания, кислоты, соли. Случаи, когда эти реакции возможны, вам известны. Это — выделение осадка (рис. 30) или газа, образование слабого электролита (в том числе воды):



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

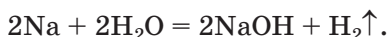
Рис. 30.
Осаждение
кадмий
сульфида



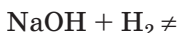
- Составьте ионно-молекулярные уравнения этих трех реакций.

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

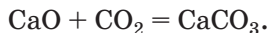
Натрий реагирует с водой согласно уравнению



Это — необратимая реакция, поскольку противоположное превращение невозможно:



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



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



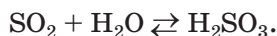
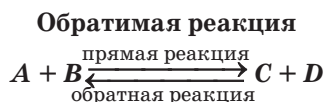
В определенном температурном интервале могут одновременно протекать как образова-

ние кальций карбоната, так и его разложение. В этих условиях обе реакции не происходят до конца, и в закрытом сосуде обнаруживаем смесь трех соединений — кальций оксида, карбон(IV) оксида и кальций карбоната.

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

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

Реакцию 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:



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

ВЫВОДЫ

Для классификации химических реакций используют различные признаки. Сопоставляя количества реагентов и продуктов, 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 протекать в прямом и обратном направлениях) и необратимые (возможна только прямая реакция).



96. Назовите признаки, по которым классифицируют химические реакции.

97. Дайте определения реакциям соединения, разложения, замещения и обмена.

98. Найдите соответствие:

Уравнение реакции	Тип реакции
1) $2\text{NH}_3 + 3\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$;	а) реакция обмена;
2) $\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$;	б) реакция разложения;
3) $4\text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$;	в) реакция замещения;
4) $\text{MgI}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KI}$;	г) реакция соединения.

99. Запишите уравнения двух реакций — соединения и разложения, в результате которых образуется алюминий оксид.

100. Составьте два молекулярных уравнения реакций обмена, отвечающих ионно-молекулярному уравнению $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$.

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

102. Вычислите массу соли, которая образовалась в результате нейтрализации барий гидроксидом 800 г раствора нитратной кислоты с массовой долей кислоты 25,2 %.

103. Сульфур(VI) оксид при сильном нагревании разлагается на сульфур(IV) оксид и кислород. Вычислите:

а) среднюю молярную массу образующейся смеси газов;

б) относительную плотность этой смеси по воздуху.

104. Кальций карбонат при нагревании потерял 11 % своей массы. Найдите массовые доли веществ, содержащихся в твердом остатке.

14

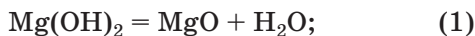
Окислительно-восстановительные реакции

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какую реакцию называют окислительно-восстановительной;
- различать процессы окисления и восстановления, окислители и восстановители;

- понять значение окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные реакции.
Сравним два химических превращения:

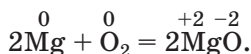
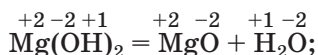


Учитывая количество реагентов и продуктов в каждой реакции, приходим к выводу: реакция (1) является реакцией разложения, а реакция (2) — реакцией соединения.

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 химических уравнениях (1) и (2).

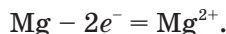
Указав степени окисления элементов над формулами реагентов и продуктов, обнаруживаем, что они изменяются только при образовании оксида из простых веществ:



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

Процессы окисления и восстановления.
Выясним происхождение термина «окислительно-восстановительная реакция». Ранее, характеризуя реакции с участием кислорода, мы утверждали, что вещество, взаимодействующее с кислородом, окисляется. В реакции (2) таким веществом является магний. Каждый

атом металла отдает 2 электрона, превращаясь в катион:



При этом степень окисления элемента Магния увеличивается от 0 до +2; он окисляется.

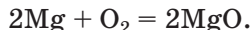
С магнием взаимодействует кислород. Каждый атом Оксигена молекулы O_2 присоединяет 2 электрона и превращается в анион:



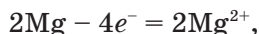
Степень окисления Оксигена понижается от 0 до -2; этот элемент восстанавливается.

Окисление — процесс отдачи электронов частицей вещества, а восстановление — процесс присоединения ею электронов.

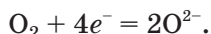
Процессы окисления и восстановления всегда сопровождают друг друга. Электроны не возникают из ничего и не накапливаются в пробирке. Сколько электронов отдают одни частицы, столько же их присоединяют другие. Убедимся в этом на примере реакции



Два атома Магния теряют 4 электрона

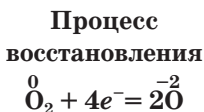
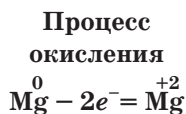


а два атома Оксигена, имеющиеся в молекуле O_2 , присоединяют 4 электрона:



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

Окислители и восстановители. Для веществ, принимающих участие в окислительно-восстановительной реакции, используют термины «окислитель» и «восстановитель». Запомните: окислитель присоединяет электроны и восстанавливается (им в реакции $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ является кислород), а восстановитель отдает электроны и окисляется (это — магний).



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 — днепровские) 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 им. Л. В. Писаржевского).

Окислительно-
восстановительная
реакция

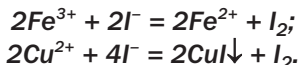


Среди окислителей и восстановителей обнаруживаем как простые, так и сложные вещества. Некоторые вещества могут быть только окислителями (например, фтор), другие — только восстановителями (например, металлы). Большинство неметаллов, а также соединения элементов в промежуточных степенях окисления в одних реакциях являются окислителями, а в других — восстановителями.

- Назовите окислитель и восстановитель в реакции $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

На основании изложенного материала делаем вывод: *если в реакции принимает участие или образуется простое вещество, то такая реакция является окислительно-восстановительной*. В самом деле, степень окисления элемента в простом веществе равна нулю, а в соединении является положительным или отрицательным числом.

В клетках таблицы растворимости, отвечающих солям FeI_3 и CuI_2 , есть прочерки. Они свидетельствуют о том, что этих соединений не существует. Ионы Fe^{3+} и Cu^{2+} вступают в окислительно-восстановительные реакции с ионами I^- (рис. 31). Соответствующие ионно-молекулярные уравнения:

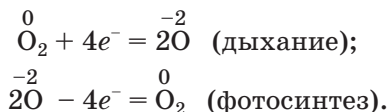


Катионы металлических элементов являются окислителями, а анион Иода — восстановителем.



Рис. 31.
Реакция купрум(II) сульфата с калий иодидом в растворе

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, изменяющих степень окисления, является Оксиген. При дыхании его атомы (из них состоят молекулы кислорода) восстанавливаются, а при фотосинтезе (они имеются в молекулах оксигенсодержащих соединений) — окисляются:



Окислительно-восстановительные реакции используются во многих отраслях промышленности. Осуществляя химические превращения этого типа, из руд получают металлы. На тепло-

электростанциях сжигают различные виды топлива, в двигателях автомобилей сгорают бензин, дизельное горючее, природный газ.

Некоторые окислительно-восстановительные реакции играют отрицательную роль. Они приводят к пожарам, ржавлению железа (рис. 32), вызывают порчу пищевых продуктов и т. п.



Рис. 32.
Корпус судна,
покрытый
ржавчиной

ВЫВОДЫ

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

Вещество, которое окисляется, называют восстановителем, а вещество, которое восстанавливается, — окислителем. Окислитель присоединяет столько электронов, сколько их отдает восстановитель.

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



105. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
106. Дайте определения терминам «окисление», «восстановление», «окислитель», «восстановитель». Используя эти термины, прокомментируйте реакцию натрия с хлором.

окисления элементов, химических свойств их соединений, другой важной информации.

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

Подбор коэффициентов в схемах таких реакций можно осуществлять обычным способом.

► Преобразуйте две только что составленные вами схемы реакций в химические уравнения.

Во многих случаях (например, при взаимодействии или образовании трех веществ) традиционный подбор коэффициентов требует немало времени. Убедитесь в этом, попробовав преобразовать схему реакции

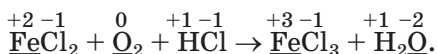


в химическое уравнение.

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

Подберем коэффициенты методом электронного баланса в последней схеме окислительно-восстановительной реакции, выполнив следующие действия.

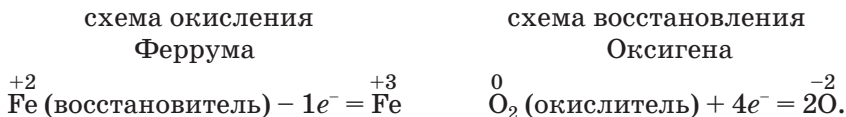
1. *Определяем степени окисления элементов* в реагентах и продуктах реакции и подчеркиваем элементы, которые изменили степени окисления:



2. *Выясняем, какой элемент является окислителем, а какой — восстановителем.* Степень окисления Феррума увеличилась от +2 до +3. Следовательно, этот элемент

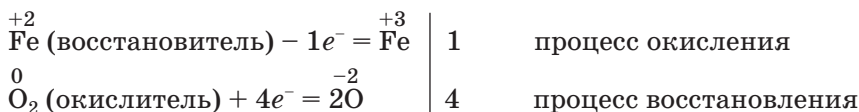
выступил в качестве восстановителя и окислился. Степень окисления Оксигена понизилась от 0 до -2 ; элемент выполнил роль окислителя и восстановился.

3. *Записываем схемы окисления и восстановления:*

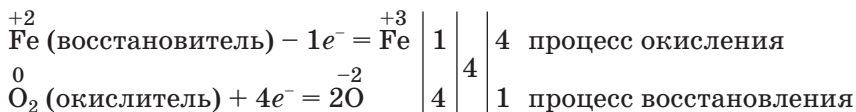


Обратите внимание: в схеме восстановления перед атомом Оксигена записан коэффициент 2, так как из одной молекулы кислорода образуются два атома. Показано также, что молекула кислорода присоединяет 4 электрона, поскольку каждый атом Оксигена в ней присоединяет 2 электрона. Таким образом, в схемах окисления и восстановления указывают, сколько электронов отдают или принимают соответствующие частицы, и при необходимости подбирают коэффициенты.

4. *Готовим запись для определения коэффициентов.* Размещаем схему восстановления под схемой окисления, а после вертикальной линии записываем указанные в схемах количества электронов:



5. *Определяем коэффициенты.* Находим наименьшее общее кратное для чисел 1 и 4. Это — число 4, которое записываем после второй вертикальной линии. Разделив его на количество отданных (1) и принятых (4) электронов, получаем числа 4 и 1 для схем окисления и восстановления соответственно. Размещаем их за третьей вертикальной линией:



Числа в последнем столбце — 4 и 1 — это коэффициенты в схемах соответствующих процессов и будущем уравнении. Записав коэффициенты 4 в схему окисления

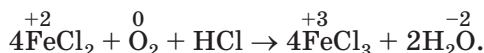


видим, что каждые 4 атома Fe отдадут 4 электрона. Столько же электронов присоединяет каждая молекула $\overset{0}{\text{O}_2}$.

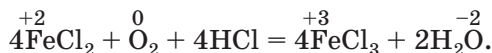
6. *Преобразуем схему реакции в химическое уравнение.* Записываем коэффициенты 4 перед формулами двух соединений Феррума, а коэффициент 1 перед формулой кислорода не указываем:



Для того чтобы в правой части схемы, как и в левой, было два атома Оксигена, перед формулой воды должен быть коэффициент 2:



Определяем коэффициент перед формулой хлороводорода — соединения, в котором имеются элементы, не изменившие степеней окисления (это — число 4), и вместо стрелки записываем знак равенства:



► Проверьте, одинаковое ли количество атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Составляя уравнения окислительно-восстановительных реакций, примите во внимание такие советы:

- найденные с учетом баланса электронов коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя изменять нельзя; они являются окончательными;
- в некоторых реакциях окисляется или восстанавливается только часть атомов опреде-

ленного элемента, поскольку соответствующий реагент находится в избытке:



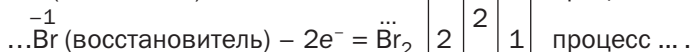
коэффициент перед формулой этого вещества подбирают последним.

ВЫВОДЫ

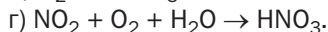
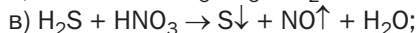
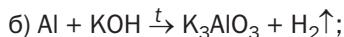
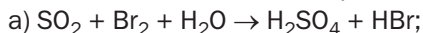
Уравнения окислительно-восстановительных реакций составляют, используя метод электронного баланса. Этот метод основан на том, что количества электронов, которые отдают частицы восстановителя и присоединяют частицы окислителя, одинаковы.



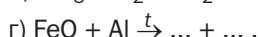
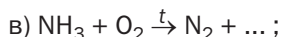
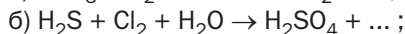
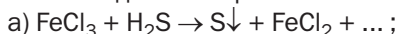
117. Запишите вместо точек соответствующие цифры и слова:



118. Используя метод электронного баланса, преобразуйте схемы окислительно-восстановительных реакций в химические уравнения:



119. Допишите схемы реакций и преобразуйте их в химические уравнения методом электронного баланса:



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

121. Сера и фосфор взаимодействуют с концентрированной нитратной кислотой с образованием кислот, отвечающих высшим оксидам Сульфура и Фосфора, а также азот(IV) оксида и воды. Составьте уравнения этих реакций.
122. Какое количество электронов в реакции кальция с кислородом:
- отдает 1 моль металла;
 - отдает 1 г металла;
 - присоединяет 1 л кислорода (н. у.);
 - присоединяет 1 г кислорода?
123. Вычислите массу цинка, необходимую для реакции с избытком хлоридной кислоты, чтобы с помощью образовавшегося водорода превратить 2 г купрум(II) оксида в металл.

для любознательных

Окислительно-восстановительные реакции в батареях

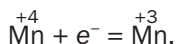
В конце XVIII в. итальянский физик А. Вольта, а позднее английский химик Ф. Даниэл изобрели оригинальные устройства, которые называют химическими источниками тока. Электрический ток возникал в них в результате окислительно-восстановительных реакций между веществами.

Первые такие устройства содержали растворы некоторых солей, были громоздкими и неудобными в использовании. В 1865 г. французский химик Ж. Лекланше заменил раствор влажной пастой, состоящей из манган(IV) оксида MnO_2 , аммоний хлорида NH_4Cl^1 и графитового порошка. Он поместил пасту в небольшой цинковый резервуар и погрузил в нее графитовый стержень. Собранные устройства ученый герметизировал смолой или воском.

Изобретение Лекланше используется и ныне в некоторых батареях. Их цинковые корпуса являются отрицательным полюсом источника постоянного тока, а графитовый стержень — положительным полюсом. Атомы цинка теряют электроны, оставляя их в металле, подвергаются окислению и превращаются в катионы:



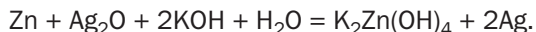
Внутренняя поверхность корпуса батарейки медленно разрушается. На графите восстанавливается Манган по упрощенной схеме



¹ Соединение является солью, образованной катионами аммония NH_4^+ и анионами Cl^- .

Работа такого источника тока связана с превращением различных видов энергии. Часть внутренней энергии¹ веществ превращается в электрическую энергию (продукты окислительно-восстановительной реакции имеют меньшую внутреннюю энергию, чем реагенты).

В настоящее время значительным спросом пользуются компактные химические источники тока с длительным сроком работы. Один из таких источников тока содержит, кроме цинка, аргентум(І) оксид Ag_2O и калий гидроксид. Во время его работы происходит окислительно-восстановительная реакция



16 Тепловой эффект химической реакции

Материал параграфа поможет вам:

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

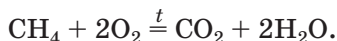
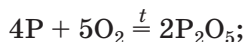
Экзотермические и эндотермические реакции. Вам известно о реакциях, протекающих с выделением значительного количества теплоты. Это — реакции горения. Их использовали люди еще в давние времена, обогревая свое жилище, готовя пищу, сжигая древесину, растительные остатки, уголь. В настоящее время сфера применения реакций горения значительно расширилась. Их осуществляют на теплоэнергетических предприятиях, металлургических заводах, в двигателях внутреннего сгорания, при запуске ракет и космических кораблей, использовании огнестрельного оружия, создании фейерверков (рис. 33).

¹ Об этом виде энергии речь идет в § 16.

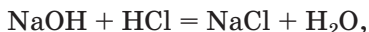
Рис. 33.
Применение
реакций
горения



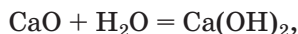
Примеры реакций горения:



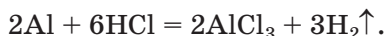
Теплота выделяется не только при горении веществ, но и при смешивании растворов щелочи и сильной кислоты (вследствие реакции нейтрализации)



гашении извести

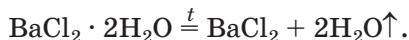


взаимодействии металлов с кислотами:



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

Существуют реакции, протекающие с поглощением теплоты. Среди них — реакции разложения многих соединений (оксидов, гидроксидов, оксигенсодержащих солей, кристаллогидратов):



Для того чтобы такие реакции происходили, вещества нагревают. Если нагревание приостановить, химическое превращение прекращается.

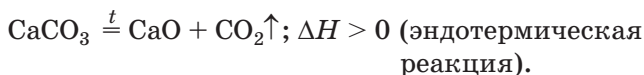
Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют экзотермическими¹, а реакции, протекающие с поглощением теплоты, — эндотермическими².

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

Каждое вещество имеет собственную внутреннюю энергию. Она состоит из энергий всех частиц вещества (атомов, молекул, ионов) и энергий химических связей между ними. Измерить внутреннюю энергию вещества невозможно.

Во время реакции химические связи между атомами или ионами в каждом реагенте разрушаются (на это расходуется энергия, она поглощается веществом) и образуются новые химические связи в продуктах реакции (при этом энергия выделяется). Если выделяется больше энергии, чем поглощается, реакция является экзотермической, а если наоборот — реакция эндотермическая.

Для теплового эффекта реакции используют обозначение ΔH (читается «дельта-аш»). В случае экзотермической реакции $\Delta H < 0$, а эндотермической реакции $\Delta H > 0$. При необходимости тепловой эффект указывают вместе с химическим уравнением:

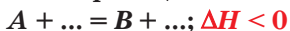


¹ Термин происходит от греческого слова *exo* — извне.

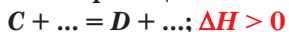
² Термин происходит от греческого слова *endon* — внутри.

- Запишите в тетрадь приведенные на с. 95 химические уравнения и добавьте к каждому уравнению обозначение теплового эффекта.

Экзотермическая
реакция



Эндотермическая
реакция

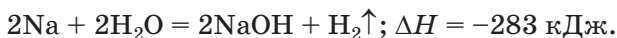
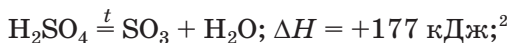


Явление выделения или поглощения теплоты во время химической реакции согласуется с принципом сохранения энергии: *энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а лишь превращается из одного вида в другой.*

Термохимическое уравнение. Количество теплоты, которая выделяется или поглощается в результате реакции, можно определить экспериментально, например с помощью калориметра¹ — устройства, известного вам из уроков физики в 8 классе.

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

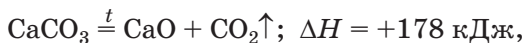
Примеры термохимических уравнений:



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

- Прокомментируйте второе термохимическое уравнение.

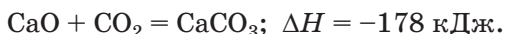
Многие реакции являются обратимыми. Так, кальций карбонат при нагревании разлагается на кальций оксид и углекислый газ (эндотермическая реакция)



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

² Знак «плюс» перед значением теплового эффекта не опускают.

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



Соответствующую закономерность формулируют так: *тепловой эффект химической реакции равен тепловому эффекту обратной реакции, но имеет противоположный знак.*

Значения тепловых эффектов многих химических реакций приведены в справочниках.

ВЫВОДЫ

Все химические превращения происходят с определенным тепловым эффектом. Реакции, при которых выделяется теплота, называют экзотермическими, а реакции, протекающие с поглощением теплоты, — эндотермическими.

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



124. Что понимают под тепловым эффектом химической реакции?
125. Как классифицируют реакции в зависимости от их теплового эффекта?
126. При очень высокой температуре водяной пар разлагается на простые вещества. Как можно объяснить то, что эта реакция является эндотермической?
127. При образовании 1 моль хлороводорода из простых веществ выделяется 92,2 кДж теплоты. Напишите соответствующее термохимическое уравнение.
128. Воспользовавшись термохимическим уравнением $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$; $\Delta H = -92,4 \text{ кДж}$, напишите термохимическое уравнение реакции разложения аммиака на простые вещества.

для любознательных

Калорийность пищевых продуктов

Известно, что пища является источником веществ и элементов, необходимых для жизни животных и человека. Кроме того, это — источник энергии для живых существ. Реакции в организме с участием поступивших с пищей веществ преимущественно экзотермические; они происходят с выделением теплоты. Количество энергии, выделяемой при полном окислении пищевого продукта (условно — его реакции с кислородом, в результате которой образуются углекислый газ, вода, азот, некоторые другие вещества), определяет *калорийность продукта* (рис. 34). Высвободившаяся тепловая энергия необходима живому организму для осуществления в нем реакций, протекающих с поглощением теплоты, а также для поддержания постоянной температуры тела.

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

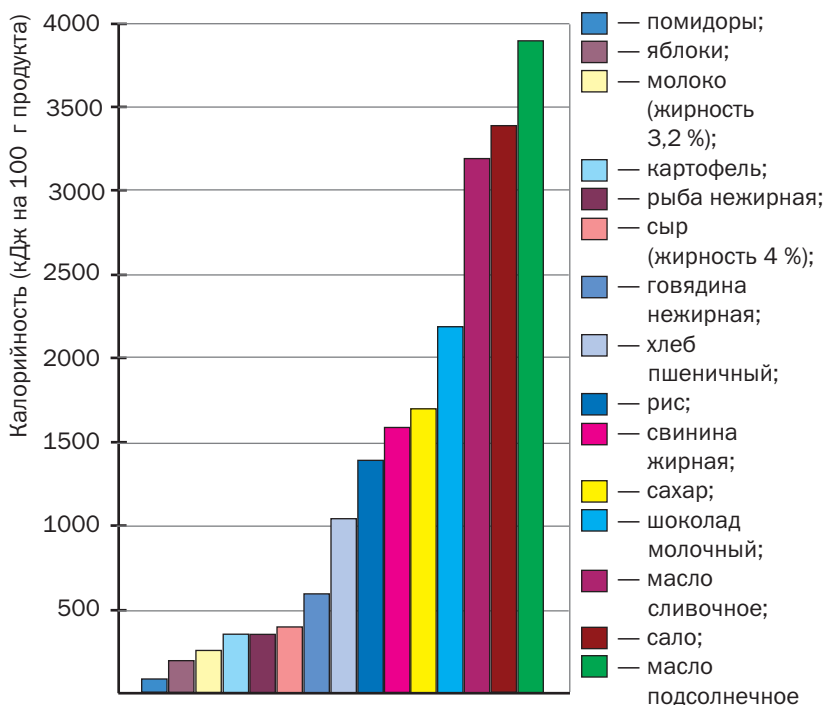


Рис. 34.
Средняя калорийность пищевых продуктов

Важнейшими жирами являются растительные масла — подсолнечное, кукурузное, оливковое, животные жиры — сало, сливочное масло, а углеводами — сахар и крахмал. Больше всего теплоты выделяется при окислении жиров — в среднем 3900 кДж в пересчете на 100 г жира.

Белки и углеводы имеют меньшую и почти одинаковую калорийность — приблизительно 1700 кДж на 100 г вещества. Если растительное масло почти полностью состоит из жиров, сахар — чистый углевод (сахароза), 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, пола, физической и умственной нагрузки. Определить, сколько человек должен потреблять белков, жиров, углеводов, определенных пищевых продуктов, чтобы обеспечить свой организм необходимым количеством энергии, нетрудно. Сложнее подобрать необходимое для организма соотношение, например, животных и растительных жиров. Соответствующие рекомендации разрабатывают биологи, врачи, диетологи.

17 Скорость химической реакции

Материал параграфа поможет вам:

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

Скорость химической реакции. Выполняя лабораторные опыты, вы убеждались в том, что одни химические реакции происходят мгновенно (например, реакции обмена с образованием осадка), другие — достаточно быстро (горение веществ), некоторые — медленно (реакции разложения). Химические превра-

щения минералов в природных условиях вообще не удастся заметить, даже наблюдая за веществами в течение многих лет.

Каждая реакция протекает с определенной скоростью. Информация о скорости реакции, а также о факторах, от которых она зависит, умение ее предвидеть и рассчитать, необходимы инженерам, технологам для того, чтобы регулировать протекание реакций — замедлять нежелательные и ускорять те, которые нужно осуществить.

Скорость реакции в однородной смеси определяют по изменению количества вещества реагента (продукта) в единице объема смеси в 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 (то, какие именно вещества взаимодействуют);
- концентрации реагентов (если взаимодействуют газы или растворенные вещества);
- площадь поверхности контакта веществ (в неоднородных смесях);
- температура;
- наличие посторонних веществ (катализаторов).

Надеемся, что вы согласитесь с таким утверждением: *скорость реакции определяется химической активностью реагентов.* Известно, что металлы проявляют разную способность к химическим превращениям. Об этом свидетельствует их ряд активности. Так, реакции щелочных металлов с водой протекают достаточно быстро, иногда — со взрывом; щелочноземельные металлы взаимодействуют

с ней медленнее, а большинство других металлов инертны по отношению к воде. Наиболее активный среди неметаллов — фтор. Ему уступают по активности другие галогены, кислород, а самыми пассивными неметаллами, помимо инертных газов, являются бор и простые вещества Карбона — графит, алмаз.

► Одинаковую или разную химическую активность проявляют кислоты? Ответ аргументируйте.

Выясним с помощью эксперимента, как влияют другие факторы на скорость химической реакции.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

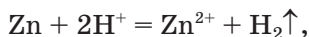
Влияние площади поверхности контакта реагентов, концентрации и температуры на скорость реакции цинка с хлоридной кислотой

1. В одну пробирку поместите гранулу цинка, а в другую — приблизительно 1 г цинкового порошка. В каждую пробирку налейте по 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 10 %. Что наблюдаете? В какой пробирке происходит более интенсивное выделение газа?

2. В две пробирки поместите по грануле цинка. В одну пробирку налейте 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 10 %, а в другую — такой же объем хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 5 %. В какой пробирке реакция протекает с большей скоростью?

3. В две пробирки поместите по грануле цинка и налейте по 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 5 %. Содержимое одной пробирки нагрейте, но не до кипения. Сравните скорости реакции в обеих пробирках.

Выполнив лабораторный опыт, вы обнаружили, что реакция кислоты с измельченным металлом (порошком) происходит быстрее, чем с металлом в компактном состоянии (гранулой). Согласно ионно-молекулярному уравнению



в реакции принимают участие атомы Цинка и катионы Гидрогена. Взаимодействовать с ионами H^+ могут лишь атомы Цинка, находящиеся на поверхности металла. Поскольку общая площадь поверхности частиц порошка значительно превышает площадь поверхности гранулы, измельченный цинк быстрее взаимодействует с кислотой.

Скорость реакции с увеличением площади поверхности контакта реагентов возрастает.

Вы также выяснили, что скорость реакции цинка с хлоридной кислотой зависит от концентрации хлороводорода в растворе. С увеличением концентрации реагента возрастает количество его частиц (атомов, молекул, ионов) в реакционной смеси и количество их столкновений с частицами другого реагента, а это приводит к более активному взаимодействию веществ (рис. 35).

Скорость реакции с увеличением концентрации реагента возрастает.

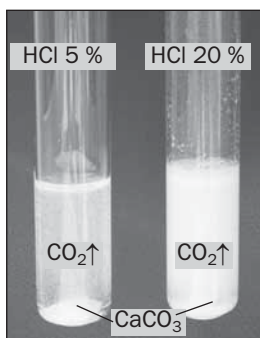


Рис. 35. Реакция карбоната кальция (мрамора) с хлоридной кислотой

При протекании химической реакции исходные вещества расходуются; их концентрации уменьшаются. Поэтому реакция со временем замедляется.

Из проведенного лабораторного опыта следует еще один вывод:

скорость реакции с повышением температуры возрастает.

Влияние температуры на протекание реакции можно объяснить следующим образом. При нагревании жидкости, газа или раствора увеличивается скорость движения частиц веществ, а при нагревании твердого вещества — интенсивность колебаний частиц в нем. Вследствие этого количество столкновений частиц реагентов возрастает, что приводит к увеличению скорости реакции.

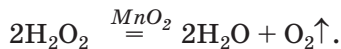
Скорость некоторых реакций или возможность их протекания зависит от наличия катализатора. Вам известно, что *катализатор — вещество, которое ускоряет реакцию или вызывает ее, оставаясь после реакции неизменным.*

Гидроген пероксид H_2O_2 в разбавленном водном растворе¹ очень медленно и незаметно разлагается согласно уравнению



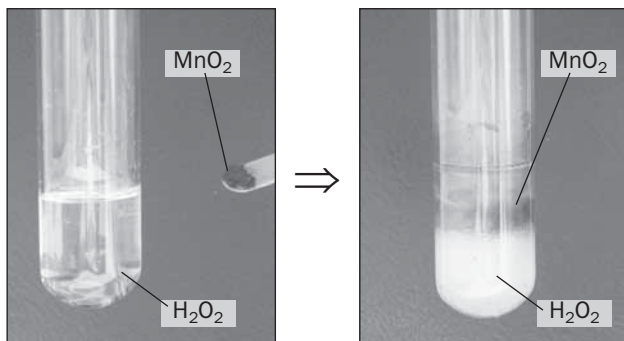
При добавлении в раствор этого соединения порошка манган(IV) оксида сразу же начинается интенсивное выделение кислорода (рис. 36). Вы это наблюдали, получая кислород на практической работе в 7 классе.

Формулу катализатора записывают в химическом уравнении над знаком равенства:



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

Рис. 36.
Разложение
гидроген
пероксида
в растворе
в присутствии
катализатора



Разложение гидроген пероксида ускоряют также соли некоторых элементов. В этом можно убедиться, если добавить бурый раствор феррум(III) хлорида к раствору гидроген пероксида. Начинает выделяться кислород, а окраска жидкости не будет изменяться в течение всего опыта (рис. 37). Следовательно, соль Феррума при разложении гидроген пероксида не расходуется (как, кстати, и манган(IV) оксид).

Рис. 37.
Разложение
гидроген
пероксида
в присутствии
феррум(III)
хлорида



Катализатором в некоторых реакциях является вода. Если смешать порошки алюминия и иода, то никаких изменений не произойдет. Добавление капли воды к смеси вызовет бурную реакцию между простыми веществами (рис. 38):

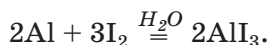
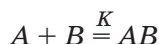


Рис. 38.
Взаимодействие
алюминия
с иодом



Влияние катализатора на протекание химических реакций объясняется тем, что он взаимодействует с одним из реагентов. При этом расходуется меньше энергии, чем в реакции между реагентами. Образовавшееся неустойчивое соединение сразу же взаимодействует с другим реагентом, а катализатор высвобождается.

Участие катализатора K в реакции между веществами A и B



можно условно представить так:



Значение катализаторов для современной промышленности и техники очень велико. С их участием осуществляют около 90 % всех химических превращений. Катализаторы используют в транспортных средствах с двигателями внутреннего сгорания. Благодаря этим веществам токсичный угарный газ (продукт неполного окисления бензина) быстро реагирует с кислородом и превращается в углекислый газ.

С участием катализаторов протекают химические 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.

Существуют вещества, замедляющие химические реакции. Их называют ингибиторами. Добавление к бензину некоторых соединений (антидетонаторов) предотвращает слишком быстрое его сгорание в двигателе, а также взрыв бензино-воздушной смеси. В продукцию пищевой промышленности часто добавляют небольшие количества веществ-консервантов, которые позволяют увеличить сроки хранения продуктов. Эти добавки должны быть безопасными для человека.

ВЫВОДЫ

Каждая реакция протекает с определенной скоростью.

Скорость реакции зависит от химической природы реагентов, возрастает с увеличением концентрации реагента, площади поверхности контакта реагентов (в неоднородных смесях), с повышением температуры.

Вещество, которое ускоряет реакцию или вызывает ее, принимая в ней участие, но оставаясь после реакции неизменным, называют катализатором. Катализаторы используют в промышленности, транспортных средствах. Природные катализаторы регулируют химические превращения в живых организмах.



129. Приведите примеры химических реакций в природе, которые протекают:
- а) чрезвычайно медленно;
 - б) с заметной скоростью.
130. С какими реакциями, имеющими разную скорость, вы сталкиваетесь в повседневной жизни?

131. От каких факторов зависит скорость химической реакции:
а) в однородной смеси веществ (жидкой, газообразной);
б) в неоднородной смеси?
132. В какой смеси — однородной или неоднородной — скорость реакции зависит от площади поверхности контакта реагентов? Ответ объясните.
133. Назовите факторы, влияющие на скорость таких реакций:
а) $S + O_2 = SO_2$;
б) $2NO + O_2 = 2NO_2$;
в) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$.
134. Вам дано задание — получить кальций оксид из мела. Напишите соответствующее химическое уравнение. Какие условия необходимо создать, чтобы скорость этой реакции была максимальной?
135. Какие вещества называют катализаторами?
136. Окисление жиров в лабораторных условиях происходит при температуре выше $450\text{ }^\circ\text{C}$, а в организме человека — при температуре тела. Как это можно объяснить?
137. Катализатором реакции угарного газа с кислородом при повышенной температуре может служить водяной пар. Составьте уравнение реакции между этими газами, а также уравнения двух других реакций — с участием катализатора и его образованием.

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Об условиях хранения пищевых продуктов

Почти каждый пищевой продукт, в особенности находящийся на воздухе в обычных условиях, быстро портится. Причина — взаимодействие веществ, содержащихся в продукте, между собой и с веществами окружающей среды — кислородом, водой и др. Такие реакции желательно предотвращать или хотя бы замедлить.

Простейший путь — изолировать продукты от окружающей среды. Для этого их заворачивают в бумагу, полимерную пленку, алюминиевую фольгу, герметически упаковывают, а иногда из упаковки дополнительно удаляют воздух, создавая вакуум (рис. 39, а).

Вам известно, что скорость химической реакции зависит от температуры. В жару уже через два-три часа пища становится непригодной к употреблению. Продукты хранятся значительно дольше в охлажденном или замороженном состоянии. Последний способ хранения чаще всего используют для мяса, рыбы (рис. 39, б), некоторых фруктов и ягод.

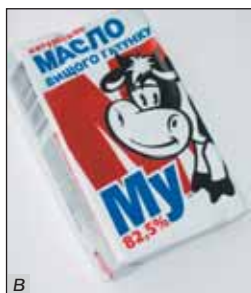
Поскольку скорость реакций возрастает с увеличением поверхности контакта веществ, многие продукты брикетируют (рис. 39, в).



а



б



в

Рис. 39.

Способы хранения пищевых продуктов: а — в вакуумной упаковке; б — в замороженном виде; в — в брикетах

Большинство реакций в неоднородных смесях протекает значительно медленнее, чем в однородных, т. е. растворах. Поэтому сроки хранения сухого молока, твердых кулинарных смесей в десятки и сотни раз превышают сроки хранения свежего молока, жидких супов. Мука и крупы хранятся тем дольше, чем меньше их влажность.

3 раздел

Важнейшие органические соединения

Развитие человечества неразрывно связано с органическими веществами, их получением и применением. Еще в древности люди умели извлекать масло из семян и плодов некоторых растений, позднее научились получать сахар из тростника и сахарной свеклы, крахмал из картофеля. Они выпекали хлеб, варили пиво, изготавливали 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, и убедитесь в том, что без многих органических веществ, выпускаемых химической промышленностью, невозможно представить жизнь современного человека.

18

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. На уроках химии в 7 классе вы узнали, что все вещества делят на органические и неорганические.

Неорганические вещества очень распространены в природе. Они образуют минералы, металлические руды, горные породы, входят в состав почвы, находятся в воздухе, реках, морях и океанах. Многие соединения этого типа получены в лабораториях. Их образуют почти все химические элементы.

Другая, более многочисленная группа веществ содержится в растениях, организмах животных и человека, продуктах их жизнедеятельности. Такие вещества назвали органическими. Среди них — белки, жиры, сахар, глюкоза, крахмал, витамины, эфирные масла, красители (рис. 40). Кроме этого, органические соединения составляют основу горючих ископаемых — нефти, природного газа, угля.

Рис. 40.
Органические вещества, которые получают из растений



Вместе с тем известны многие органические вещества, которых в природе нет. Их получают ученые в лабораториях, инженеры и технологи на заводах, осуществляя различные химические реакции.

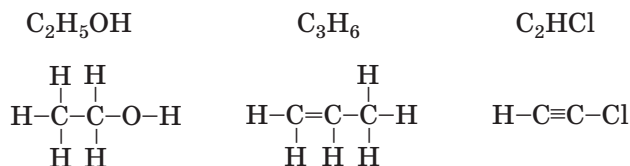
Органические вещества — это соединения Карбона¹.

¹ Угарный и углекислый газы, карбонатная кислота, ее соли относятся к неорганическим соединениям.

В состав молекул органических соединений, кроме атомов Карбона, входят атомы Гидрогена, часто — еще и Оксигена, Нитрогена, иногда — атомы Сульфура, Фосфора, галогенов.

Органических веществ намного больше, чем неорганических, — свыше 20 миллионов. Их многочисленность и разнообразие обусловлены способностью четырехвалентных атомов Карбона соединяться между собой простой ковалентной связью (C–C) или кратными связями — двойной (C=C), тройной (C≡C), а также другими факторами.

Примеры химических и структурных формул¹ органических соединений:



Почти все органические соединения состоят из молекул. Поэтому температуры плавления и кипения у них невысокие; некоторые соединения 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. 41). Это объясняется наличием в их молекулах неполярных или малополярных ковалентных связей.

При нагревании многие органические соединения загораются или разлагаются, некоторые — обугливаются² (рис. 42).

Химические реакции с участием органических веществ протекают довольно медленно, тогда как, например, реакции обмена между

¹ Так называют в органической химии графические формулы молекул.

² Уголь, как известно, состоит в основном из атомов Карбона.



Рис. 41.
Подсолнечное масло
не растворяется в воде



Рис. 42.
Обугливание ваты
(целлюлозы)

неорганическими соединениями — щелочами, кислотами, солями — мгновенно. Состав продуктов реакций между органическими веществами часто зависит от условий — температуры, катализаторов, давления, освещения.

Органическая химия. Долгое время считалось, что получить органические вещества в лаборатории с помощью химических реакций невозможно. Однако в 1828 г. немецкий химик Ф. Велер доказал, что это не так. Он впервые из неорганического вещества получил органическое вещество — мочевину. С открытием ученого начался новый этап развития химии. Получение органических соединений из природного сырья перестало быть для химиков главной целью. Ныне ученые синтезируют все больше органических веществ, «неизвестных» природе, исследуют их свойства, дают рекомендации по их практическому применению.

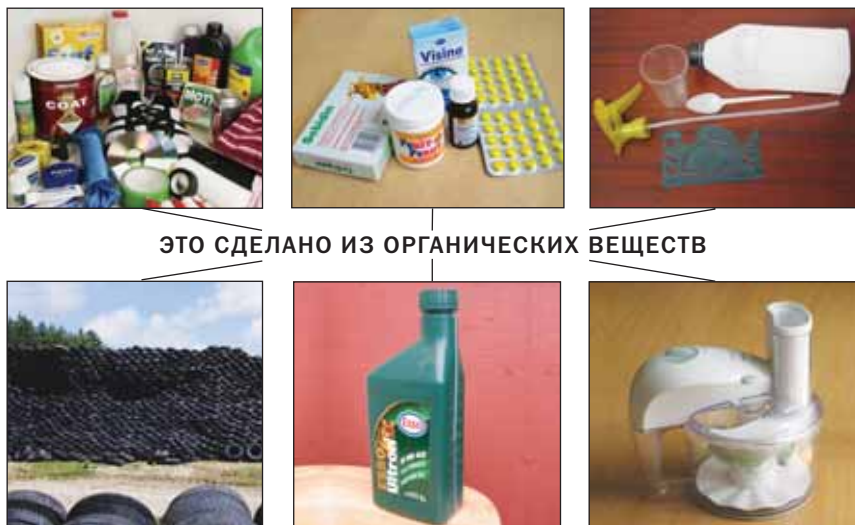
Область химии, предметом которой является изучение органических соединений и их превращений, называют органической химией.

Используя достижения органической химии, промышленность выпускает новые материалы, разнообразные полимеры и пластмасы

сы, лекарственные препараты, средства защиты растений, многие другие вещества, которые мы применяем в нашей деятельности и повседневной жизни (схема 1).

Схема 1

Органическая химия — человеку



Исследования в области органической химии способствуют развитию химической технологии, пищевой и легкой промышленности, медицины. Знание возможностей взаимопревращений органических веществ помогает раскрывать тайны, связанные с возникновением и существованием жизни на нашей планете.

Перед учеными, работающими в области органической химии, стоит немало практических задач. Среди них — поиск методов получения новых органических соединений, создание на их основе материалов с необходимыми свойствами, синтетических тканей и красителей, эффективных лекарственных средств, пищевых добавок, разработка различных технологических процессов и пр.

Достижения органической химии используются для решения таких важных экологичес-

ких проблем, как очистка водоемов (рис. 43), уменьшение загрязнения воздуха выбросами промышленных предприятий и транспортных средств, утилизация химического оружия, переработка бытовых отходов.



Рис. 43.
Последствия
загрязнения
воды нефтью

ВЫВОДЫ

Органические вещества — это соединения Карбона. В состав их молекул, кроме атомов Карбона, Гидрогена, могут входить атомы Оксигена, Нитрогена, некоторых других элементов.

Органические вещества плавятся и кипят при невысоких температурах, растворяются в органических растворителях. Многие из них летучи, легко загораются.

Область химии, предметом которой является изучение органических соединений и их превращений, называют органической химией. Она в значительной мере обеспечивает прогресс нашей цивилизации, помогает в осуществлении природоохранных мероприятий.



138. Какие соединения называют органическими? Какие элементы могут быть в составе органических соединений?
139. Почему органических веществ намного больше, чем неорганических?
140. Среди приведенных формул укажите те, которые относятся к органическим веществам: C , CH_3NH_2 , Na_2CO_3 , HCl , CO_2 , C_2H_6 , C_3H_7Cl .

141. Сравните органические и неорганические вещества, записав их характерные особенности в таблицу:

	Органические вещества	Неорганические вещества
Качественный состав		
Строение		
Физические свойства		
...		

142. Изобразите структурные формулы молекул органических соединений, имеющих такие химические формулы: C_2H_2 , CH_3OH , $CHCl_3$, C_2H_3Br , CH_3NH_2 .
143. Назовите новые материалы, появление которых связано, на ваш взгляд, с достижениями органической химии.
144. Вычислите массовые доли элементов:
- в муравьиной кислоте $HCOOH$;
 - в метиловом спирте CH_3OH .
145. Какова химическая формула 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.

19 Углеводороды. Метан

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие соединения называют углеводородами;
- узнать, почему атом Карбона может быть четырехвалентным;
- понять пространственное строение молекулы метана.

Углеводороды. Это — общее название соединений, от которых происходят все органические

кие вещества. Слово «углеводород» состоит из части общего названия простых веществ Карбона — «углерод» — и названия простого вещества Гидрогена — «водород».

Углеводороды — соединения Карбона с Гидрогеном.

Общая формула углеводородов — C_nH_m .

Углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены между собой простой ковалентной связью, называют *насыщенными*. Такое название вещества получили потому, что каждый атом Карбона в их молекулах соединен с максимально возможным количеством атомов Гидрогена.

Углеводороды
 C_nH_m

► Составьте формулы насыщенных углеводородов с одним и двумя атомами Карбона в молекулах.

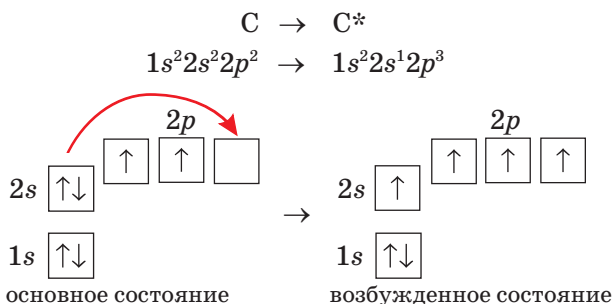
Кроме насыщенных углеводородов, существуют *ненасыщенные* углеводороды. В молекулах этих соединений атомы Карбона соединены друг с другом не только простой, но и двойной, тройной ковалентными связями.

► Составьте формулы ненасыщенных углеводородов с двумя атомами Карбона в молекулах.

Углеводороды очень распространены в природе; из них почти полностью состоят нефть и природный газ. Эти соединения служат топливом, благодаря которому люди обеспечивают себя теплом и светом. Их используют в качестве горючего для автомобилей, самолетов, кораблей, как сырье для производства полимерных материалов, средств защиты растений, товаров бытовой химии, лекарственных средств и т. п.

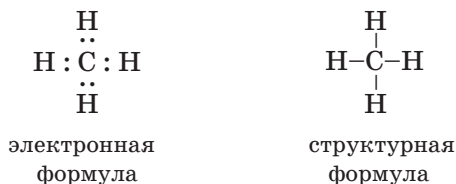
Метан. Простейшим насыщенным углеводородом является метан CH_4 . Это — основной компонент природного газа.

В молекуле метана, как и в молекулах других органических соединений, атом Карбона четырехвалентный. Для того чтобы проявлять такую валентность, он должен иметь четыре неспаренных электрона. Это достигается в результате так называемого возбуждения атома, когда после получения им дополнительной энергии один электрон переходит из $2s$ -орбитали в свободную $2p$ -орбиталь:



В итоге во внешних орбиталях возбужденного атома Карбона оказывается по одному электрону.

За счет четырех неспаренных электронов атома Карбона и электронов четырех атомов Гидрогена в молекуле CH_4 образуются четыре общие электронные пары:



Приведенные формулы не отображают пространственного строения молекулы метана. В соответствии с ними все атомы в молекуле CH_4 должны находиться в одной плоскости, а углы между соседними черточками-связями — быть равными 90° . На самом деле это не так.

► Вспомните, какие формы имеют s - и p -орбитали. Как ориентированы в пространстве три $2p$ -орбитали одного атома?

Рассмотрим, как образуются четыре простые ковалентные связи С–Н в молекуле CH_4 .

При образовании молекулы метана из атомов $2s$ -орбиталь и три $2p$ -орбитали атома Карбона (рис. 44) превращаются в четыре одинаковые орбитали, имеющие вид объемных несимметричных восьмерок (рис. 45).

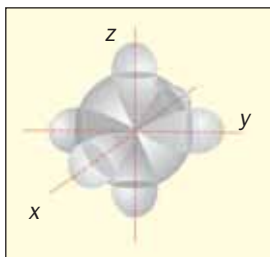


Рис. 44.
2s-орбиталь
и три 2p-орбитали
в атоме Карбона

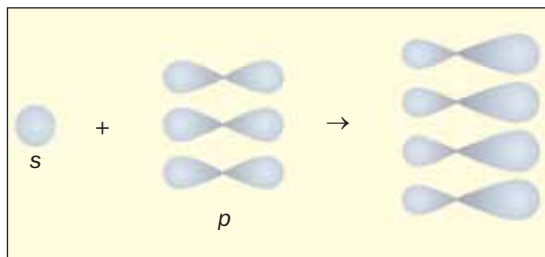


Рис. 45.
Изменение форм
внешних орбиталей
атома Карбона

Эти орбитали размещаются в трехмерном пространстве и находятся на одинаковом расстоянии друг от друга под углами $109,5^\circ$ (рис. 46).

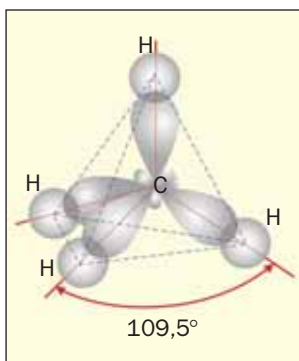


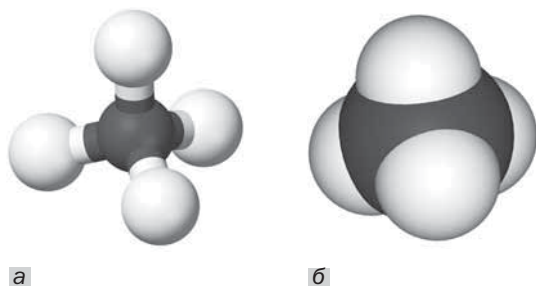
Рис. 46.
Размещение
орбиталей
в молекуле
метана

Большой «лепесток» каждой новой орбитали атома Карбона перекрывается со сферической орбиталью атома Гидрогена. Через участок перекрывания орбиталей проходит линия, соединяющая центры этих атомов.

Если соединить линиями центры всех атомов Гидрогена, получим геометрическую фигуру — тетраэдр¹ (рис. 46). Поэтому говорят, что молекула метана имеет тетраэдрическое строение.

Модели молекулы² метана изображены на рисунке 47. (Особенности шаростержневой и масштабной моделей описаны в § 2.)

Рис. 47.
Модели молекулы метана:
а — шаростержневая;
б — масштабная.
Белые шарики — атомы Гидрогена, черные — атомы Карбона



Поскольку электроотрицательности Карбона и Гидрогена различаются мало, то ковалентная связь С–Н является неполярной. Однако сама молекула CH_4 неполярная, так как на ее «поверхности» небольшой положительный заряд распределен равномерно. Этим молекула метана отличается от полярной молекулы воды (§ 2).

ВЫВОДЫ

Углеводороды — соединения Карбона с Гидрогеном. В молекулах насыщенных углеводородов атомы Карбона соединены между собой простой ковалентной связью, а в молекулах ненасыщенных углеводородов — еще и кратными связями (двойной, тройной).

¹ Слово происходит от греческих слов tetra — четыре и hedra — поверхность. Тетраэдр имеет четыре одинаковые грани, являющиеся правильными треугольниками.

² Существуют компьютерные программы, с помощью которых можно создать модель любой молекулы.

Метан CH_4 — простейший насыщенный углеводород, главный компонент природного газа.

Молекула метана имеет тетраэдрическое строение и является неполярной.



146. Какие соединения называют углеводородами? На какие группы делят углеводороды, учитывая особенности химической связи в их молекулах?
147. Объясните образование атомом Карбона четырех простых ковалентных связей с атомами Гидрогена.
148. Охарактеризуйте пространственное строение молекулы метана.
149. Найдите массовые доли элементов в метане. (Устно.)
150. Во сколько раз метан тяжелее водорода? (Устно.)
151. В природном газе одного из месторождений объемная доля метана составляет 91 %. Вычислите массу метана в 1 л такого газа (н. у.).

20

Гомологи метана

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое гомологический ряд соединений и какие углеводороды являются гомологами метана;
- называть гомологи метана и составлять их формулы;
- узнать о физических свойствах метана и его гомологов.

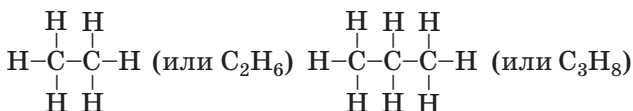
Формулы соединений. В предыдущем параграфе речь шла о простейшем насыщенном углеводороде — метане CH_4 . Выведем формулы насыщенных углеводородов, в молекулах которых имеется два и три атома Карбона. Сначала соединим атомы Карбона черточками (простыми ковалентными связями):



Затем от каждого атома Карбона проведем столько дополнительных черточек, чтобы их у него было четыре (атом Карбона четырехвалентный):



После этого допишем к каждой черточке атом Гидрогена и получим формулы соответствующих углеводородов:



Так можно вывести структурные формулы молекул линейного строения других углеводородов с простыми ковалентными связями.

Составленные структурные формулы молекул часто записывают в сокращенном виде, с черточками только между атомами Карбона:



Углеводороды CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 принадлежат к *гомологическому ряду* метана.

Гомологическим рядом называют ряд органических соединений, молекулы которых имеют подобное строение и различаются по составу на одну или несколько групп атомов CH_2 .

Название группы атомов CH_2 — *гомологическая разность*. Соединения C_2H_6 , C_3H_8 и многие другие являются *гомологами* метана.

Для того чтобы составить химическую формулу гомолога метана с четырьмя атомами Карбона в молекуле, достаточно добавить к формуле C_3H_8 группу атомов CH_2 . Получаем: $\text{C}_3\text{H}_8\text{CH}_2 \Rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$. Эту формулу можно также вывести из формулы метана: $\text{CH}_4(\text{CH}_2)_3 \Rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$.

Если углеводород гомологического ряда метана содержит n атомов Карбона в молекуле,

то его формула — $\text{CH}_4(\text{CH}_2)_{n-1}$, или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Вторая формула является общей для углеводородов этого типа.

- Воспользовавшись формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, составьте химические формулы гомологов метана, в молекулах которых содержится 5, 6 и 7 атомов Карбона.

**Углеводороды
гомологи-
ческого ряда
метана
 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$**

Названия. Четыре простейших по составу углеводорода гомологического ряда метана имеют названия *метан, этан, пропан, бутан*. Названия остальных соединений этого типа происходят от иноязычных числительных (с. 21), соответствующих количеству атомов Карбона в молекулах углеводородов (табл. 2). В названиях метана и его гомологов имеется суффикс *-ан*.

Таблица 2

Гомологи метана

Назва- ние	Формула	
	хими- ческая	структурная (сокращенная)
Метан	CH_4	CH_4
Этан	C_2H_6	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$
Пропан	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Бутан	C_4H_{10}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Пентан	C_5H_{12}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Гексан	C_6H_{14}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Гептан	C_7H_{16}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Октан	C_8H_{18}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Нонан	C_9H_{20}	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

Строение молекул. Вам известно, что молекула метана CH_4 имеет форму тетраэдра. Выясним пространственное строение молекул других углеводородов гомологического ряда метана.

Молекула этана C_2H_6 состоит из двух соединенных групп атомов CH_3 , каждая из которых является частью молекулы метана. Легко прийти к выводу, что все атомы в молекуле этана размещены не на плоскости, а в трехмерном пространстве (рис. 48).

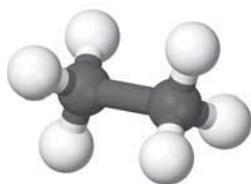
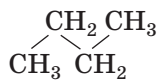
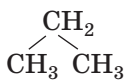
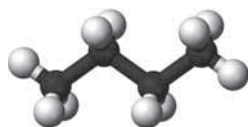


Рис. 48.
Шаростержневая модель молекулы этана

В молекулах пропана, бутана (рис. 49) и других гомологов метана центры атомов Карбона находятся на ломаной, зигзагообразной, линии. Поэтому сокращенные структурные формулы молекул пропана и бутана следует изображать так:

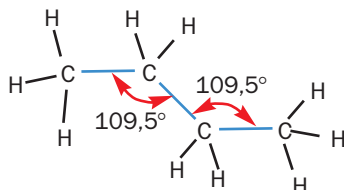


а



б

Рис. 49.
Зигзагообразная форма карбоновой цепи в молекулах:
а — пропана;
б — бутана



В школьном курсе химии для упрощения используют не зигзагообразные, а линейные структурные формулы молекул углеводородов.

Физические свойства. Метан — газ, не имеющий запаха. Он легче воздуха. При охлаждении до температуры $-162\text{ }^\circ\text{C}$ (при нормальном давлении) этот газ превращается в жидкость. Этан,

пропан и бутан в обычных условиях также являются газами, следующие двенадцать гомологов метана — жидкости (они имеют характерный «бензиновый» запах), а остальные — твердые вещества. Температуры плавления и кипения гомологов метана с увеличением числа атомов Карбона в молекулах возрастают.

Поскольку молекулы метана и его гомологов неполярны, эти соединения нерастворимы в воде (рис. 50), но хорошо растворяются (во многих случаях — неограниченно) в органических растворителях и друг в друге.



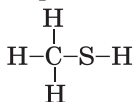
Рис. 50.
Смесь гексана
(верхний слой)
с водой

Физиологическое действие метана и его гомологов. Метан при длительном вдыхании вызывает отравление, которое может привести к летальному исходу. С целью обнаружения его утечки из плиты, негерметичного или поврежденного трубопровода в газовую магистраль добавляют небольшое количество веществ с очень неприятным запахом (их название — меркаптаны). Пользуясь газом в быту, необходимо чаще проветривать помещение.

Газообразные и жидкие гомологи метана негативно воздействуют на центральную нервную систему. Твердые насыщенные углеводороды нетоксичны (парафин¹ используют в лечебных целях).

Это интересно

Формула простейшего меркаптана



¹ Парафин — смесь насыщенных углеводородов с количеством атомов Карбона в молекулах от 18 до 35.

ВЫВОДЫ

Ряд органических соединений, молекулы которых имеют подобное строение и различаются по составу на одну или несколько групп атомов CH_2 , называют гомологическим рядом.

Общая формула метана и его гомологов — $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Названия большинства этих соединений происходят от иноязычных числительных; название каждого соединения содержит суффикс *-ан*.

Молекулы пропана и последующих гомологов метана имеют зигзагообразную карбоновую цепь.

Метан, этан, пропан и бутан — газы, остальные гомологи метана — жидкости или твердые вещества. Все эти соединения не растворяются в воде.

Метан, а также его газообразные и жидкие гомологи негативно влияют на организм.



152. Что такое гомологический ряд? Какие соединения называют гомологами?
153. Укажите среди приведенных формул те, которые принадлежат соединениям гомологического ряда метана: C_3H_6 , C_5H_{12} , C_6H_{12} , C_7H_{16} .
154. Установите последовательность углеводородов по уменьшению количества атомов Карбона в их молекулах:
 - а) гептан;
 - б) бутан;
 - в) гексан;
 - г) пентан;
 - д) пропан.
155. Изобразите электронную формулу молекулы: а) этана; б) пропана.
156. Укажите правильное окончание предложения «Отношение количества атомов Гидрогена к количеству атомов Карбона в молекулах гомологов метана с возрастанием молярной массы соединений ...»:
 - а) уменьшается;
 - б) увеличивается;
 - в) изменяется хаотически.
157. Какова относительная молекулярная масса гомолога метана, в молекуле которого имеется 5 атомов Карбона? (Устно.)
158. В каком соединении массовая доля Карбона наибольшая — в этане, пропане или бутане? Попробуйте дать ответ, не проводя расчетов.

159. Определите количество вещества (устно):

а) в 15 г этана;

б) в 4,48 л бутана (н. у.).

160. Заполните таблицу:

C_nH_{2n+2}	M , г/моль	D_{H_2}	$w(C)$, %
C_3H_8			
			80
		36	
	100		

161. Запишите формулу гомолога метана, в молекуле которого вдвое больше атомов Гидрогена, чем в молекуле бутана.

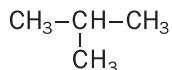
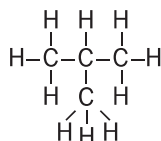
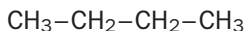
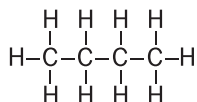
162. Какой углеводород имеет такую же плотность, что и углекислый газ?

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Два бутана, три пентана...

Для молекулы C_4H_{10} можно предложить не только «линейную» карбоновую цепь $-C-C-C-C-$, но и разветвленную: $-C-C-C-$ с $-C-$ ветвью.

Соответствующие структурные формулы и их сокращенные варианты имеют такой вид:



Каждая формула отвечает определенной молекуле. Поэтому должны существовать два соединения с одинаковыми химическими формулами C_4H_{10} , но с молекулами разного строения — неразветвленного и разветвленного. Эти углеводороды известны и хорошо изучены.

Соединения, молекулы которых имеют одинаковый состав, но разное строение, называют изомерами.

С увеличением числа атомов Карбона в молекулах углеводородов количество изомеров резко возрастает. 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.

Существование изомеров — одна из причин разнообразия и многочисленности органических соединений.

Если молекула углеводорода имеет неразветвленное («нормальное») строение, то перед его названием записывают букву *n* и дефис. Например, соединение с формулой $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ называют *n*-бутаном. Изомер с формулой $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_3$ получил название

«изобутан».

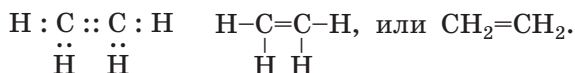
21 Этилен (этен) и ацетилен (этин)

Материал параграфа поможет вам:

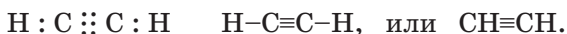
- понять строение молекул этилена и ацетилена;
- узнать о физических свойствах этилена и ацетилена.

Формулы этилена и ацетилена. Кроме насыщенных углеводородов, существуют ненасыщенные. В их молекулах атомы Карбона соединены не только простыми, но и кратными (двойными, тройными) связями.

Простейшим углеводородом с двойной связью в молекуле является *этилен*. Его химическая формула — C_2H_4 , электронная и структурные формулы молекулы —



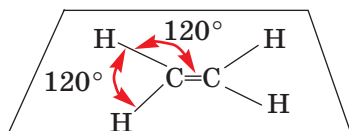
Простейший углеводород с тройной связью в молекуле — *ацетилен* C_2H_2 . Электронная и структурные формулы молекулы этого соединения —



Названия углеводородов «этилен» и «ацетилен» являются тривиальными (традиционными); их используют в промышленности, технике. Химическое название соединения C_2H_4 — *этен*, а соединения C_2H_2 — *этин*. Эти названия имеют одинаковый корень с названием углеводорода C_2H_6 «этан», но разные суффиксы.

Строение молекул. Вы уже знаете, что при образовании молекул органических соединений атомы Карбона переходят в возбужденное состояние; четыре электрона внешнего энергетического уровня атома становятся неспаренными.

В молекуле этилена C_2H_4 два неспаренных электрона каждого атома Карбона принимают участие в образовании двух общих электронных пар; возникает двойная связь $C=C$. Другие два электрона каждого атома Карбона образуют общие электронные пары с двумя атомами Гидрогена, вследствие чего реализуются простые ковалентные связи $C-H$. Все атомы молекулы этилена C_2H_4 , согласно исследованиям ученых, находятся в одной плоскости (рис. 51, а), а углы между линиями, соединяющими центры атомов, равны 120° :



В молекуле ацетилена C_2H_2 тройная связь $C\equiv C$ обусловлена тремя общими электронными парами, образованными с участием трех электронов каждого атома Карбона, а простая ковалентная связь $C-H$ — электронной парой, общей для атома Карбона и атома Гидрогена. Установлено, что центры всех атомов молекулы C_2H_2 находятся на прямой линии (рис. 51, б):

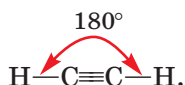
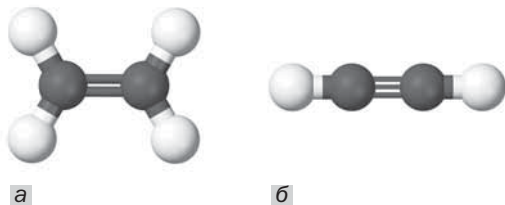


Рис. 51.
Шаростержневые
модели молекул:
а — этилена;
б — ацетилена



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 12

Изготовление шаростержневых моделей молекул углеводородов

Вам выдан набор для изготовления моделей молекул органических соединений. В нем есть шарики разной величины и различных цветов. Одинаковые шарики имитируют атомы одного элемента.

Найдите в наборе шарики с одним отверстием или выступом для атомов Гидрогена и бóльшие шарики другого цвета с отверстиями или выступами для атомов Карбона, а также стержни или трубочки. Отверстия в шариках предназначены для соединения шариков с помощью стержней, а выступы — для соединения трубочками.

Соберите шаростержневые модели молекул насыщенных углеводородов — метана, этана и пропана, а также молекул ненасыщенных углеводородов — этилена и ацетилена.

Физические свойства. Этилен по физическим свойствам похож на метан. Это бесцветный газ со слабым запахом, немного легче воздуха, очень плохо растворим в воде. При охлаждении до температуры -104°C (при нормальном давлении) этилен превращается в жидкость.

Чистый ацетилен — бесцветный газ почти без запаха. Неприятный запах используемого при сварке металлов технического ацетилена обусловлен примесями. Ацетилен, как и эти-

лен, немного легче воздуха и плохо растворяется в воде. При температуре $-84\text{ }^{\circ}\text{C}$ и нормальном давлении он переходит в жидкое состояние.

ВЫВОДЫ

Этилен (этен) C_2H_4 — простейший ненасыщенный углеводород с двойной связью в молекуле. Все атомы молекулы этилена находятся в одной плоскости.

Ацетилен (этин) C_2H_2 — простейший ненасыщенный углеводород с тройной связью в молекуле. Атомы в молекуле ацетилена расположены на прямой линии.

В обычных условиях этилен и ацетилен — бесцветные газы со слабым запахом; они немного легче воздуха, плохо растворяются в воде.



163. Какие соединения называют ненасыщенными углеводородами?
164. Сравните этилен и ацетилен и заполните таблицу:

	Этилен	Ацетилен
Химическая, электронная и структурная формулы молекулы		
Физические свойства		

165. Охарактеризуйте строение молекулы:
а) этилена;
б) ацетилена.
166. Какой газ тяжелее — этилен или ацетилен? Во сколько раз?
167. Вычислите плотность этилена (при н. у.) и его относительную плотность по воздуху.
168. Найдите массовые доли элементов в ацетилене.
169. Вычислите объемные доли метана и этилена в их смеси, если средняя молярная масса смеси равна $25,6\text{ г/моль}$.

22

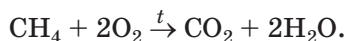
Горение углеводородов

Материал параграфа поможет вам:

- ознакомиться с реакциями горения углеводородов;
- выяснить, как влияет недостаток воздуха (кислорода) на состав продуктов горения углеводородов.

Углеводороды, как и большинство органических соединений, являются горючими веществами. Продукты горения углеводородов при достаточном доступе воздуха — углекислый газ и водяной пар.

Метан горит на воздухе голубым пламенем (рис. 52):



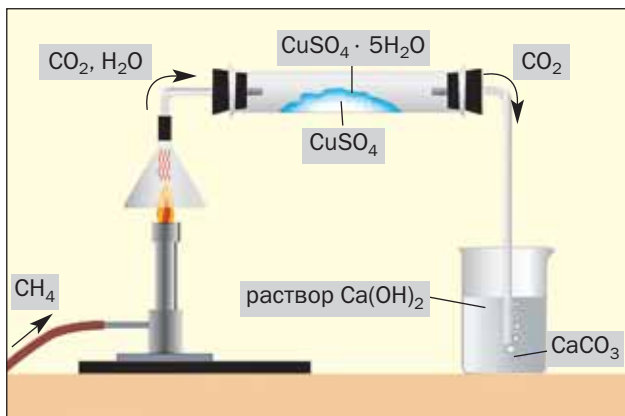
Обратите внимание: в уравнениях реакций с участием органических соединений записывают стрелки, а не знаки равенства.

Рис. 52.
Горение метана:
а — в газовой горелке;
б — в бытовой плите



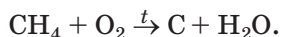
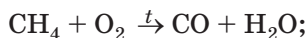
Обнаружить продукты реакции горения метана можно с помощью опыта, изображенного на рисунке 53. Изменение белого цвета безводного купрум(II) сульфата на голубой свидетельствует об образовании при горении метана водяного пара, который взаимодействует с

Рис. 53.
Обнаружение
продуктов
горения метана



солью (продукт этой реакции — медный купорос). Помутнение известковой воды вызвано нерастворимым кальций карбонатом, который образуется при реакции углекислого газа с раствором кальций гидроксида.

Если воздуха (кислорода) недостаточно, то при горении метана может образовываться угарный газ или углерод:



► Преобразуйте схемы этих реакций в химические уравнения.

О недостатке кислорода при горении метана может свидетельствовать увеличение яркости пламени (оно становится желтым благодаря раскаленным мелким частицам углерода) или появление копоти¹ на поверхности предмета (кастрюли, чайника), находящегося в пламени.

Смеси метана и воздуха (или кислорода) взрывоопасны. Достаточно искры, чтобы произошел взрыв. Поэтому нужно быть очень осторожными, пользуясь природным газом в

¹ Копоть, или сажа, — вещество, почти полностью состоящее из атомов Карбона.

быту. Взрывы смесей метана с воздухом, несмотря на предпринимаемые меры предосторожности, время от времени случаются в угольных шахтах. Они приводят к гибели шахтеров.

Все гомологи метана также горят с образованием углекислого газа и водяного пара. С увеличением молекулярной массы углеводородов пламя горящего соединения становится ярче. Парафиновая свеча, в отличие от природного газа, горит ярко-желтым пламенем (рис. 54, *a*). Такой цвет обусловлен свечением раскаленных частиц углерода¹; эти частицы быстро сгорают. Если в пламя свечи внести фарфоровую чашку, ограничив тем самым доступ воздуха, то на поверхности чашки появится копоть (рис. 54, *б*).

Рис. 54.
Горение парафиновой свечи:
a — в обычных условиях;
б — при недостатке воздуха



Этилен и ацетилен горят на воздухе более ярким пламенем (рис. 55), чем метан.

- Напишите уравнения реакций горения этилена и ацетилена при достаточном доступе воздуха.

При горении ацетилена в чистом кислороде температура достигает почти 3000 °С. Смеси

¹ Углерод образуется при термическом разложении углеводородов.

Рис. 55.
Горение
ацетилена



этого газа, а также других углеводородов с воздухом или кислородом взрывоопасны.

Поскольку углеводороды — горючие вещества, то при их применении следует соблюдать определенные правила. Необходимо пользоваться только исправными газовыми приборами, баллонами и периодически проветривать помещение, где они находятся. Нельзя оставлять без присмотра плиту или отопительный прибор, в которых горит газ. Запрещается размещать возле газовой плиты емкости с горючими жидкостями, легковоспламеняющиеся предметы.

Если вы почувствовали запах газа, немедленно перекройте кран на газопроводе и хорошо проветрите помещение. В это время нельзя зажигать спички, включать свет и электроприборы, так как искра может вызвать взрыв газозооной смеси.

ВЫВОДЫ

Все углеводороды — горючие вещества. Продуктами горения углеводородов при достаточном количестве кислорода (воздуха) являются углекислый газ и водяной пар. Если доступ воздуха ограничен, возможно образование карбон(II) оксида и углерода.

Смеси углеводородов с воздухом являются взрывоопасными. При работе с газовыми приборами необходимо соблюдать определенные правила.



170. Рассмотрите горение метана как окислительно-восстановительную реакцию: назовите элемент-окислитель и элемент-восстановитель, охарактеризуйте процессы окисления и восстановления.
171. Допишите химические уравнения:
- а) $C_3H_8 + \dots O_2$ (избыток) $\rightarrow \dots$;
- б) \dots (гомолог метана) + $\dots O_2 \rightarrow 5CO_2 + \dots H_2O$.
172. Напишите уравнения реакций горения этилена и ацетилена при недостатке кислорода (с образованием карбон(II) оксида и водяного пара).
173. Достаточно ли 100 л воздуха для полного сжигания 5,6 л метана? Считайте, что объемы отвечают нормальным условиям, а объемную долю кислорода в воздухе примите равной 20 %.
174. Какой объем воздуха израсходуется на сжигание 1,4 м³ смеси, состоящей из 60 % пропана и 40 % бутана (по объему)?
175. Какой объем углекислого газа образовался в результате полного сгорания 560 мл смеси метана и этана, которая тяжелее водорода в 10,8 раза?

23 Полиэтилен

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое полимер и реакция полимеризации;
- усвоить свойства полиэтилена;
- узнать о применении полиэтилена.

Полимеризация этилена. В определенных условиях молекулы этилена соединяются друг с другом. Это происходит вследствие

Интервал значений n для образца полимера зависит от условий проведения реакции полимеризации — температуры, давления, катализатора.

Свойства полиэтилена. Полиэтилен — белое или бесцветное вещество (рис. 57). Он легче воды, не растворяется в ней, а при нагревании плавится с образованием бесцветной жидкости¹.

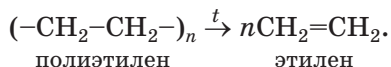


Рис. 57.
Гранулы
полиэтилена

Полиэтилен химически инертен. Это соединение, как и многие другие органические вещества, горит на воздухе.

Полиэтилен не растворяется в органических растворителях. Поэтому для их хранения и транспортировки используют полиэтиленовую тару.

Изделия из полиэтилена морозоустойчивы, но не выдерживают нагревания выше 60—100 °С. При высокой температуре полимер разлагается с образованием этилена:



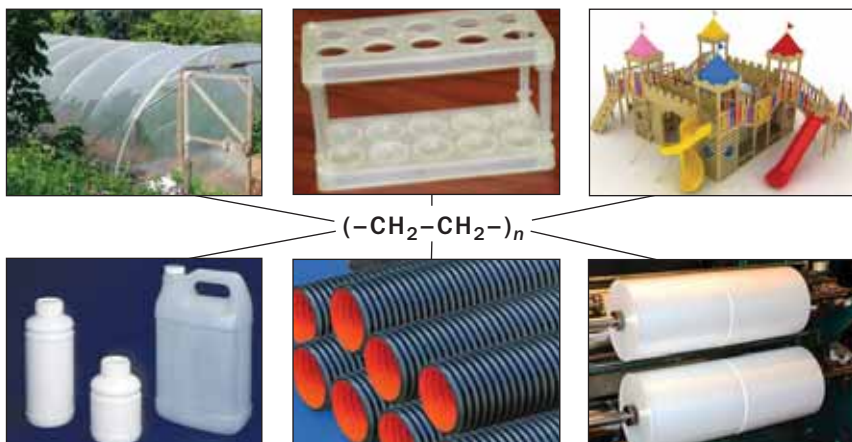
Применение полиэтилена. Полиэтилен является важнейшим полимерным материалом. Изделия из него мы постоянно используем в

¹ Полиэтилен не имеет определенной температуры плавления. В зависимости от условий образования он плавится в интервале температур 103—110 °С или 124—137 °С.

повседневной жизни. Это — пакеты, упаковочная пленка для пищевых продуктов, различные резервуары, игрушки и др. (схема 2). Поскольку полиэтиленовая пленка хорошо пропускает свет, ею покрывают теплицы для выращивания ранних овощей, цветов, тропических растений. Полиэтилен используют для производства тары, труб, конструкционных деталей, медицинского оборудования, а также в качестве электроизоляционного материала, антикоррозионного покрытия.

Схема 2

Применение полиэтилена



Полиэтилен — очень устойчивое вещество, разлагающееся в природных условиях чрезвычайно медленно. Поэтому использованные изделия из полиэтилена, остатки пленки, пакеты нельзя выбрасывать где бы то ни было (рис. 58);



Рис. 58.
«Полимерный»
мусор в лесу

их необходимо складывать в специальные контейнеры. Отходы этого и других полимеров направляют на переработку.

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 в молекулах этилена с образованием простых связей.

Соединения, молекулы которых состоят из большого количества групп атомов одинакового строения, называют полимерами.

Полиэтилен — один из важнейших полимеров. Он не растворяется в воде, химически инертен. Из полиэтилена производят пленку, тару, различные изделия.

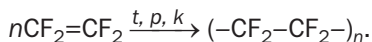


176. Дайте определения терминам «полимер», «реакция полимеризации».
177. Укажите правильное окончание предложения «На концах молекул полиэтилена находятся группы атомов ...»:
 - а) CH ;
 - б) CH_2 ;
 - в) CH_3 .
178. Одна из молекул в образце полиэтилена тяжелее молекулы воды в 700 раз. Определите значение n для формулы этой молекулы.
179. Какой объем этилена образуется (в пересчете на нормальные условия) в результате термического разложения 3,5 г полиэтилена?
180. Какой объем воздуха (н. у.) необходим для сжигания 140 г полиэтилена? Считайте, что объемная доля кислорода в воздухе равна 20 %.
181. Подготовьте сообщение об утилизации использованных изделий из полиэтилена.

для любознательных

Тефлон

В последнее время широкое применение получил полимер, название которого — тефлон. Строение его молекулы такое же, как и молекулы полиэтилена, но вместо атомов Гидрогена в ней имеются атомы Флуора: $(-CF_2-CF_2-)_n$. Соединение образуется в результате реакции полимеризации:



Тефлон внешне напоминает полиэтилен. Он обладает высокой химической и термической устойчивостью, не горит, не растворяется и не набухает ни в одном растворителе. Изделия из тефлона можно использовать в интервале температур от -260 до $+260$ °С.

Тефлон является основой химически и термически устойчивых пластмасс. Его используют в протезировании, для покрытия поверхности посуды, предназначенной для нагревания (рис. 59). Из тефлона изготавливают детали, различное оборудование для химической промышленности.



Рис. 59.
Изделия
с тефлоновым
покрытием

24 Углеводороды в природе. Применение углеводородов

Материал параграфа поможет вам:

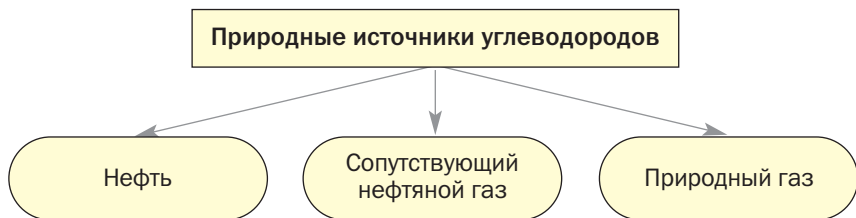
- узнать о природных источниках углеводородов и некоторых их свойствах;
- получить представление о составе нефти, природного и сопутствующего нефтяного газов, угля;

- пополнить свои знания о применении углеводородов.

Природные источники углеводородов. Существует несколько природных источников углеводородов (схема 3). Их запасы на нашей планете постепенно уменьшаются.

Схема 3

Углеводороды в природе



Нефть является смесью углеводородов, преимущественно жидких, в которых растворены небольшие количества твердых и газообразных углеводородов, а также других органических соединений. В нефти есть вода и некоторые неорганические вещества.

Нефть — темная маслянистая жидкость со специфическим запахом (рис. 60). Она легче воды и нерастворима в ней. В природных условиях нефть образует с водой устойчивую неоднородную смесь — эмульсию. Нефть, как и другие смеси веществ, не имеет постоянных плотности, температуры кипения. Она начинает кипеть уже при слабом нагревании (30—60 °С), а при высоких температурах этот процесс сопровождается постепенным разложением компонентов нефти.

Нефть — горючая жидкость (рис. 61).

Украина имеет небольшие месторождения нефти. Ежегодно ее добывают в среднем 3 млн тонн, что составляет приблизительно 10 % от общей потребности страны.

Мировые запасы нефти быстро истощаются и могут быть исчерпаны уже в этом столетии. Поэтому ученые разрабатывают технологии



Рис. 60.
Нефть



Рис. 61.
Горение нефти

производства жидкого горючего из другого сырья, в частности из угля, которого на планете значительно больше.

Природный газ известен вам из повседневной жизни; его используют для отопления жилья, приготовления пищи.

Основной компонент природного газа — метан (объемная доля этого углеводорода составляет 85—99 %). Примесями являются этан, несколько других углеводородов, азот, углекислый газ, сероводород.

Свойства природного газа почти такие же, как и метана. Он горюч, а его смеси с воздухом взрывоопасны.

Залежей природного газа в Украине больше, чем нефти. Ежегодно его добывают в среднем 20 млрд м³, что составляет 1/5 от количества, необходимого для нашей промышленности, энергетики, быта.

Сопутствующий нефтяной газ — смесь газообразных углеводородов, содержащихся вместе с нефтью в ее месторождении. По качественному составу сопутствующий нефтяной газ напоминает природный, но метана в нем меньше (30—40 % по объему), а этана и других углеводородов — больше.

Часть нефтяного газа растворена в нефти. При продвижении нефти из земных недр

к поверхности давление падает, растворимость газов уменьшается, и они выделяются из нее.

Горючие ископаемые, из которых производят углеводороды. Углеводороды различного состава получают переработкой угля, горючих сланцев.

Уголь — твердое горючее ископаемое, которое образовалось миллионы лет тому назад в недрах планеты в результате разложения огромного количества растительных масс. Уголь — это смесь многих органических веществ с высоким содержанием Карбона, а также некоторых неорганических соединений. Его используют как топливо (в теплоэнергетике, промышленности, иногда — в быту), для производства кокса, горючих газовых смесей. Взаимодействием угля с водородом при нагревании, повышенном давлении и в присутствии катализаторов получают смеси углеводородов (синтетическое жидкое горючее).

Существует три вида угля — антрацит (рис. 62), каменный и бурый уголь. Массовая доля Карбона в антраците наибольшая (94—97 %), а в буром угле — наименьшая (после удаления из него воды она равна 64—80 %).

Это интересно

На уголь приходится приблизительно 80 % массы всех горючих ископаемых.



Рис. 62.
Антрацит

Украина богата на залежи угля. Наибольшее месторождение каменного угля находится в Донецкой и Луганской областях. Значительно меньше его во Львовско-Волынском бассейне. Бурый уголь сосредоточен преимуще-

Это интересно

Среди органических веществ, входящих в состав пчелиного воска и озокерита (горный воск), есть твердые углеводороды.

щественно в Днепровском бассейне, а залежи антрацита — в Донцеком.

В угольных пластах имеется и природный газ (метан). Небольшую его часть используют как топливо, а основное количество уходит в атмосферу. Несмотря на контроль содержания метана в шахтах, иногда происходят взрывы газа, которые приводят к гибели шахтеров.

«Угольный» газ — важный резерв для теплоэнергетики Украины. Объем его ежегодной добычи может составлять несколько миллиардов кубометров.

Горючие сланцы — горная порода, в которой содержатся органические и неорганические вещества (рис. 63). Органический компонент является продуктом длительного превращения растительных и животных остатков в недрах планеты. Горючие сланцы используют в качестве топлива. Кроме того, их подвергают термообработке с целью получения горючих газов, жидкого горючего, смолы.



Рис. 63.
Горючий
сланец

По залежам горючих сланцев Украина занимает третье место в Европе.

Применение углеводородов. Метан (природный газ) используют как топливо — в теплоэнергетике, промышленности, быту. Иногда он служит заменителем бензина в автомобильных двигателях. На транспортных средствах устанавливают баллоны с природным газом, который находится в них под высоким давлением (рис. 64). Метан также является ценным

Рис. 64.
Автобус,
двигатель
которого
работает на
природном газе



Это интересно

Из бутана получают большое количество уксусной кислоты.

химическим сырьем для производства органических веществ.

Этан, пропан и бутан используются в значительно меньших количествах, чем метан. Смесью сжиженных пропана и бутана наполняют баллоны разной емкости (рис. 65), которые используют в быту для газовых плит. Если вентиль такого баллона открыть, из него будет выходить газ, а не жидкость. Пропан-бутановая смесь — один из видов горючего в двигателях внутреннего сгорания.

Рис. 65.
Баллоны
с пропан-
бутановой
смесью



Этан используют в некоторых странах для производства этилена.

Гомологи метана с количеством атомов Карбона в молекулах от 5 до 18 являются компонентами бензина и керосина.

Неполное сгорание автомобильного горючего, а также выделение угарного газа из двигателя приводят к существенному загрязнению воз-

духа в крупных городах и на оживленных автомагистралях. С целью уменьшения вредных выбросов к выхлопной трубе автомобиля присоединяют насадку с катализатором (рис. 66), который способствует превращению угарного газа и остатков горючего в углекислый газ и водяной пар.

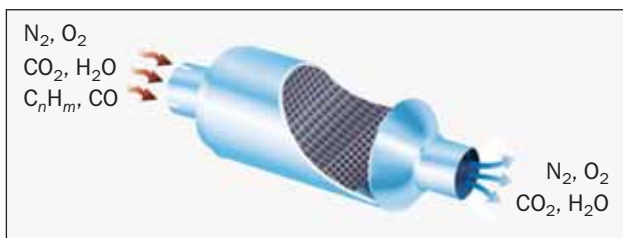


Рис. 66.
Насадка
с катализатором
в разрезе

Перегонкой нефти, а также ее термическим разложением получают много углеводородов и их смесей. Смесей жидких углеводородов — уайт-спирит, петролейный эфир — служат растворителями для лаков и красок. Разнообразное применение получили вазелин (смесь жидких и твердых насыщенных углеводородов) и парафин.

Этилен используется в качестве сырья в производстве полиэтилена, а также для получения этилового спирта, органических растворителей, других веществ. Добавление небольшого количества этилена в воздух теплиц ускоряет созревание овощей и фруктов.

Большая часть ацетиленов расходуется на производство этилового спирта, уксусной кислоты, полимеров, органических растворителей. Благодаря высокой температуре, которая достигается при горении ацетиленов в атмосфере кислорода, этот газ применяют при сварке и резке металлов. Ацетилен и кислород подводят в специальную горелку, а пламя направляют на металл (рис. 67). Работая с ацетиленом, следует помнить, что смеси этого газа с воздухом или кислородом взрывоопасны.

Рис. 67.
Резка металла
с помощью
ацетиленовой
горелки



ВЫВОДЫ

Углеводороды встречаются в природе. Их источники — нефть, природный и сопутствующий нефтяной газы.

Нефть — смесь преимущественно жидких углеводородов. Основным компонентом природного и сопутствующего нефтяного газов является метан.

Уголь и горючие сланцы — ископаемые, в которых содержится много органических веществ. Они используются как топливо, а их переработкой получают углеводороды.

Углеводороды служат топливом, горючим, растворителями, сырьем для производства различных органических соединений. Из этилена производят полиэтилен, а ацетилен используют для сварки и резки металлов.



182. Охарактеризуйте состав нефти.
183. Почему нефть не имеет определенных плотности и температуры кипения?
184. Сравните состав природного и сопутствующего нефтяного газов.
185. Назовите основные сферы применения углеводородов и их природных источников.
186. По материалам из интернета выясните, какие преимущества и недостатки имеет применение природного газа или пропан-бутановой смеси как горючего в транспортных средствах по сравнению с бензином.

187. Природный газ одного из месторождений содержит 94 % метана, 2 % этана, 2 % пропана (доли объемные), а также азот и углекислый газ. Какой объем воздуха необходим для полного сгорания 1 м³ этого газа? Примите объемную долю кислорода в воздухе равной 20 %.
188. В результате сжигания 10 г антрацита в избытке кислорода образовалось 18 л карбон(IV) оксида (н. у.). Определите массовую долю Карбона в антраците.

25

Соотношения объемов газов в химических реакциях

Материал параграфа поможет вам:

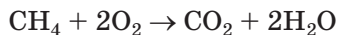
- выяснить, почему объемы газов, участвующих в реакции, соотносятся как небольшие целые числа;
- определять соотношения объемов газов по химическим уравнениям.

Закон объемных соотношений. Важнейшие углеводороды — метан, этан, этилен, ацетилен и другие — в обычных условиях существуют 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. Поэтому *порции различных газов, содержащие одинаковое количество 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 в 1 л метана CH_4 находится столько молекул, сколько их в 1 л этилена C_2H_4 или 1 л ацетилена C_2H_2 . В 2 л метана (этилена, ацетилена) количество молекул в два раза больше, в 3 л — в три раза больше и т. д.

Рассмотрим реакции, протекающие с участием газов.

При сгорании метана



каждая его молекула взаимодействует с двумя молекулами кислорода. На основании закона Авогадро можно утверждать, что определенный объем метана должен реагировать с удвоенным объемом кислорода (например, 1 л CH_4 — с 2 л O_2).

Метан при высокой температуре разлагается на ацетилен и водород:



Согласно этому химическому уравнению, из каждых двух молекул метана образуются одна молекула ацетилена и три молекулы водорода. Отсюда соотношение объемов продуктов реакции

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) : V(\text{H}_2) = 1 : 3.$$

Анализируя результаты опытов с газами, французский ученый Ж. Гей-Люссак сформулировал в 1808 г. *закон объемных соотношений*:

объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа.

Со временем выяснилось, что *эти числа являются соответствующими коэффициентами в химических уравнениях.*

Закон Гей-Люссака распространяется на все газообразные вещества — 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, при 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 пар конденсируется, то объем вещества уменьшается приблизительно в тысячу раз. В этом случае закон Гей-Люссака по отношению к воде (а также к другим жидким и твердым веществам) не действует.

Решение задач. Рассмотрим, как решают задачи с использованием закона объемных соотношений.

ЗАДАЧА 1. Рассчитать объем ацетилена, который образуется при термическом разложении 0,8 л метана.

Дано:

$$V(\text{CH}_4) = 0,8 \text{ л}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = ?$$

Решение

1. Составляем уравнение реакции:



2. Рассчитываем объем ацетилена.

Согласно химическому уравнению и закону объемных соотношений, один объем ацетилена образуется из двух объемов метана. Рассуждаем так:

из 2 л метана образуется 1 л ацетилена,
из 0,8 л метана — x л ацетилена;

$$x = V(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,4 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,4 \text{ л}.$

ЗАДАЧА 2. Смесь, состоящую из 100 мл ацетилена и 400 мл кислорода, подожгли. Полностью ли прореагировали вещества? Если нет, то какое вещество осталось и каков объем его остатка? Считать, что условия (температура и давление) до и после реакции были одинаковыми.

Дано:

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 100 \text{ мл}$$

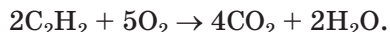
$$V(\text{O}_2) = 400 \text{ мл}$$

Оставшийся
реагент — ?

$$V(\text{остатка}) = ?$$

Решение

1. Составляем уравнение реакции горения ацетилена:



2. Выясняем, был ли в исходной смеси один из газов в избытке.

Соотношение объемов взаимодействующих газов, в соответствии с химическим уравнением, составляет

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 5 = 1 : 2,5,$$

а по условию задачи —

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 100 : 400 = 1 : 4.$$

Следовательно, кислород был в избытке и часть его осталась после реакции.

3. Определяем, какой объем кислорода взаимодействует со 100 мл ацетилена.

В соответствии с законом объемных соотношений,

с каждыми 2 мл C_2H_2 реагируют 5 мл O_2 ,
а со 100 мл C_2H_2 — x мл O_2 ;

$$x = V(\text{O}_2, \text{ прореаг.}) = 250 \text{ мл.}$$

4. Вычисляем объем кислорода, оставшегося после реакции:

$$\begin{aligned} V(\text{O}_2, \text{ остаток}) &= V(\text{O}_2, \text{ исх.}) - \\ &- V(\text{O}_2, \text{ прореаг.}) = 400 - 250 = 150 \text{ (мл)}. \end{aligned}$$

Ответ: $V(\text{O}_2, \text{ остаток}) = 150 \text{ мл.}$

ЗАДАЧА 3. Какие объемы пропана и кислорода (в пересчете на нормальные условия) вступили в реакцию горения, если после охлаждения продуктов реакции образовалось 36 мл воды?

Дано:

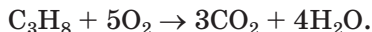
$$\begin{aligned} V(\text{H}_2\text{O, жидк.}) &= \\ &= 36 \text{ мл} \end{aligned}$$

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) \text{ — ?}$$

$$V(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Решение

1. Составляем уравнение реакции:



2. Определяем количество вещества воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{36 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

3. Вычисляем объем водяного пара, который образовался бы из 2 моль воды при нормальных условиях:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2\text{O, пар}) &= n(\text{H}_2\text{O}) \cdot V_M = \\ &= 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л.} \end{aligned}$$

4. Находим объемы пропана и кислорода, вступившие в реакцию горения.

Согласно закону объемных соотношений газов,

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) : V(\text{O}_2) : V(\text{H}_2\text{O, пар}) = 1 : 5 : 4.$$

Отсюда

$$V(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{V(\text{H}_2\text{O, пар})}{4} = \frac{44,8 \text{ л}}{4} = 11,2 \text{ л};$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{V(\text{H}_2\text{O, пар}) \cdot 5}{4} = \frac{44,8 \text{ л} \cdot 5}{4} = 56 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{C}_3\text{H}_8) = 11,2 \text{ л}$; $V(\text{O}_2) = 56 \text{ л}$.

ВЫВОДЫ

Объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа (закон объемных соотношений газов). Эти числа являются соответствующими коэффициентами в химическом уравнении.



189. Увеличивается, уменьшается или остается неизменным суммарный объем веществ в результате таких превращений (вода образуется в виде пара):
- а) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
190. Какой объем кислорода расходуется на сгорание 2 л этилена?
191. При нормальных условиях смешали 1 л этана и 5 л кислорода. Смесь газов подожгли. Какие газы были обнаружены после реакции и приведения условий к начальным? Вычислите объем каждого из этих газов.
192. После реакции в 40 мл смеси кислорода с водородом осталось 10 мл кислорода. Какие объемы кислорода и водорода были до реакции?
193. В каком объемном соотношении следует смешать углеводород и воздух, чтобы их было достаточно для протекания реакции $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$? Примите объемную долю кислорода в воздухе равной 20 %.
194. Какой объем кислорода необходим для сжигания 200 мл смеси водорода и карбон(II) оксида? Нужно ли для решения задачи знать количественный состав смеси этих газов? Ответ обоснуйте.

195. При сгорании в кислороде одного объема углеводорода образуются два объема углекислого газа и один объем водяного пара. Определите формулу углеводорода. (Устно.)
196. 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.)
197. Какова формула газообразного углеводорода, если при его сжигании образуется вдвое больший объем углекислого газа, а плотность углеводорода при нормальных условиях составляет 1,34 г/л?

26 Спирты. Этанол

Материал параграфа поможет вам:

- получить сведения об оксигенсодержащих органических веществах;
- выяснить, какие соединения называют спиртами;
- узнать о составе и строении молекулы этанола, свойствах и применении этого соединения;
- осознать губительное воздействие этанола на организм.

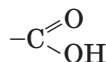
Оксигенсодержащие органические вещества. Существует много органических соединений, молекулы которых содержат, кроме атомов Карбона и Гидрогена, еще и атомы Оксигена. Среди них — этиловый спирт, сахар, крахмал, уксусная кислота, жиры.

Оксигенсодержащие органические соединения делят на классы — класс спиртов, класс карбоновых кислот и др. Общим признаком для веществ каждого класса является наличие в их молекулах определенной группы атомов.

Примеры таких групп атомов и их названия:



гидроксильная



карбоксильная

Эти группы атомов принято выделять в химических формулах органических соединений: CH_3OH , CH_3COOH (формулы CH_4O , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ не используют).

«Углеводородную» часть молекулы (группу атомов Карбона и Гидрогена) называют *углеводородным остатком*. В приведенных выше химических формулах этим остатком является группа атомов $-\text{CH}_3$.

Ознакомление с кислородсодержащими органическими соединениями начнем со спиртов.

Спирты. Слово «спирт» известно всем. Так называют в быту бесцветную жидкость с характерным запахом. Спирт является компонентом лекарственных средств, различных настоек, содержится в алкогольных напитках. Химическое название этого органического соединения — этанол, а традиционное — этиловый спирт.

Формула этанола — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Она состоит из двух частей — углеводородного остатка $-\text{C}_2\text{H}_5$ (остаток от молекулы этана C_2H_6) и гидроксильной группы $-\text{OH}$ (рис. 68). Известно много органических соединений, молекулы которых имеют аналогичный состав.

Рис. 68.
Шаростержневая модель молекулы этанола. Красный шарик — атом Оксигена

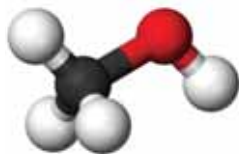


Спирты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп.

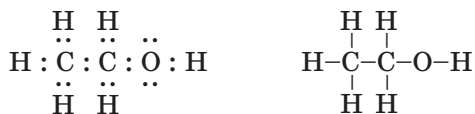
Выясним, какой спирт происходит от простейшего насыщенного углеводорода — метана CH_4 . Если от молекулы метана «отнять» один атом Гидрогена и к углеводородному остатку $-\text{CH}_3$ «присоединить» гидроксильную группу, получим молекулу другого спирта —

CH_3OH (рис. 69). Названия этого соединения — метанол, метиловый спирт.

Рис. 69.
Шаростержневая модель молекулы метанола



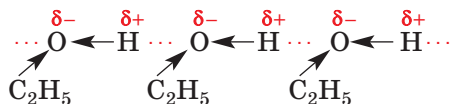
Строение молекулы этанола. Все атомы в молекуле этанола $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ соединены простой ковалентной связью. Электронная и структурная формулы молекулы этого вещества:



Атом Оксигена, как наиболее электроотрицательный среди всех атомов в молекуле спирта, смещает к себе общие электронные пары от двух соседних атомов ($\text{C} \rightarrow \text{O} \leftarrow \text{H}$), причем в наибольшей степени — от атома Гидрогена. Вследствие этого на атоме Оксигена возникает небольшой отрицательный заряд, а на атоме Гидрогена — положительный заряд. Следовательно, связь $\text{O}-\text{H}$ является полярной.

Свойства этанола. В обычных условиях этанол — бесцветная жидкость с характерным («спиртовым») запахом. Этанол легче воды; его плотность равна $0,79 \text{ г/см}^3$. Температура кипения этого спирта при нормальном давлении $+78,3 \text{ }^\circ\text{C}$; она значительно выше, чем у этана ($-89 \text{ }^\circ\text{C}$) — углеводорода, от которого происходит этанол.

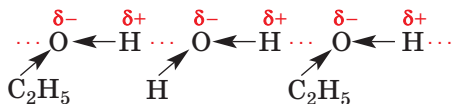
Значительная разница температур кипения углеводорода и спирта обусловлена тем, что в спирте существуют водородные связи¹:



¹ Об этом типе химической связи речь шла в § 2.

Молекулы спирта с полярными связями $\delta^- \delta^+$ $\text{O} \leftarrow \text{H}$ притягиваются друг к другу, а именно — атом H одной молекулы к атому O другой молекулы.

Водородные связи также образуются между молекулами спирта и воды:



Благодаря этому этанол неограниченно растворяется в воде.

Этанол растворяет щелочи (LiOH , NaOH , KOH), кислоты, многие органические соединения различного состава.

Этанол — горючая жидкость. При его горении (рис. 70) образуются углекислый газ и водяной пар.



Рис. 70.
Горение
этанола

► Напишите уравнение соответствующей реакции.

Применение этанола. Этанол используют прежде всего как растворитель, а также для получения органических соединений. Этиловый спирт — известное дезинфицирующее средство (рис. 71). Он применяется для приготовления растворов медицинских препаратов, экстрактов лекарственных растений. Этанол — сырье для производства ликеро-

водочных напитков. Смесь бензина с этанолом иногда используется в качестве горючего для городского транспорта (например, в Бразилии). Двигатель, работающий на таком горючем (рис. 72), выбрасывает в воздух значительно меньше вредных веществ, чем бензиновый. Поскольку этиловый спирт для горючего можно производить из зеленой массы растений и отходов древесины, это дает возможность перерабатывать меньше нефти на бензин и шире использовать ее как ценное химическое сырье.



Рис. 71.
Аптечная бутылочка
с этанолом



Рис. 72.
«Спиртовое» горючее

Физиологическое действие этанола. Попадание небольшого количества этилового спирта в организм вызывает опьянение. Это состояние характеризуется нарушением речи и координации движений, потерей памяти и контроля за своими действиями, умопомрачением. Значительные дозы алкоголя вызывают отравление. У людей, постоянно употребляющих спиртные напитки, возникает хроническое заболевание — алкоголизм. Его следствиями являются повышенное давление, поражение нервной и сердечно-сосудистой систем, печени, поджелудочной железы. (Аналогично действует этанол на организмы животных.)

Простейший спирт — метанол CH_3OH — является сильным ядом. По запаху он напоминает этанол. При попадании в организм незначительного количества метанола человек полностью теряет зрение, а большее количество этого соединения приводит к гибели.

ВЫВОДЫ

Среди органических веществ имеется много оксигенсодержащих соединений. В их молекулах находятся атомы Карбона, Гидрогена и Оксигена.

Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых содержится одна или несколько гидроксильных групп.

Важнейшим спиртом является этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Это — бесцветная горючая жидкость с характерным запахом, неограниченно растворимая в воде.

Этанол используют в химической промышленности как реагент и растворитель, в медицине, для изготовления ликеро-водочных напитков, иногда — как компонент горючего в двигателях внутреннего сгорания.

Этанол, попадая в организм, вызывает опьянение. При постоянном употреблении спиртных напитков у человека возникает алкогольная зависимость.



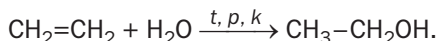
198. Какие органические соединения называют спиртами? Охарактеризуйте состав молекул спиртов.
199. Как влияют водородные связи, в которых принимают участие молекулы этанола, на физические свойства соединения?
200. Почему, по вашему мнению, этанол, имея в молекуле гидроксильную группу, не проявляет основных свойств, как, например, натрий гидроксид?
201. Смешали одинаковые количества вещества этанола и воды. Вычислите массовые доли этих соединений в образовавшемся растворе.

для любознательных

Как получают этанол

Ежегодный объем производства этанола в мире превышает 10 млн т. Лидерами в этой отрасли химической промышленности являются США и Бразилия.

Современный метод получения этанола основан на взаимодействии этилена с водяным паром при температуре 300 °С и повышенном давлении в присутствии катализатора (ортофосфатной кислоты):



Другой метод заключается в превращении глюкозы, сахара или крахмала в спирт при участии особых белковых катализаторов — ферментов дрожжей. Этот биохимический процесс называется спиртовым брожением. Его использовали еще в древности при изготовлении вина из виноградного сока.

Этанол для пищевой промышленности производят из пшеничного или картофельного крахмала, а технический спирт — преимущественно из отходов древесины.

Значительная часть этанола, поступающего на рынок, содержит небольшое количество воды ($w(\text{H}_2\text{O}) \approx 4\%$). Название этого продукта — спирт-ректификат.

Обнаружить воду в спирте можно, добавив несколько его капель к белому порошку безводного купрум(II) сульфата CuSO_4 . При взаимодействии этой соли с водой (§ 4) образуется кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и появляется голубая окраска.

27

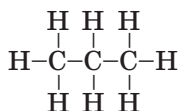
Глицерин (глицерол)

Материал параграфа поможет вам:

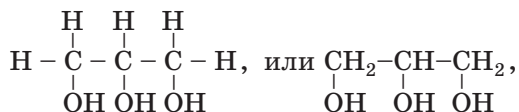
- узнать о составе молекулы глицерина (глицерола);
- выяснить свойства глицерина;
- отличать глицерин от этанола;
- получить информацию о применении глицерина.

Глицерин (глицерол). В повседневной жизни иногда используют спирт, химическое название которого — глицерол, а тривиальное — глицерин¹.

Молекула глицерина, в отличие от молекулы этилового спирта, содержит три атома Карбона и три гидроксильные группы. Для того чтобы вывести формулу этого соединения, запишем структурную формулу молекулы пропана C_3H_8



и заменим в ней три атома Гидрогена (по одному возле каждого атома Карбона) на три OH-группы (рис. 73). Получим структурную формулу молекулы глицерина



и химическую формулу $C_3H_5(OH)_3$.

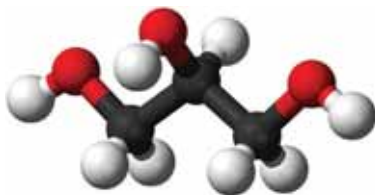


Рис. 73.
Шаростержневая модель молекулы глицерина

Глицерина в природе нет, но производные этого спирта — жиры — очень распространены в растительном и животном мире.

Свойства. Глицерин — бесцветная вязкая жидкость без запаха (рис. 74), сладкая на вкус. Соединение немного тяжелее воды (плотность глицерина — $1,26 \text{ г/см}^3$), смешивается с ней в любых соотношениях с образованием раствора.

¹ Названия происходят от греческого слова glykys — сладкий.

Рис. 74.
Глицерин



Глицерин может поглощать влагу в количестве до 40 % своей массы. Такое свойство вещества называют гигроскопичностью¹.

Глицерин кипит, разлагаясь, при +290 °С, т. е. при более высокой температуре, чем этанол. Это и понятно, так как водородных связей в глицерине значительно больше: его молекула содержит три гидроксильные группы, а молекула этанола — только одну.

Если небольшое количество глицерина налить в фарфоровую чашку, нагреть и поджечь, то он будет гореть почти бесцветным пламенем (рис. 75).

Рис. 75.
Горение
глицерина



► Напишите уравнение реакции горения глицерина.

¹ Термин происходит от греческих слов *hygros* — влажный, *skopeo* — наблюдаю.

Это интересно

Глицерин был впервые получен в 1779 г.

Обнаружить глицерин в растворе можно с помощью его реакции с купрум(II) гидроксидом (этанол не взаимодействует с этим соединением). Сначала смешивают в стакане растворы купрум(II) сульфата и щелочи, а затем полученную смесь с осадком купрум(II) гидроксида добавляют в пробирку с раствором глицерина. Купрум(II) гидроксид, взаимодействуя с глицерином в щелочной среде, растворяется, и образуется темно-синий раствор продукта реакции (рис. 76).

Рис. 76. Окраска раствора после взаимодействия глицерина с купрум(II) гидроксидом



Получение и применение. Глицерин получают в промышленности преимущественно из жиров (§ 30).

Глицерин является компонентом мыла, зубных паст, косметических средств, лекарственных препаратов (рис. 77). Его добавляют в некоторые пищевые продукты и напитки, чтобы придать им сладкий вкус.

Рис. 77. Применение глицерина: а — в косметических средствах; б — в лекарственных препаратах



В значительных количествах глицерин используют для производства нитроглицерина — взрывчатого вещества, из которого делают динамит и порох.

ВЫВОДЫ

Глицерин $C_3H_5(OH)_3$ — один из важных спиртов. Это бесцветная вязкая жидкость со сладким вкусом, не имеющая запаха. Соединение можно обнаружить с помощью реакции с купрум(II) гидроксидом.

Глицерин получают из жиров. Его используют в производстве косметических средств, лекарственных препаратов, нитроглицерина, иногда — в пищевой промышленности.



202. Объясните, почему глицерин:
- имеет высокую вязкость;
 - неограниченно растворим в воде.
203. С помощью какого опыта можно отличить глицерин от этилового спирта?
204. Вычислите массовую долю глицерина в водном растворе, если молекул воды в нем в 8 раз больше, чем молекул глицерина.

28

Карбоновые кислоты. Уксусная (этановая) кислота

Материал параграфа поможет вам:

- отличать карбоновые кислоты от других органических соединений;
- выяснить строение молекулы уксусной кислоты;
- изучить свойства уксусной кислоты;
- узнать о применении уксусной кислоты.

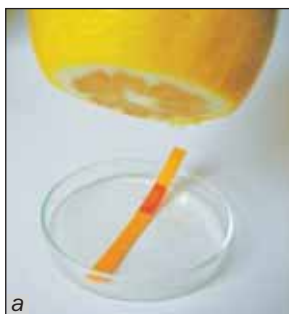
Карбоновые кислоты. В этом и следующем параграфах речь пойдет о соединениях класса карбоновых кислот. Они отличаются от спиртов наличием в молекулах *карбоксильной* группы атомов



Карбоновые кислоты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп.

В растительном мире встречаются различные карбоновые кислоты — муравьиная, уксусная, щавелевая, яблочная, лимонная и др. Тривиальные названия этих соединений большей частью происходят от названий растений, в которых они были найдены (рис. 78, *а*). Карбоновые кислоты обнаружены также в организмах насекомых (рис. 78, *б*), млекопитающих, человека.

Рис. 78.
Обнаружение кислот с помощью универсального индикатора:
а — в соке лимона;
б — в выделениях муравьев



Уксусная кислота. Жидкость, название которой — уксус, люди умели готовить еще в древности. Ее используют в каждой семье в различных целях, прежде всего — для консервирования, при приготовлении пицци (рис. 79). Уксус — разбавленный водный раствор уксусной кислоты.

Уксусная кислота является важнейшей карбоновой кислотой. Ее химическая формула — CH_3COOH . Она состоит из двух частей —

Рис. 79.
Уксус



углеводородного остатка $-\text{CH}_3$ (остаток от молекулы метана CH_4) и карбоксильной группы $-\text{COOH}$.

Химическое название уксусной кислоты — этановая кислота.

Строение молекулы уксусной кислоты. Структурная формула молекулы этого соединения (рис. 80):

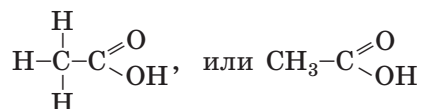
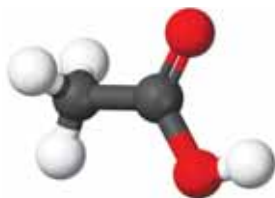
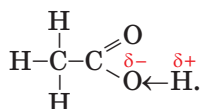


Рис. 80.
Шаростержневая модель молекулы уксусной кислоты



Атом Оксигена, соединенный с атомом Карбона двойной связью, вызывает сильное смещение общей электронной пары в гидроксильной группе



Поэтому связь $\text{O}-\text{H}$ в молекуле уксусной кислоты является более полярной, чем в моле-

кулах этанола или глицерина, и соединение проявляет кислотные свойства.

Физические свойства. В обычных условиях уксусная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом и плотностью $1,05 \text{ г/см}^3$. При понижении температуры до $+16,7 \text{ }^\circ\text{C}$ она кристаллизуется, будто замерзает (рис. 81). Поэтому чистую кислоту иногда называют ледяной уксусной кислотой. Температура кипения соединения равна $+118,1 \text{ }^\circ\text{C}$. Она выше, чем температура кипения этанола $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($+78,3 \text{ }^\circ\text{C}$). Это обусловлено образованием в кислоте большего количества водородных связей (ее молекула содержит два атома Оксигена, тогда как молекула спирта — один атом).



Рис. 81.
Чистая
уксусная
кислота,
находящаяся
в прохладном
помещении

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:

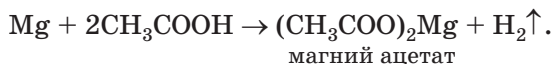


Этот процесс происходит вследствие разрыва ковалентных полярных связей $\text{O}-\text{H}$. Образующиеся катионы Гидрогена вызывают изменение окраски индикатора.

Уксусная кислота является слабой; в ее растворе находится намного больше молекул кислоты, чем ионов.

Анион CH_3COO^- называют ацетат-ионом, а соли уксусной кислоты — ацетатами (этанатами). В формулах солей этой и других органических кислот сначала записывают анионы, затем — катионы: CH_3COONa , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.

Уксусная кислота взаимодействует с активными металлами (с выделением водорода):



Она также реагирует с основными и амфотерными оксидами (рис. 82), основаниями, амфотерными гидроксидами, некоторыми солями слабых кислот (например, с карбонатами):

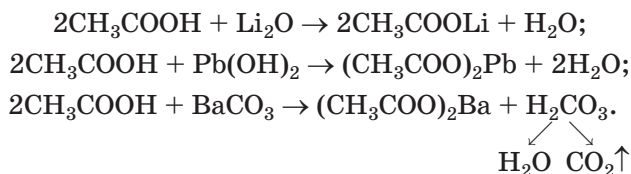
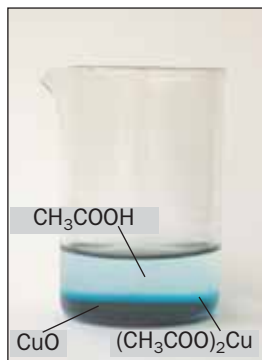
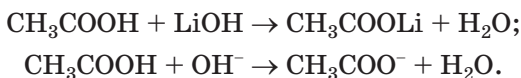


Рис. 82.
Реакция уксусной кислоты с купрум(II) оксидом



В ионно-молекулярных уравнениях уксусную кислоту как слабую кислоту записывают в недиссоциированной форме:



► Составьте уравнение реакции уксусной кислоты с раствором натрия силиката в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Применение. Уксусная кислота — первая из карбоновых кислот, которая стала известна человеку. Ее применяют в химической и пищевой промышленности, при окрашивании тканей, в производстве искусственных волокон, домашнем хозяйстве.

ВЫВОДЫ

Карбоновые кислоты — производные углеродов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп $-\text{COOH}$.

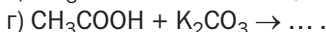
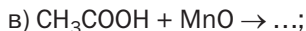
Уксусная кислота CH_3COOH — важнейшая карбоновая кислота. Это бесцветная жидкость с резким запахом, которая смешивается с водой в любых соотношениях с образованием раствора.

Уксусная кислота является слабой. Она взаимодействует с металлами с выделением водорода, основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, некоторыми солями.

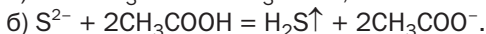
Уксусную кислоту используют в промышленности, быту.



205. Какие соединения называют карбоновыми кислотами? Чем молекула карбоновой кислоты отличается от молекулы спирта?
206. Найдите формулу карбоновой кислоты, если ее молярная масса такая же, как и этанола. Отвечает ли эта кислота определению карбоновых кислот?
207. Объясните, как и почему молекула уксусной кислоты диссоциирует в водном растворе.
208. Почему уксусная кислота не проявляет основных свойств, хотя в ее формуле имеется группа OH , как и в формуле натрия гидроксида?
209. Напишите уравнения реакций и назовите их продукты:
 - а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Li} \rightarrow \dots$;
 - б) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$;



210. Приведите по два молекулярных уравнения, которые отвечают таким ионно-молекулярным уравнениям:



211. Вычислите массовую долю уксусной кислоты в растворе, полученном:

а) при смешивании одинаковых количеств вещества кислоты и воды;

б) при добавлении 20 г кислоты к 200 г 20 %-го ее раствора;

в) при добавлении 100 г воды к 200 г 20 %-го раствора кислоты.

212. Относительная формульная масса соли уксусной кислоты равна 142. Определите формулу этой соли и назовите соединение.

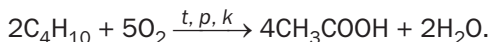
213. Вычислите массу раствора калий гидроксида с массовой долей щелочи 32 %, необходимого для нейтрализации 50 г раствора уксусной кислоты с массовой долей кислоты 12 %.

214. Какие массы уксусной эссенции и воды нужно взять для приготовления 160 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.

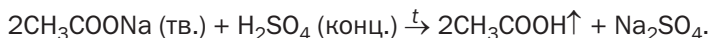
для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Как получают уксусную кислоту

Ежегодный объем мирового производства уксусной кислоты достигает 4 млн т. Эту кислоту получают на заводах преимущественно из других органических соединений. Например, в определенных условиях осуществляют реакцию *n*-бутана¹ с кислородом:



Лабораторный метод получения уксусной кислоты основан на реакции обмена между твердой солью этой кислоты и концентрированной сульфатной кислотой. Взаимодействие веществ осуществляют при нагревании:



Пары уксусной кислоты, выделяющиеся во время реакции, при охлаждении превращаются в жидкость.

¹ Краткие сведения об этом углеводороде помещены на с. 128.

Уксусная кислота также образуется в результате окисления этанола в его водном растворе кислородом воздуха при участии особых бактерий. Реакция происходит, если массовая доля спирта в растворе не превышает 10 %, и длится от двух до трех недель. Этот процесс называется уксуснокислым брожением. Таким способом (скисанием вина) в древности получали уксус.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

Свойства уксусной (этановой) кислоты

ОПЫТ 1

Действие уксусной кислоты на индикатор

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора уксусной кислоты, погрузите в него стеклянную палочку и нанесите с ее помощью каплю раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги¹. Что наблюдаете? Напишите уравнение электролитической диссоциации уксусной кислоты.

ОПЫТ 2

Реакция уксусной кислоты с металлом

Осторожно поместите в пробирку небольшую гранулу цинка и налейте 2 мл раствора уксусной кислоты. Что происходит? Если никаких изменений не замечаете, нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения.

ОПЫТ 3

Реакция уксусной кислоты с основным (амфотерным) оксидом

Поместите в пробирку немного порошка купрум(II) оксида или другого выданного вам оксида и налейте

¹ Учитель может предложить использовать другой индикатор.

2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете? При необходимости нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения.

ОПЫТ 4

Реакция уксусной кислоты со щелочью

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора уксусной кислоты и добавьте каплю раствора фенолфталеина. Добавляйте в пробирку по каплям при перемешивании раствор натрий гидроксида. Зафиксируйте внешний эффект, который укажет, что кислота полностью про-реагировала со щелочью.

ОПЫТ 5

Реакция уксусной кислоты с нерастворимым основанием (амфотерным гидроксидом)

Налейте в пробирку 1 мл раствора щелочи и прибавьте столько же раствора купрум(II) сульфата или выданного вам раствора другой соли. Что наблюдаете?

Перемешайте смесь с осадком и долейте к ней 2 мл раствора уксусной кислоты. Что происходит в пробирке?

ОПЫТ 6

Реакция уксусной кислоты с солью

Поместите в пробирку немного порошка кальций карбоната и налейте 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

При проведении каждого опыта записывайте свои действия и наблюдения в представленную ниже таблицу. После завершения опытов запишите в таблицу выводы и соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Последовательность действий	Наблюдения	Выводы
Опыт 1. Действие уксусной кислоты...		
...
Уравнение электролитической диссоциации кислоты:		
Опыт 2. Реакция уксусной кислоты...		
...
Уравнение реакции:		
...		



215. Объясните, с какой целью в опыте 4 используют индикатор.

216. Каким будет результат опыта 6, если кальций карбонат заменить:

- а) натрий карбонатом;
- б) кальций сульфатом?

Ответы обоснуйте.

29

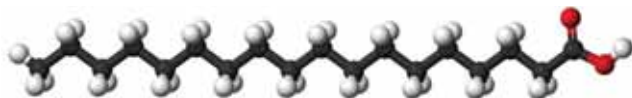
Высшие карбоновые кислоты и их соли (мыла)

Материал параграфа поможет вам:

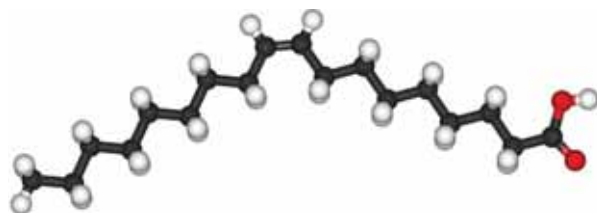
- получить сведения о высших карбоновых кислотах;
- узнать об органических соединениях, которые проявляют моющее действие.

Высшие карбоновые кислоты. Карбоновые кислоты, молекулы которых содержат 10 и более атомов Карбона, называют *высшими*. Важнейшие кислоты этой группы — пальмити-

новая $C_{15}H_{31}COOH$, стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$ и олеиновая $C_{17}H_{33}COOH$ (рис. 83). Первые две кислоты — насыщенные соединения, поскольку в их молекулах имеются лишь простые ковалентные связи между атомами Карбона, а олеиновая кислота — ненасыщенная, так как в ее молекуле есть двойная связь $C=C$.



а



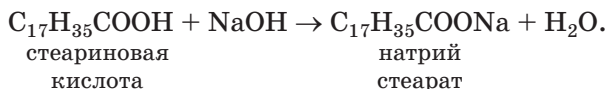
б

Рис. 83.
Шаростержневые модели молекул стеариновой (а) и олеиновой (б) кислот

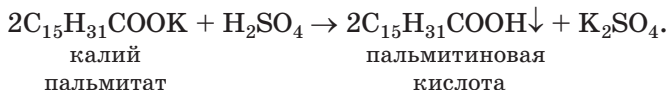
Высшие карбоновые кислоты ранее получали только из растительных и животных жиров. Поэтому их еще называют *жирными кислотами*.

Пальмитиновая и стеариновая кислоты — белые твердые вещества, а олеиновая — жидкость. Они практически не растворяются в воде.

По химическим свойствам высшие карбоновые кислоты похожи на уксусную, однако являются очень слабыми кислотами. Эти соединения реагируют со щелочами:



Если к раствору соли высшей карбоновой кислоты добавить разбавленную серную кислоту, то происходит реакция обмена:



Высшие карбоновые кислоты получают, осуществляя в определенных условиях реакции природных жиров с водой, а также окислением некоторых компонентов нефти.

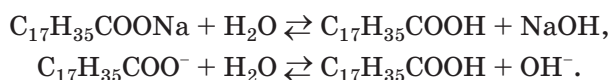
Мыла́. Соли щелочных элементов и карбоновых кислот с количеством атомов Карбона в анионах от 10 до 20 называют *мыла́ми*. (Если атомов Карбона в анионе соли меньше 10, то соединение не проявляет моющего действия, а если больше 20, то соль практически нерастворима в воде.) Соли Натрия и высших карбоновых кислот — твердые вещества, а соли Калия — жидкости.

Традиционный процесс мыловарения заключается в нагревании жиров со щелочью. В результате образуется концентрированный раствор, в котором содержатся соли высших кислот (мыла́). При добавлении к нему насыщенного раствора поваренной соли растворимость этих солей уменьшается; они выделяются из раствора и всплывают на поверхность. Этот процесс называют *высаливанием*. Мыло собирают и заполняют им формы, в которых оно затвердевает. В зависимости от сорта мыла в него при изготовлении добавляют красители, ароматизаторы, экстракты растений (календулы, липы, ромашки и др.).

Моющее действие мыла состоит в отделении частиц загрязнений, например, от поверхности ткани и образовании эмульсии или суспензии. Рассмотрим, как это происходит.

► Вспомните, что такое эмульсия, суспензия.

Попадая в воду, мыло растворяется и частично взаимодействует с ней; при этом образуются слабая кислота и щелочь:



Анион $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$ состоит из двух частей — полярной ($-\text{COO}^-$) и неполярной ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}-$)

(рис. 84). Неполярная часть иона «растворяется» в жировой части загрязнения, а полярная остается в воде (рис. 85), соединяясь с ее молекулами водородными связями. Вследствие такого взаимодействия загрязнение отделяется от поверхности ткани вместе с анионами кислотных остатков в виде маленьких жировых капель или твердых частиц. Они не слипаются, поскольку имеют на своей поверхности одноименный заряд (какой?), а собираются вокруг пузырьков воздуха в пене.

Рис. 84.
Масштабная модель аниона высшей карбоновой кислоты

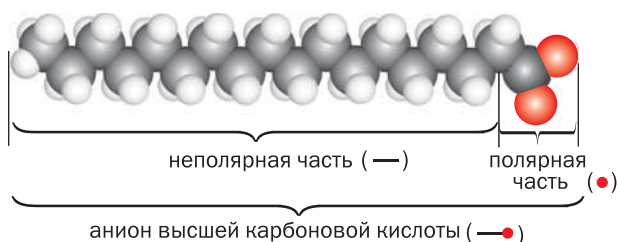
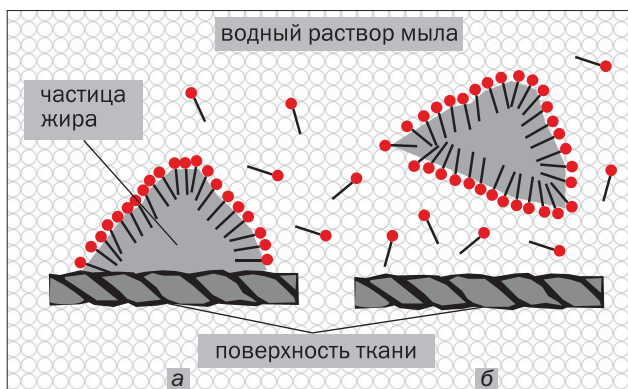


Рис. 85.
Моющее действие мыла:
а — соединение анионов с частицей жира;
б — отделение частицы жира от ткани



Использование мыла имеет определенные недостатки. Щелочь, небольшое количество которой образуется в водном растворе мыла, медленно разъедает ткани, разрушает некоторые красители.

В настоящее время мыло почти полностью вытеснили из обихода синтетические моющие средства.

ВЫВОДЫ

Важнейшие высшие карбоновые кислоты — пальмитиновая, стеариновая и олеиновая. Это очень слабые кислоты. Их натриевые и калийные соли называют мылами.

Мыло частично реагирует с водой; при этом образуются соответствующие кислота и щелочь. Наличие в анионе кислоты полярной и неполярной частей обуславливает смачивание раствором мыла различных поверхностей и удаление с них загрязнений.



217. Какие соединения относятся к высшим карбоновым кислотам?
218. Напишите уравнение реакции олеиновой кислоты с калий гидроксидом и назовите образующуюся соль.
219. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
- а) калий пальмитата с водой;
 - б) магний стеарата (нерастворимая соль) с хлоридной кислотой.
220. Могут ли проявлять моющее действие:
- а) натрий сульфат;
 - б) натрий ацетат;
 - в) калий стеарат?
- Ответы объясните.

30 Жиры

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав и свойства жиров;
- узнать о производстве твердых и жидких жиров;
- понять биологическую роль жиров в организме.

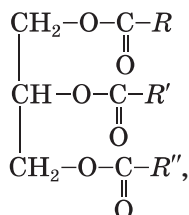
В природе широко распространены соединения, общее название которых — жиры. Они хорошо известны нам из повседневной жизни (рис. 86).

Рис. 86.
Пищевые жиры



Жиры — это производные глицерина и высших карбоновых кислот.

Общая формула жиров —



где R, R', R'' — углеводородные остатки (обычно они разные, но могут быть и одинаковыми). Чаще всего это остатки насыщенных кислот — пальмитиновой $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, стеариновой $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, а также ненасыщенной олеиновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ (§ 29).

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 соединения, являющиеся производными глицерина и насыщенных кислот — стеариновой и пальмитиновой. Молекулы жиров морских млекопитающих и рыб отлича-

ются высоким содержанием остатков ненасыщенных кислот, в которых имеется по меньшей мере четыре двойных связи.

Важнейшими среди *растительных жиров* являются подсолнечное, оливковое, кукурузное, льняное масло. Они содержат в основном жиры — производные олеиновой и других ненасыщенных кислот. В кокосовом и пальмовом жирах преобладают молекулы с остатками насыщенных кислот.

Свойства. Животные жиры, кроме рыбьего, являются твердыми веществами, а растительные — жидкостями (за исключением кокосового и пальмового).

Запах, цвет и вкус жиров обусловлены, как правило, различными примесями.

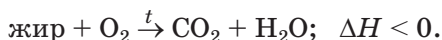
Жиры нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в бензине, керосине, других органических растворителях. При встряхивании жидких жиров с водой образуются эмульсии (пример такой эмульсии — молоко).

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. Жиры, производные ненасыщенных кислот, — жидкости.

Жиры при нагревании до 250—300 °С разлагаются с образованием смесей различных соединений.

Во влажном воздухе жиры медленно окисляются. Продукты соответствующих реакций имеют неприятный запах и горький вкус (вспомните запах и вкус несвежего сливочного масла).

При горении жиров происходит их полное окисление с образованием углекислого газа, водяного пара и выделением значительного количества теплоты:



Жир, смешанный с водой, при нагревании взаимодействует со щелочью. Этот процесс называется *омылением жиров*. В результате таких реакций образуются глицерин и соли высших карбоновых кислот — мыла.

Получение. 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 они не получили промышленного применения, поскольку жиры очень распространены в природе и их извлекают из природного сырья.

Производство растительного масла осуществляют двумя способами. По первому способу высушенные и очищенные от примесей семена подсолнечника, других растений измельчают, нагревают и отжимают под прессом. При этом выделяется масло, которое очищают и разливают в разные емкости (рис. 87). Нагревание необходимо для уменьшения вязкости масла, чтобы оно легче извлекалось из семян. Кроме того, при повышенной температуре прекращается действие ферментов, которые разлагают жиры и вызывают их прогоркание.

Это интересно

Украина производит 25 % всего подсолнечного масла в мире и является наибольшим его экспортером.



Рис. 87.
Наполнение емкостей подсолнечным маслом

Второй способ заключается в обработке семян нагретым летучим растворителем (гексаном, этанолом), в котором масло растворяется. Затем растворитель удаляют перегонкой.

Основной процесс при получении 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.

Это интересно

В растениях жир накапливается в семенах (для питания зародышей).

Биологическая роль. 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, «вырабатываемую» такой же массой белков или углеводов. Образование 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 (А, D, Е).

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 — производные глицерина и высших карбоновых кислот.

Различают животные и растительные жиры. Животные жиры в основном являются твердыми веществами; это — производные насыщенных кислот. Растительные жиры — преимущественно жидкости; они происходят от ненасыщенных кислот.

Жиры не растворяются в воде. На воздухе они медленно окисляются, а при нагревании разлагаются.

Жиры имеют высокую энергетическую ценность и являются неотъемлемой составной частью нашего питания. Их используют в пищевой и химической промышленности, технике, медицине.



221. Назовите жиры, которые мы используем в питании.
222. Из каких частей состоит молекула жира?
223. Какая связь существует между составом молекулы жира и его агрегатным состоянием?
224. Изобразите сокращенную структурную формулу молекулы жира, если она содержит:
 - а) три остатка пальмитиновой кислоты;
 - б) три остатка олеиновой кислоты.
225. Составьте уравнение реакции горения жира, производного стеариновой кислоты.

31

Углеводы. Глюкоза и сахароза

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о составе углеводов;
- выяснить свойства глюкозы и сахарозы;
- узнать о получении и использовании глюкозы и сахарозы.

Углеводы. В каждом растении есть органическое вещество, название которого — целлюлоза. Она, а также крахмал, сахароза (обычный сахар), глюкоза являются *углеводами* (название происходит от слов «углерод» и «вода»). Общая формула соединений этого класса — $C_n(H_2O)_m$, или $C_nH_{2m}O_m$ (n и m могут

иметь значения 5 и больше). При сильном нагревании без доступа воздуха углеводы разлагаются на углерод и воду (рис. 88).

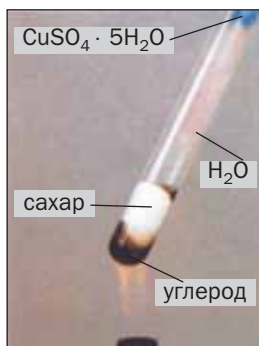


Рис. 88.
Термическое разложение углевода

Одни углеводы состоят из сравнительно небольших молекул, другие — из молекул, содержащих тысячи атомов.

В зеленых растениях и некоторых бактериях углеводы образуются в результате *фотосинтеза*¹. Это — сложный процесс, протекающий с участием солнечной энергии, при котором органические вещества синтезируются из неорганических — углекислого газа, воды, растворимых солей (рис. 89). Процесс фотосинтеза, происходящий в растениях, сопровождается выделением кислорода.

Углеводы
 $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$

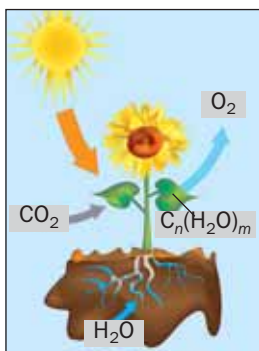


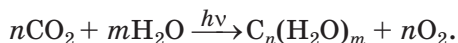
Рис. 89.
Фотосинтез

¹ Термин происходит от греческих слов *phōtos* — свет и *synthesis* — соединение.

Схема фотосинтеза углеводов —

углекислый газ + вода $\xrightarrow{h\nu}$ углеводы + кислород,

а общее химическое уравнение —



Углеводы являются одним из источников энергии для организма; она выделяется в химических реакциях с участием этих соединений.

Глюкоза. Это — один из важнейших углеводов. Глюкозу иногда называют виноградным сахаром; она содержится во фруктах (больше всего — в винограде), меде, а в незначительном количестве — в крови человека и животных.

Глюкоза
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Химическая формула глюкозы — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Глюкоза — белый порошок или бесцветные кристаллы. Вещество хорошо растворяется в воде, имеет сладкий вкус, однако менее сладкое, чем сахар.

Обнаружить глюкозу в растворе можно с помощью купрум(II) гидроксида; соответствующая реакция сопровождается характерным внешним эффектом.

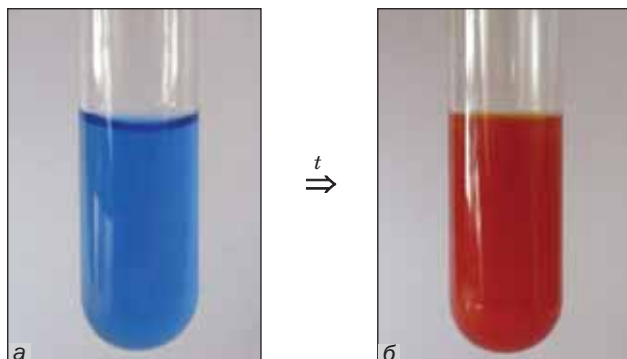
ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 13

Взаимодействие глюкозы с купрум(II) гидроксидом

Налейте в пробирку 1 мл раствора натрий гидроксида и добавьте 3—4 капли раствора купрум(II) сульфата. В жидкость с образовавшимся осадком купрум(II) гидроксида налейте 1 мл раствора глюкозы и перемешайте смесь. Что наблюдаете? Растворился ли осадок соединения Купрума(II)? Каким стал цвет раствора?

В результате взаимодействия глюкозы с купрум(II) гидроксидом образуется растворимое соединение голубого цвета (рис. 90, а). При нагревании полученного раствора появляется

Рис. 90.
Результат
взаимодействия
глюкозы
с купрум(II)
гидроксидом



осадок желтого цвета, который быстро превращается в красный (рис. 90, б).

В промышленности глюкозу получают, осуществляя в определенных условиях реакции крахмала или сахарозы с водой.

Глюкоза является сырьем для кондитерской промышленности (рис. 91, а). Из нее получают аскорбиновую кислоту (витамин С), кальций глюконат, другие вещества. Глюкозу также используют в медицине как легкоусвояемое и калорийное вещество при истощении человека (рис. 91, б). Этот углевод входит в состав кровезаменяющих жидкостей (рис. 91, в).

Рис. 91.
Применение
глюкозы:
а — печенье;
б — сироп;
в — раствор
для инъекций



При окислении глюкозы выделяется необходимая для организма энергия:



¹ Условным обозначением [O] в органической химии часто заменяют формулу вещества-окислителя.

Сахароза. Сахароза — соединение, известное каждому; это обычный сахар. Наибольшее количество этого вещества содержится в сахарной свекле и сахарном тростнике (рис. 92); массовая доля сахарозы в них может достигать 27 %. Соединение есть также в листьях и соке деревьев, фруктов, овощей. Оно образуется в растениях при фотосинтезе.

Рис. 92.
Растения с высоким содержанием сахарозы:
а — сахарная свекла;
б — сахарный тростник



Формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Сахароза
 $C_{12}H_{22}O_{11}$

Сахароза — белое кристаллическое вещество (рис. 93), сладкое на вкус, очень хорошо растворимое в воде (при 20 °С — 203 г вещества в 100 г воды, а при 100 °С — 487 г). Насыщенный раствор сахара имеет высокую вязкость; его обычно называют сиропом.

При температуре 184 °С сахароза плавится и начинает разлагаться. Расплав приобретает коричневатый цвет, и появляется запах подго-



Рис. 93.
Микрофотография сахарозы

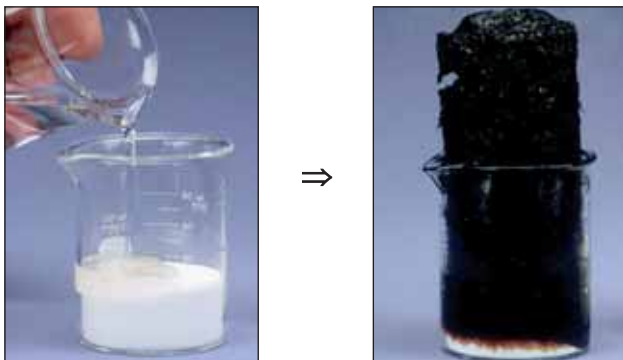
ревшего сахара. Такое превращение сахара называют карамелизацией (термин происходит от слова «карамель»).

При действии концентрированной сероводородной кислоты на сахарозу органическое соединение начинает разлагаться: кислота «отбирает» у молекул сахара молекулы воды. Упрощенная схема превращения:



Соответствующий опыт проводят так. В небольшой химический стакан насыпают (на 1/3—1/4 его объема) растертый сахар-песок, добавляют немного воды и тщательно перемешивают вещества стеклянной палочкой. Затем доливают концентрированную сероводородную кислоту (до половины объема стакана) и быстро перемешивают. Смесь разогревается, темнеет и начинает увеличиваться в объеме (рис. 94). Выделяется водяной пар, а сахар обугливается.

Рис. 94. Разложение сахара под действием концентрированной сероводородной кислоты



В растворе сахарозы (как и глюкозы) растворяется купрум(II) гидроксид. Однако если нагреть полученный раствор, то в нем не будет образовываться красный осадок (отличие от результата опыта с раствором глюкозы).

Производство и применение сахарозы. В Украине работают десятки сахарных заводов (рис. 95). Ежегодный объем их продукции составляет 1,5—2 млн т.

Рис. 95.
Цех
сахарного
завода



Это интересно

Около 2/3 всего сахара производят из сахарного тростника, а 1/3 — из сахарной свеклы.

Производство сахара состоит из нескольких стадий. Сначала сахарную свеклу моют, измельчают и промывают горячей водой. Сахароза и другие растворимые в воде вещества переходят в раствор. Затем к нему добавляют суспензию извести. Кальций гидроксид реагирует с сахарозой с образованием растворимого соединения, а продуктами его реакций с другими органическими веществами являются нерастворимые соединения. Раствор отфильтровывают от осадка и пропускают в жидкость углекислый газ. При этом вновь образуется сахароза и осаждается кальций карбонат. Раствор фильтруют, дополнительно очищают и выпаривают. Из него кристаллизуется сахар.

Сахар — важный пищевой продукт. Он входит в состав кондитерских изделий, напитков. Сахар является консервантом для фруктов и ягод, поэтому его используют для приготовления варенья, джема (при этом соотношение масс сахара и плодов должно быть не менее чем 1 : 1).

Сахароза служит сырьем для получения спирта, некоторых других органических соединений.

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 неко-

торых бактериях в результате фотосинтеза. Важнейшими углеводами являются глюкоза, сахароза, крахмал и целлюлоза.

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ и сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — белые кристаллические вещества, имеющие сладкий вкус, хорошо растворимые в воде. Глюкозу можно обнаружить в растворе с помощью реакции с купрум(II) гидроксидом при нагревании.

Глюкозу и сахарозу получают из природного сырья. Их применяют в пищевой промышленности, а глюкозу — еще и в медицине.



226. Какие соединения называют углеводами? Объясните происхождение этого названия.
227. Докажите, что состав молекулы уксусной кислоты CH_3COOH отвечает общей формуле углеводов $C_n(H_2O)_m$. Можно ли считать это соединение углеводом? Почему?
228. Как можно отличить раствор глюкозы от раствора сахарозы?
229. Вычислите массовые доли элементов:
 - а) в глюкозе;
 - б) в сахарозе.
230. Какое количество вещества сахарозы содержится в 0,5 кг этого углевода?
231. В какой массе воды нужно растворить 50 г глюкозы, чтобы приготовить раствор с массовой долей этого вещества 25 %?
232. Смешали 200 г раствора сахарозы с массовой долей вещества 5 % и 300 г раствора сахарозы с массовой долей вещества 20 %. Вычислите массовую долю углевода в образовавшемся растворе.

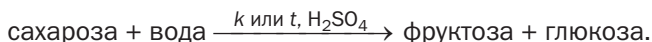
для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Фруктоза

Фруктоза, или фруктовый сахар, содержится в фруктах, ягодах, меде. Химическая формула фруктозы такая же, что и глюкозы, — $C_6H_{12}O_6$, но строение ее молекулы иное.

Фруктоза — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Вещество в три раза слаще глюкозы и

в 1,5 раза — сахарозы. Это соединение образуется при взаимодействии сахарозы с водой в определенных условиях:



Фруктозу и ее производные используют в медицине, в частности в питании больных сахарным диабетом.

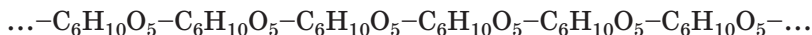
32

Крахмал. Целлюлоза

Материал параграфа поможет вам:

- найти различия в составе крахмала и целлюлозы;
- получить представление о распространенности крахмала и целлюлозы в природе;
- сопоставить свойства крахмала и целлюлозы;
- узнать о применении крахмала и целлюлозы.

Крахмал и целлюлоза — углеводы, которые, подобно глюкозе и сахарозе, содержатся в растениях. Эти соединения являются природными полимерами. Их молекулы состоят из сотен и тысяч групп атомов $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ — остатков молекулы глюкозы:

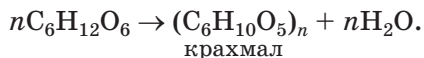
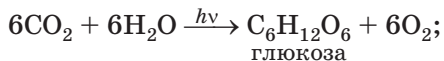


Крахмал и целлюлоза имеют одинаковую общую формулу $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, но значения n для них разные; молекулы целлюлозы намного длиннее, чем крахмала.

Крахмал
 $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

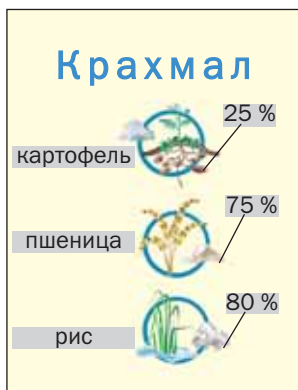
Крахмал. Это вещество, как и сахар, очень важно для человека, поскольку входит в состав многих пищевых продуктов.

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:



Крахмал накапливается в семенах, клубнях, плодах, корнях растений (рис. 96).

Рис. 96.
Содержание крахмала (по массе) в растениях



Крахмал — белое зернистое вещество без запаха и вкуса, которое не растворяется в холодной воде, а в теплой воде образует коллоидный раствор. Густой раствор крахмала используют в качестве клея (его название — крахмальный клейстер).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 14

Отношение крахмала к воде

Поместите 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, осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения. Наблюдайте образование коллоидного раствора.

Оставьте приготовленный раствор для следующего опыта.

Это интересно

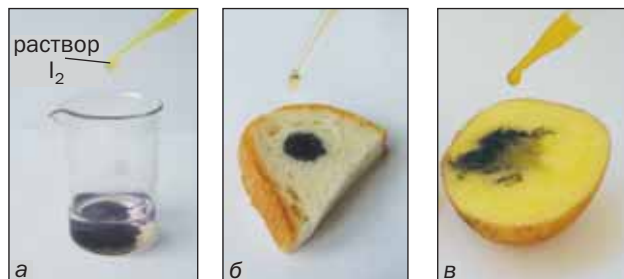
Крахмал, полученный из картофеля, называют картофельной мукой.

Картофельный крахмал внешне похож на пшеничную муку. Отличить его от муки довольно просто. Растирая крахмал пальцами, можно ощутить поскрипывание вследствие взаимного трения зерен этого вещества.

Если крахмал нагревать, то он не плавится, а разлагается.

Раствор иода дает с крахмалом характерное синее окрашивание (рис. 97), исчезающее при нагревании до $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ и появляющееся снова при охлаждении.

Рис. 97.
Обнаружение крахмала:
а — в его водном растворе;
б — в хлебе;
в — в картофеле



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 15

Взаимодействие крахмала с иодом

К охлажденному раствору крахмала, приготовленному в предыдущем опыте, добавьте каплю иодной настойки и зафиксируйте появление характерной окраски.

Нагрейте жидкость в пробирке до кипения. Изменился ли ее цвет?

Охладите содержимое пробирки. Что наблюдаете?

В отличие от растворов глюкозы и сахарозы в растворе крахмала не растворяется осадок купрум(II) гидроксида.

Крахмал получают в промышленности преимущественно из картофеля и кукурузы. Сырье измельчают, обрабатывают холодной водой, затем зерна крахмала отделяют от жидкости отстаиванием или центрифугированием.

Целлюлоза ($C_6H_{10}O_5$)_n

Крахмал — важный пищевой продукт. Его добавляют в вареную колбасу, другие пищевые продукты. Это вещество используют при изготовлении бумаги, текстиля, некоторых пластмасс, клеев, витаминов, в домашнем хозяйстве. Крахмал также является сырьем для получения глюкозы, этилового спирта, глицерина, лимонной кислоты.

Целлюлоза. Это — наиболее распространенный углевод в растительном мире. Целлюлоза выполняет роль «строительного» материала в растениях; она образует оболочки растительных клеток (другое название вещества — клетчатка).

Целлюлоза содержится в хлопке, льне (рис. 98), камыше, других растениях, фруктах, овощах. Она есть также в муке, крупах.

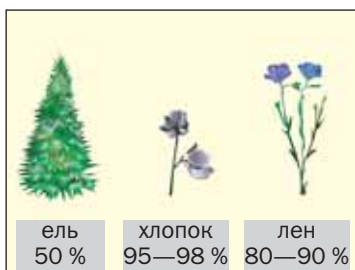


Рис. 98.
Содержание
целлюлозы
(по массе)
в растениях

Чистая целлюлоза — твердое волокнистое вещество белого цвета, нерастворимое в воде и органических растворителях. В отличие от крахмала целлюлоза не изменяет окраску раствора иода.

В природных условиях целлюлоза медленно разлагается. Этот процесс происходит с участием микроорганизмов. Конечные продукты такого превращения — углекислый газ и вода, а в отсутствии воздуха (например, на дне водоемов) вместо углекислого газа образуется метан.

Для производства целлюлозы используют древесину, некоторые растения. Сырье измельчают, добавляют при нагревании и небольшом давлении растворы различных реагентов для

Это интересно

Целлюлоза, пропитанная кислотой и высушенная, легко рассыпается в порошок.

извлечения примесей. Остаток, представляющий собой чистую целлюлозу, высушивают.

Бумага, картон, разнообразные ткани, волокна, лаки, эмали, некоторые пластмассы, целлофан — все это получают из целлюлозы и ее производных. Целлюлозу используют в производстве бездымного пороха, ацетатного шелка.

Волокна из целлюлозы обладают многими ценными качествами. Они прочны, гигроскопичны, их легко окрашивать. Вместе с тем такие волокна недостаточно эластичны, плохо сохраняют форму, горят, разрушаются микроорганизмами. Эти недостатки устраняют, обрабатывая ткани различными веществами.

Бумага — важнейший материал на основе целлюлозы. Без нее невозможно представить нашу жизнь. Бумагу изобрели в Китае во II в. до н. э. Ее изготавливали из хлопка, бамбука, а в средние века — также из ветоши. В XVIII в. для производства бумаги начали использовать древесину.

Ныне промышленность выпускает много видов бумаги — газетную, упаковочную, для письма и др. Фильтровальная бумага — почти чистая целлюлоза.

ВЫВОДЫ

Крахмал и целлюлоза — углеводы, являющиеся природными полимерами. Они имеют одинаковую химическую формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$ (значения n для целлюлозы больше).

Крахмал накапливается в картофеле, семенах злаков, других растениях. С водой этот углевод образует коллоидный раствор. Крахмал применяют в пищевой промышленности, а также как сырье для производства спирта, глюкозы.

Целлюлоза — главная составная часть растений. Это белое волокнистое вещество, нерастворимое в воде. Целлюлозу используют в производстве бумаги, картона, волокнистых материалов, натуральных тканей.



233. Почему крахмал и целлюлозу называют природными полимерами? Сравните состав молекул этих углеводов.
234. Как различить порошки крахмала и целлюлозы?
235. Составьте уравнение реакции:
- горения целлюлозы;
 - термического разложения целлюлозы (§ 18, рис. 42).
236. Вычислите массу крахмала, образовавшегося в результате фотосинтеза, если растения выделили 8 т кислорода.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Обнаружение крахмала в пищевых продуктах

1. Обнаружение крахмала в крупах.

Приготовьте по чайной ложке муки из зерен риса, пшена, пшеницы, гречки, фасоли или гороха.

Распределите муку одного вида на две порции. К одной порции добавьте каплю спиртовой настойки иода, а из другой приготовьте коллоидный раствор и исследуйте его иодной настойкой.

2. Обнаружение крахмала в других пищевых продуктах.

Заготовьте кусочки хлебобулочных изделий, срезы овощей (сырого и вареного картофеля, топинамбура) и фруктов, небольшие порции майонеза, йогурта, плавленого сыра и др. Исследуйте продукты на наличие в них крахмала, используя спиртовую настойку иода.

Наблюдения и выводы запишите в тетрадь.

33

Белки

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о функциях белков в живых организмах;
- выяснить состав белков;
- получить информацию о свойствах и практическом значении белков.

На нашей планете есть вещества, без которых существование живых организмов было бы невозможным. Это — белки.

Белки — высокомолекулярные¹ органические соединения, которые выполняют особые биологические функции в живых организмах.

Известно много белков. Они осуществляют и регулируют обмен веществ в клетках, являясь в то же время для них «строительным» материалом. Белки реагируют на изменение окружающей среды, приспосабливаясь к новым условиям. Они обеспечивают двигательную деятельность организма, а некоторые (так называемые белки-антитела) защищают его от инородных тел. Все химические реакции в клетках происходят при непосредственном участии белков-ферментов, выполняющих роль катализаторов. Таким образом, белки осуществляют в организме различные функции — энергетическую, строительную, сигнальную, двигательную, защитную, каталитическую.

В организмах животных и человека содержится больше белков, чем в растениях. Они входят в состав мышечной и нервной тканей, кожи, волос, ногтей.

Синтезировать белки (как и углеводы) непосредственно из неорганических веществ могут только растения и некоторые бактерии. Общая схема этого процесса:

углекислый газ + вода + некоторые растворимые соли $\xrightarrow{h\nu}$
→ белки + кислород.

В организмы животных и человека белки поступают с пищей. Они расщепляются фер-

¹ Так называют соединения, молекулы которых состоят из очень большого количества атомов. К ним относятся, в частности, крахмал, целлюлоза, полиэтилен.

ментами на аминокислоты, из которых образуются другие белки, свойственные данному организму.

Аминокислоты — производные карбоновых кислот, в молекулах которых некоторые атомы Гидрогена углеводородных остатков замещены на группы атомов $-\text{NH}_2$ (аминогруппы). Если аминогруппа соединена с ближайшим к карбоксильной группе атомом Карбона, то соединение принадлежит к α -аминокислотам. Простейшим соединением этого класса является аминокислота $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$.

Во всех белках содержится пять основных элементов — Карбон (его массовая доля 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.

Каждый белок отличается от других набором аминокислотных остатков, их последовательностью в молекуле, пространственным строением молекул, а также биологическими функциями.

Уникальность белков обусловлена их строением, которого не имеет ни одно из изученных вами соединений. Первый весомый вклад в исследование белков сделал немецкий ученый Э. Г. Фишер. Он доказал, что их молекулы построены из остатков молекул α -аминокислот, соединенных группами атомов $\begin{array}{c} \text{—C—N—} \\ \parallel \quad | \\ \text{O} \quad \text{H} \end{array}$ (пептидными группами).

Свойства. Белки не имеют температур плавления и кипения. При нагревании белка разрушается его сложное строение, вследствие чего он теряет способность выполнять биологические функции. Однако пищевые продукты после такого превращения белков

Эмиль Герман Фишер
(1852—1919)



Немецкий химик и биохимик, академик Берлинской академии наук. Исследовал белки и продукты их расщепления. Изучал действие ферментов на различные соединения. Разработал классификацию углеводов и методы их синтеза. Внес значительный вклад в развитие стереохимии. Именем Фишера названы открытая ученым реакция в органической химии, способ изображения структурных формул молекул. Лауреат Нобелевской премии (1902).

легче усваиваются организмом — яичница или сваренное яйцо по сравнению с сырым, кислое молоко по сравнению со свежим.

При сильном нагревании белки темнеют и начинают разлагаться, распространяя запах жженных перьев.

Некоторые белки растворяются в воде с образованием коллоидных растворов.

При добавлении к раствору белка концентрированных растворов кислот, щелочей, солей Купрума(II), Плюмбума(II) и других «тяжелых» металлических элементов, а также органических растворителей (например, этилового спирта) происходит осаждение белка.

Практическое значение. Белки являются важнейшей составляющей нашего питания и рациона животных. Их ценность определяется наличием в молекулах белков фрагментов молекул определенных (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 взрослого человека в белках составляет в среднем 100—110 г.

Вещества и материалы, основу которых составляют белки, имеют широкое применение. Среди них — шерсть, шелк, кожа, меха, клеи, желатин и др. В современные стиральные порошки вводят биодобавки — ферменты, катализирующие распад белковых загрязнений белья и одежды. Белки используют и в медицине.

ВЫВОДЫ

Белки — высокомолекулярные органические соединения, выполняющие особые биологические функции в живых организмах. Их молекулы состоят из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидными группами $-\text{CO}-\text{NH}-$.

Белки осуществляют и регулируют обмен веществ в клетках, являются «строительным» материалом для живых организмов. При попадании с пищей в организмы человека или животных белки расщепляются ферментами на аминокислоты, из которых образуются другие белки, свойственные данному организму.

Материалы с белковой основой широко используются в повседневной жизни.



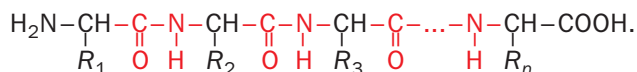
237. Какие соединения называют белками? Какие функции они выполняют в живых организмах?
238. Охарактеризуйте качественный состав белков.
239. Как ведут себя белки при нагревании, добавлении растворов некоторых неорганических соединений?
240. Почему белковую пищу нельзя заменить пищей, в которой преобладают жиры или углеводы?
241. 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?
242. Подготовьте по материалам из интернета или других источников информации сообщение о соединениях, которые называют незаменимыми аминокислотами.

для любознательных

Структура белков

Различают четыре типа структуры белков.

Первичная структура белка — это цепь из атомов Карбона и Нитрогена со строго определенной последовательностью аминокислотных остатков:



В приведенной формуле буквами *R* с различными индексами обозначены углеводородные и другие остатки.

Вторичная структура белка — определенная пространственная форма (обычно — спираль), которую приобретает цепь молекулы за счет реализации водородных связей между ее фрагментами.

Третичная структура белка образуется в результате свертывания спирали цепи в более компактную форму (глобулу).

Четвертичная структура белка является системой очень сложной формы. В ней объединены две или больше глобул. Это — единый комплекс, выполняющий определенную функцию в живом организме. Четвертичную структуру имеют лишь некоторые белки, например гемоглобин; его молекула содержит четыре глобулы.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

Обнаружение органических соединений в пищевых продуктах

В вашем распоряжении имеются разбавленный сок лимона, молоко, несколько зерен риса (или другой крупы) либо макаронные изделия, а также питьевая сода, концентрированный раствор соли Феррума(III) или Купрума(II), этиловый спирт, спиртовая настойка йода, полоски универсальной индикаторной бумаги.

ОПЫТ 1

Обнаружение органических кислот

Налейте в одну пробирку 2 мл разбавленного сока лимона, в другую — столько же молока. С помощью

пипетки или стеклянной палочки нанесите каплю каждой жидкости на полоску универсальной индикаторной бумаги. Изменил ли окраску индикатор? О наличии каких ионов в жидкости (жидкостях) это свидетельствует?

В каждую пробирку с жидкостью внесите небольшое количество (на кончике шпателя) порошка пищевой соды. Что наблюдаете?

ОПЫТ 2

Обнаружение белков

Нанесите на предметное стекло с помощью пипетки 4—5 капель молока и добавьте несколько капель концентрированного раствора соли Феррума(III), Купрума(II) или этилового спирта. Что наблюдаете? Произошло ли осаждение белков, содержащихся в молоке?

ОПЫТ 3

Обнаружение крахмала

Поместите в пробирку приблизительно 1/4 чайной ложки крупы или кусочек макаронного изделия и добавьте 4—5 мл воды. Зажгите спиртовку или сухое горючее и осторожно нагревайте содержимое пробирки. Как только смесь закипит, прекратите нагревание.

После охлаждения смеси нанесите на предметное стекло с помощью пипетки 4—5 капель полученного коллоидного раствора и добавьте каплю иодной настойки. Что наблюдаете?

Выполняя каждый опыт, заполняйте приведенную ниже таблицу:

Последовательность действий	Наблюдения	Выводы
<i>Опыт 1. ...</i>		
...

для любознательных

Определение глюкозы в меде

Глюкозу обнаруживают в меде с помощью такого эксперимента. Сначала получают купрум(II) гидроксид, смешивая растворы соли Купрума(II) и щелочи, взятой в избытке. Затем 1 мл смеси, содержащей этот гидроксид, добавляют в водный раствор меда и осторожно нагревают. Появление желтого осадка, который постепенно превращается в красный, свидетельствует о наличии в меде глюкозы.

34

Природные и синтетические органические соединения. Защита окружающей среды от загрязнения органическими соединениями

Материал параграфа поможет вам:

- различать природные и синтетические органические соединения;
- узнать о стойких органических соединениях-загрязнителях, наносящих ущерб окружающей среде и живым организмам;
- убедиться в важности охраны окружающей среды от органических соединений промышленного происхождения.

Природные и синтетические органические соединения. В природе встречается много органических соединений. Часть их (преимущественно углеводороды) содержится в горючих ископаемых: нефти, природном и сопутствующих газах — нефтяном и угольном. Другие органические соединения, прежде всего кислородсодержащие, находятся в живых орга-

низмах. Это — карбоновые кислоты, жиры, белки, углеводы, витамины, растительные пигменты, многие другие вещества.

Синтетическими органическими соединениями называют соединения, которых нет в природе; их получают с помощью химических реакций на заводах и в лабораториях. Химическая промышленность выпускает много растворителей, полимеров, синтетических волокон, пластмасс, средств борьбы с вредителями и болезнями растений, клеев, герметиков, лаков, красок. Все эти вещества и материалы содержат органические соединения или состоят только из них. Их производство в мире постоянно возрастает.

Органические соединения и окружающая среда. При отмирании живых организмов органические вещества, содержащиеся в них, подвергаются окислению, разложению, другим превращениям, конечными продуктами которых являются углекислый газ, вода, азот и др. Многие синтетические органические соединения в природных условиях не разлагаются в течение длительного времени. Такие вещества крайне негативно воздействуют на живые организмы; их попадание в окружающую среду, как правило, наносит ей непоправимый вред.

Земная поверхность и гидросфера загрязняются остатками полимеров и пластмасс (рис. 99). От токсичных органических веществ страдают флора и фауна рек и озер. Вещества, образующиеся при сгорании полимеров или горючего, загрязняют воздух (рис. 100), а галогенпроизводные углеводородов разрушают защитный озоновый слой в атмосфере. Даже незначительные количества некоторых органических соединений, попадая в организм, отрицательно влияют на здоровье, вызывают аллергии, отравления, серьезные заболевания.

Среди причин попадания синтетических органических соединений в окружающую



Рис. 99.
Река с отходами полимеров



Рис. 100.
Загрязнение воздуха при сжигании органических соединений промышленного происхождения

среду — несовершенство технологических процессов на химических предприятиях, недостаток или неэффективность методов переработки и обезвреживания этих веществ, их неправильное использование и хранение.

Проблема стойких органических загрязнителей. Вредные органические соединения, которые не подвергаются химическим превращениям в природных условиях или очень медленно реагируют с веществами окружающей среды, называют стойкими органическими загрязнителями (сокращенное обозначение — СОЗ). К таким соединениям относятся хлорпроизводные углеводородов (продукты частичного или полного замещения атомов водорода в молекулах углеводородов на атомы Хлора), ядохимикаты для сельского хозяйства, диоксины, фураны, некоторые основные и побочные продукты химических производств. Список СОЗ периодически расширяется.

Препарат с сокращенным названием ДДТ еще недавно использовали для борьбы с насе-

комыми-вредителями. Ныне это вещество отнесено к СОЗ; его производство во многих странах запрещено. То, что соединение очень устойчиво, подтверждают данные ученых об обнаружении его следов в Антарктиде в результате переноса вещества ветрами и водой с разных континентов.

Развитые страны координируют свои усилия, направленные на преодоление негативного воздействия СОЗ на окружающую среду. В 2001 г. на международной конференции в Стокгольме была принята конвенция о стойких органических загрязнителях. Конвенцию подписали свыше 150 стран, в том числе и Украина. В этом документе предусмотрено проведение таких мероприятий:

- замена СОЗ другими веществами, которые не наносят ущерб живым организмам, окружающей среде и способны довольно быстро превращаться в безвредные вещества;
- ограничение или прекращение производства и использования СОЗ;
- удаление СОЗ из промышленных выбросов и стоков, отработанных газовых смесей;
- переработка остатков ранее произведенных СОЗ и различных отходов, содержащих эти вещества (рис. 101).

Некоторые СОЗ могут быть компонентами средств «бытовой химии». Каждый человек должен соблюдать правила обращения с такими химикатами; эти правила указаны на упа-



Рис. 101.
Отправка
устаревших
ядохимикатов
на переработку

ковках. Остатки химикатов нельзя выбрасывать где попало, а необходимо тщательно упаковывать и сдавать в специальные пункты.

ВЫВОДЫ

Среди органических веществ различают природные и синтетические вещества.

Многие синтетические органические соединения наносят ущерб окружающей среде, отрицательно влияют на живые организмы. Особую опасность представляют стойкие органические загрязнители (СОЗ).

Во многих странах принимают меры по ликвидации или ограничению производства и использования СОЗ.

Очень важным для каждого человека является соблюдение правил обращения с бытовыми химикатами.



243. Найдите в интернете или справочниках сведения об органических кислотах, распространенных в растительном и животном мире. Составьте таблицу, в которой приведите название каждой кислоты и ее местонахождение.
244. В перечне СОЗ имеются вещества, названия которых дополнены терминами «пестицид», «фунгицид», «инсектицид». Узнайте из интернета или других источников информации о содержании каждого термина.
245. В последнее время в некоторых странах запрещено производить и использовать в торговой сети полиэтиленовые пакеты. Как вы думаете, почему это сделано? Чем лучше всего заменить такой упаковочный материал?
246. Воспользовавшись интернетом, выясните, какие правила нужно соблюдать при использовании на приусадебном участке химических средств для борьбы с вредителями овощных культур.
247. Вещество, принадлежащее к СОЗ, образовано тремя элементами — Карбоном, Гидрогеном и Хлором. Какова его формула, если количество атомов каждого элемента в молекуле соединения одинаково, а молярная масса равна 291 г/моль?

4 раздел

Обобщение знаний по химии

Изучая химию, вы убедились, что мир веществ чрезвычайно разнообразен. Вещества различаются по составу, строению, физическим и химическим свойствам. Часть веществ распространена в природе, а другие получены в лабораториях в результате химических реакций.

Материал этого раздела поможет вам оптимизировать полученные знания по классификации и строению веществ, их превращениям. Вы также сможете лучше понять роль химии и смежных наук в познании и охране окружающей среды.

35

Многообразие веществ и химических реакций

Материал параграфа поможет вам:

- систематизировать свои знания по классификации веществ;
- закрепить представления о строении простых и сложных веществ;
- обобщить материал о типах химических реакций.

Классификация веществ. Вы знаете, что вещества делят на простые и сложные. Каж-

дое простое вещество образовано одним химическим элементом, а сложное вещество (или химическое соединение) — как минимум двумя элементами.

По совокупности характерных свойств среди простых веществ различают металлы и неметаллы. Существуют также простые вещества, по одним свойствам напоминающие металлы, а по другим свойствам — неметаллы.

► Какие свойства, присущие металлам, проявляет неметалл графит?

Некоторые элементы образуют по несколько простых веществ, в частности Кислород — кислород O_2 и озон O_3 , Карбон — графит, алмаз (оба вещества обозначают символом С), Фосфор — белый фосфор, красный фосфор (химические формулы — P_4 и P соответственно).

Среди сложных веществ различают неорганические и органические (соединения Карбона).

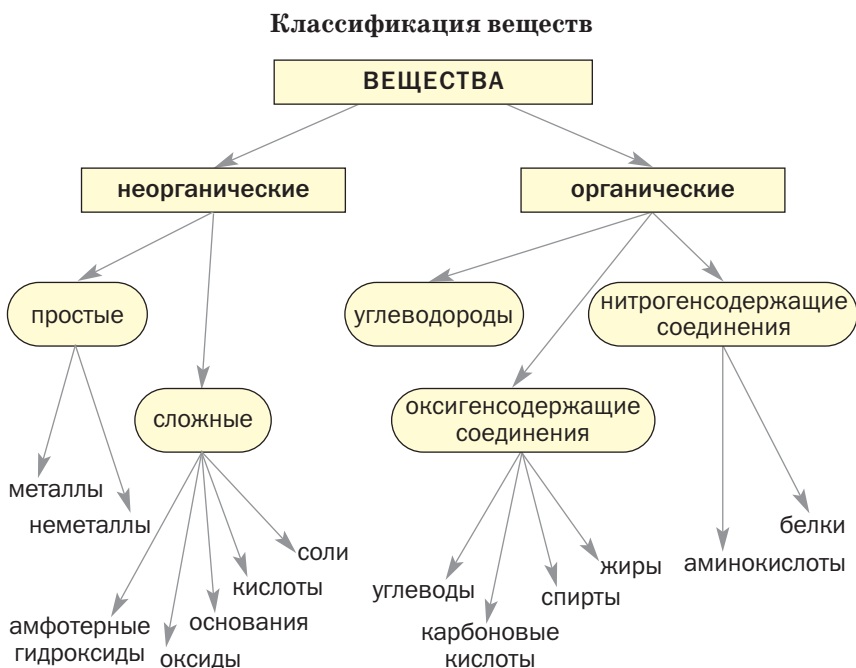
Вам известны важнейшие классы неорганических соединений — оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли. На классы делят и органические вещества. Многие соединения принадлежат к классу углеводов; среди них — метан и его гомологи, этилен, ацетилен. Этанол и глицерин — представители класса спиртов, уксусная кислота — соединение класса карбоновых кислот, глюкоза и сахароза — углеводы.

Важными классами органических соединений являются жиры, белки. В старшей школе вы узнаете об органических веществах других классов.

Учитывая качественный состав органических соединений, различают кислород-, азот-, галогенсодержащие и другие соединения. К кислородсодержащим органическим соединениям относятся, например, спирты,

карбоновые кислоты, а к азотсодержащим — аминокислоты, белки (схема 4).

Схема 4



► Назовите классы веществ, которые объединяют лишь соединения, образованные двумя элементами.

Строение веществ. Вам известно, что простые вещества состоят из атомов или молекул. Атомное строение имеют графит, алмаз, кремний, инертные газы, металлы, а молекулярное — водород, кислород, озон, белый фосфор, сера и др.

Строение сложных веществ более разнообразно. Основные и амфотерные оксиды, основания и соли являются ионными веществами, кислотные оксиды и кислоты состоят из молекул, соединения металлических элементов с Карбоном, Азотом, Фосфором — из атомов, иногда — из ионов.

Подавляющее большинство органических веществ имеет молекулярное строение, а соли карбоновых кислот, некоторые азотсодержащие соединения содержат ионы.

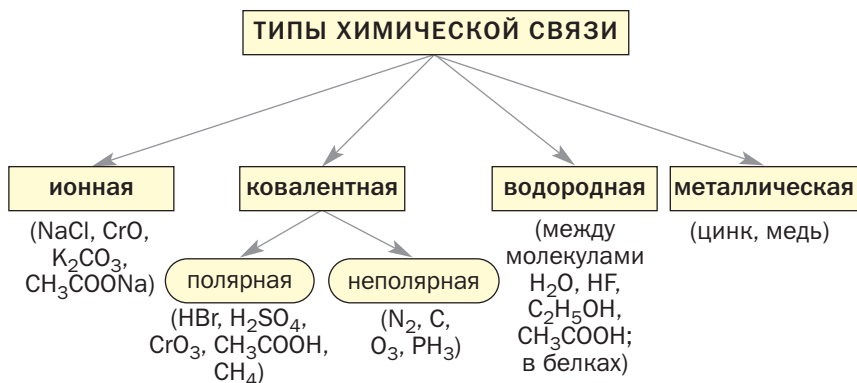
► Какими частицами образованы азот, аргон, глицерин, калий бромид, карбон(IV) оксид, силиций(IV) оксид?

Существуют вещества (среди них — красный фосфор, полиэтилен, целлюлоза, белки), молекулы которых состоят из многих тысяч одинаковых атомов или групп разных атомов, соединенных между собой ковалентной связью. Это — высокомолекулярные вещества. Если группы атомов в таких молекулах имеют одинаковое строение (как, например, в полиэтилене), то соединение называют полимером.

Химическая связь в веществах. Строение вещества определяется типом химической связи, которая в нем реализуется (схема 5).

Схема 5

Химическая связь в веществах



Ионная связь образуется между противоположно заряженными ионами вследствие их электростатического взаимодействия (взаимного притяжения). Этот тип химической связи существует в основных и амфотерных оксидах, основаниях, солях.

Ковалентная связь возникает между атомами в результате образования общих электронных пар. Связь этого типа имеется в любой молекуле, а также в сложных ионах (OH^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- и др.).

Ковалентная связь бывает полярной и неполярной. Полярная связь реализуется между атомами элементов с разной электроотрицательностью, а неполярная — между одинаковыми атомами или атомами элементов с одинаковой электроотрицательностью.

В основаниях, а также в солях, образованных как минимум тремя элементами, наименьшие частицы веществ соединены химическими связями двух типов. Натрий гидроксид, кальций сульфат содержат ионные связи (между ионами Na^+ и OH^- , Ca^{2+} и SO_4^{2-}) и ковалентные связи (между атомами Оксигена и Гидрогена в гидроксид-ионе, между атомом Сульфура и атомами Оксигена в сульфат-ионе).

Необходимым условием для образования водородных связей является наличие в молекулах вещества атомов Гидрогена, соединенных с атомами Флуора, Оксигена, Нитрогена — элементов, имеющих высокую электроотрицательность. Этим типом связи соединяются как одинаковые молекулы, так и разные (например, молекулы воды и спирта, воды и уксусной кислоты). Таким образом, водородные связи существуют не только в веществах, но и в водных растворах. Кроме того, они возникают в молекуле белка между ее фрагментами; благодаря этому молекула приобретает компактную форму.

► Укажите типы химической связи в воде, литий оксиде, этане, кислороде.

В металлах реализуется металлическая связь. Она обусловлена наличием в них электронов, которые свободно перемещаются во всем объеме вещества.

Классификация химических реакций. Почти все вещества в зависимости от их природы, внешних условий, других факторов могут вступать в химические реакции.

Вам известно, что химические реакции различают

- по количеству и составу реагентов и продуктов (реакции соединения, замещения, разложения, обмена);
- по тепловому эффекту (экзотермические и эндотермические реакции);
- по направлению протекания (обратимые и необратимые реакции).

Кроме того, выделяют окислительно-восстановительные реакции (в таких превращениях элементы, имеющиеся в реагентах, изменяют степени окисления), каталитические реакции (в них используют катализаторы), реакции полимеризации и др.

Реакции соединения происходят между простыми веществами, оксидами разных типов, при образовании кристаллогидратов.

Химические превращения с участием металлов и хлоридной, разбавленной сульфатной, уксусной и некоторых других кислот, а также растворов солей относятся к реакциям замещения. В то же время эти реакции являются окислительно-восстановительными, так как протекают с изменением степеней окисления элементов.

Реакции разложения характерны как для неорганических соединений (гидроксидов, кислородсодержащих кислот, некоторых их солей), так и органических; эти химические превращения осуществляют при нагревании.

► Напишите уравнение реакции разложения, в которой элементы изменяют степени окисления.

Реакции обмена происходят в растворах между солями и щелочами, кислотами или

другими солями. Некоторые из них получили специальные названия. В частности, реакция нейтрализации — это реакция между основанием и кислотой. С помощью так называемых качественных реакций обнаруживают определенные ионы в растворе.

Химические превращения веществ сопровождаются тепловыми эффектами. При эндотермических реакциях теплота поглощается (среди них — много реакций разложения), а при экзотермических реакциях теплота выделяется (это реакции горения простых и сложных веществ, реакции между щелочами и кислотами и др.).

Химические реакции отличаются друг от друга и по скорости протекания. Если реакции обмена между электролитами в водных растворах происходят мгновенно, реакции горения различных веществ — в течение определенного времени, то многие химические превращения в природе протекают чрезвычайно медленно.

ВЫВОДЫ

Существуют разные классификации веществ. Все вещества делят на простые и сложные (химические соединения), а также на неорганические и органические.

Среди неорганических соединений выделяют такие важнейшие классы: оксиды, основания, амфотерные гидроксиды, кислоты, соли, а среди органических соединений — углеводороды, спирты, карбоновые кислоты, углеводы, жиры, белки.

В неорганических и органических веществах реализуется ионная, ковалентная, водородная связь, а в металлах — металлическая связь.

Классификацию химических реакций осуществляют, учитывая количество реагентов

и продуктов, их состав, направление протекания реакций, тепловой эффект, другие особенности.



248. Какие соединения Карбона не относят к органическим соединениям?

249. Найдите соответствие:

<i>Название соединения</i>	<i>Класс соединений</i>
1) литий гидроксид;	а) основания;
2) хром(III) гидроксид;	б) углеводороды;
3) этан;	в) спирты;
4) этанол;	г) амфотерные гидроксиды;
5) глюкоза;	д) углеводы.

250. Неорганические соединения какого класса:

- а) имеют аналогичный состав, но различаются по химическим свойствам;
- б) имеют аналогичные химические свойства, но различаются по составу?

251. Назовите классы неорганических соединений, каждый из которых объединяет только соединения, образованные тремя элементами.

252. Напишите формулы нескольких соединений, каждое из которых образовано четырьмя химическими элементами.

253. Каких соединений, по вашему мнению, существует больше — оксидов или солей? Ответ аргументируйте.

254. Найдите соответствие:

<i>Название вещества</i>	<i>Строение</i>
1) сера;	а) ионное;
2) неон;	б) молекулярное;
3) пентан;	в) атомное.
4) сахароза;	
5) барий бромид;	

255. Сопоставьте строение и химическую связь в таких парах соединений:

- а) водород сульфид, натрий сульфид;
- б) калий гидроксид, калий иодид;
- в) уксусная кислота, кальций ацетат;
- г) этен, этин.

256. Какие типы химической связи реализуются в таких веществах:

- а) феррум(III) ортофосфат;
- б) карбон(IV) сульфид;

в) магний гидроксид;

г) этиловый спирт?

257. Укажите типы и особенности протекания таких реакций:

а) взаимодействие кальция карбоната с азотной кислотой;

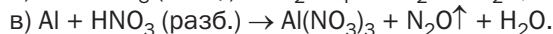
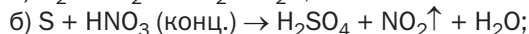
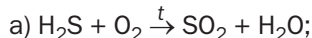
б) взаимодействие свинца с раствором калий гидроксида;

в) превращение этилена в полиэтилен;

г) превращение целлюлозы в углерод и водяной пар.

Составьте соответствующие химические уравнения.

258. Преобразуйте схемы окислительно-восстановительных реакций в химические уравнения с помощью метода электронного баланса:



36

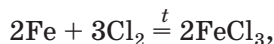
Взаимосвязи между веществами и их взаимопревращения

Материал параграфа поможет вам:

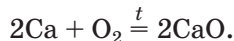
- закрепить знания о превращениях простых веществ в химические соединения;
- обобщить материал по взаимопревращениям сложных веществ.

Химические превращения с участием металлов. Вам известно, что металлы могут взаимодействовать с неметаллами, кислотами, растворами солей, а некоторые — еще и со щелочами, водой.

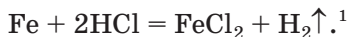
Продуктами большинства реакций металлов с неметаллами являются соли



а если с металлом реагирует кислород, то образуется оксид:

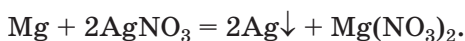


Почти все металлы взаимодействуют с кислотами. Такие реакции с участием хлоридной, разбавленной сульфатной, уксусной кислот происходят с образованием солей и выделением водорода:

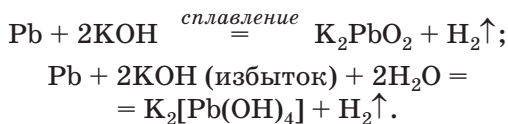


Пассивные металлы, находящиеся в ряду активности справа от водорода, не реагируют с названными кислотами.

Металлы взаимодействуют с растворами солей; продукты такого превращения — другие металл и соль. Реакции возможны в случаях, когда металл-реагент активнее металла-продукта:



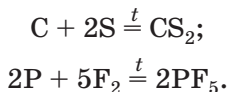
Если металл происходит от элемента, который образует амфотерные соединения (оксид, гидроксид), то он взаимодействует со щелочью:



Наиболее активные металлы (щелочные, щелочноземельные) реагируют с водой:



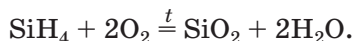
Химические превращения с участием неметаллов. Неметаллы могут взаимодействовать не только с металлами, но и друг с другом:



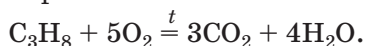
Среди важных реакций неметаллов со сложными веществами — реакции с участием

¹ В этой реакции, в отличие от реакции железа с хлором, образуется соль FeCl_2 , а не FeCl_3 , поскольку ионы H^+ , имеющиеся в хлоридной кислоте, являются слабым окислителем, а хлор Cl_2 — сильный окислитель.

кислорода, которые часто сопровождаются горением веществ:



Такие превращения характерны для многих органических соединений — углеводов, спиртов, жиров:



Химические реакции, в которых принимают участие или образуются простые вещества, являются окислительно-восстановительными, поскольку степень окисления элемента в простом веществе равна нулю, а в его соединении имеет положительное или отрицательное значение.

► Составьте уравнения реакций серы с кислородом и алюминием. Окислителем или восстановителем является сера в каждом случае?

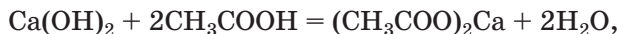
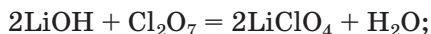
Реакции между оксидами и водой. Оксиды щелочных и щелочноземельных элементов, а также почти все кислотные оксиды взаимодействуют с водой. При этом основные оксиды превращаются в основания



а кислотные оксиды — в кислоты:



Реакции между двумя соединениями, различающимися по свойствам. Движущей силой многих химических превращений является различие веществ по химическим свойствам. Например, основные оксиды и основания взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами

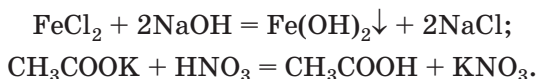


но не реагируют с веществами, имеющими основные свойства.

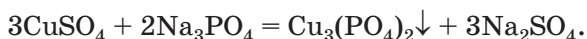
Если оксид или гидроксид является амфотерным, то это соединение в реакции с основным оксидом (основанием) или кислотным оксидом (кислотой) проявляет противоположные свойства, т. е. кислотные или основные.

► Напишите уравнения реакций станнума(II) гидроксида с кислотой и раствором щелочи.

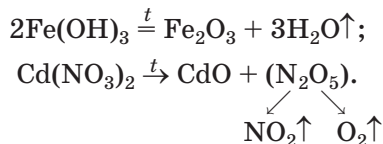
Реакции с участием солей. Соли взаимодействуют со щелочами и кислотами. Такие превращения происходят в растворе в том случае, если продукт реакции не растворяется в воде или является слабым электролитом, неустойчивым либо газообразным соединением:



Хотя соли имеют много общих свойств, они могут реагировать друг с другом в водном растворе. При этом образуются две новые соли. Реакция возможна, если один из продуктов нерастворим в воде:



Термическое разложение соединений. Основания (кроме щелочей), амфотерные гидроксиды, оксигенсодержащие кислоты и некоторые их соли разлагаются при нагревании. В результате таких реакций, как правило, образуются оксиды:



Последовательные превращения веществ. Вы знаете, что взаимосвязи между веществами, происходящими от одного элемента, называют генетическими связями. Их используют в химической технологии, в частности при переработке металлических руд, производстве кислот. При получении сульфатной кислоты

из природной серы простое вещество сначала сжигают, после чего осуществляют реакцию сульфур(IV) оксида с кислородом, а затем — реакцию сульфур(VI) оксида с водой. Соответствующая схема последовательных превращений веществ:

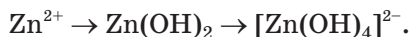


Для того чтобы получить основание или кислоту из оксида, который не взаимодействует с водой, осуществляют такие превращения:



► Составьте соответствующие схемы для соединений Никеля(II) и Силиция.

Схемы последовательных превращений веществ в водных растворах часто представляют в ионно-молекулярной форме:



Эта схема иллюстрирует превращение растворимой соли Цинка, содержащей катионы Zn^{2+} , при постепенном добавлении водного раствора щелочи.

► Запишите соответствующую схему с формулами соединений Цинка, если в реакции принимает участие литий гидроксид.

Схемы превращений приводят и для органических веществ. В схему



заложена реакция термического разложения метана, продуктами которой являются ацетилен и водород, и реакция горения ацетилена.

ВЫВОДЫ

Неорганические и органические вещества участвуют в различных химических превраще-

ниях. Характерными для металлов являются реакции с неметаллами, кислотами, растворами солей, а для оксидов, оснований, кислот — реакции с соединениями, противоположными по химическим свойствам. Амфотерные оксиды и гидроксиды взаимодействуют с веществами, имеющими основные и кислотные свойства. Соли реагируют с растворами щелочей, кислотами, а также друг с другом (в растворе).

Реакции с участием или с образованием простых веществ являются окислительно-восстановительными.



259. Запишите по два уравнения реакций, протекающих с образованием солей, между такими веществами:
- а) металлом и неметаллом;
 - б) двумя оксидами.
260. Оксиды каких типов реагируют с водой? Можно ли таким способом получить любое основание, амфотерный гидроксид, кислоту?
261. В соответствии с приведенными схемами превращений составьте уравнения реакций и укажите условия, при которых они происходят:
- а) $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$;
 - б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - в) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3$;
 - г) $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$;
 - д) $\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbS}$;
 - е) $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
262. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения веществ, образованных Купрумом:
- соль 1 \rightarrow гидроксид \rightarrow оксид \rightarrow соль 2 \rightarrow соль 3 \rightarrow металл.
263. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций в соответствии с приведенными схемами превращений:
- а) $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow \text{Be}^{2+}$;
 - б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{FePO}_4$.
264. Предложите как можно больше способов получения магний ацетата и напишите соответствующие химические уравнения.
265. Взаимодействует ли плюмбум(II) ацетат:
- а) с алюминий сульфатом;
 - б) с барий нитратом;

в) с натрий гидроксидом;

г) с хлоридной кислотой?

Ответы обоснуйте, составьте химические уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

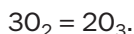
266. Железо медленно взаимодействует с раствором феррум(III) сульфата, а цинк не реагирует с раствором цинк сульфата. Как это объяснить? Напишите уравнение соответствующей реакции.

267. Раствор сульфур(IV) оксида вступает в реакцию с раствором сероводорода. Одним из продуктов реакции является сера. Составьте химическое уравнение, укажите тип реакции и охарактеризуйте роли реагентов в ней.

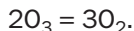
для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Взаимопревращения простых веществ химического элемента

В 7 классе вы узнали о существовании двух простых веществ Оксигена — кислорода O_2 и озона O_3 . Очень малые количества озона образуются из кислорода в атмосфере под действием электрических разрядов (когда возникают молнии во время грозы) или ультрафиолетовых лучей:



Озон — неустойчивое вещество, которое медленно превращается в кислород:



Обе химические реакции не принадлежат ни к одному известному вам типу реакций.

Не только Оксиген, но и некоторые другие неметаллические элементы образуют по несколько простых веществ. Эти вещества также могут участвовать во взаимодействии. Например, белый фосфор, состоящий из молекул P_4 , при температуре $300\text{ }^\circ\text{C}$ превращается в красный фосфор, в котором содержатся длинные молекулы-цепочки. Алмаз и графит — простые вещества Карбона. Они имеют атомное строение, но различаются размещением атомов в пространстве. При очень высоких температурах и давлении из графита в специальных реакторах получают мелкие кристаллики алмаза. Алмаз можно превратить в графит; для этого его необходимо нагреть до температуры, значительно превышающей $1000\text{ }^\circ\text{C}$. Превращения простых веществ Фосфора и Карбона осуществляют в отсутствие воздуха, поскольку они взаимодействуют с кислородом.

37

Место химии среди естественных наук. Значение химии для развития человечества

Материал параграфа поможет вам:

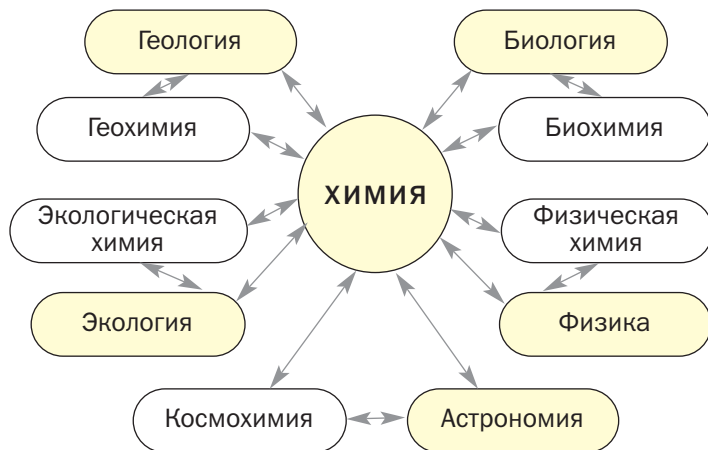
- убедиться в существовании связей химии с другими естественными науками;
- оценить вклад достижений химии в нашу жизнь;
- узнать о приоритетных направлениях химической промышленности в Украине;
- понять роль химических знаний в восприятии окружающего мира.

Химия и другие естественные науки. Вы знаете, что химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях. Химики изучают природные вещества, а также получают вещества, которых нет в природе, исследуют их и определяют перспективы применения в той или иной области.

Химия — естественная наука. О связях ее с биологией, физикой, геологией, другими естественными науками (схема 6) вы узнали в 7 классе. Вам известно, что биологи исследуют живые организмы, а в них постоянно протекают химические реакции с участием органических и неорганических веществ. Геологи ведут поиск полезных ископаемых, новых минералов; им необходимо знать, в каких условиях в земной коре могут образовываться различные вещества.

Химия тесно связана с экологией — наукой о связях живых организмов между собой и с окружающей средой, их влиянии друг на друга. Химики определяют степень загрязнения веществами окружающей среды в разных регионах, составляют вместе с экологами соот-

Связи химии с другими естественными науками



ветствующие прогнозы на будущее. Они разрабатывают методы обезвреживания опасных веществ промышленного происхождения и удаления их из промышленных стоков и газовых выбросов.

Медики направляют свои усилия на борьбу с распространенными болезнями, эпидемиями, а это невозможно осуществлять без новых фармацевтических препаратов, полученных и исследованных химиками.

За последние полтора столетия на стыке химии и других естественных наук возникли новые науки — физическая химия, биохимия, геохимия, космохимия, фармацевтическая химия, экологическая химия, которые развиваются ускоренными темпами.

Химия и прогресс человечества. Нашу жизнь трудно представить без использования достижений химической науки. Мы являемся свидетелями того, что многочисленные полимеры и пластмассы успешно заменяют традиционные природные вещества и материалы. Развитие современной техники, энергетики, связи, транспорта, авиации, средств исследования космоса обусловлено применением новых

соединений, сплавов, созданием эффективных материалов с особыми механическими, физическими и другими свойствами.

Химические заводы выпускают миллионы тонн минеральных удобрений (рис. 102), разнообразные средства защиты сельскохозяйственных растений от вредителей и болезней. Это способствует развитию земледелия и животноводства, помогает решать проблему дефицита пищевых продуктов в некоторых регионах планеты.

Поскольку растения являются неисчерпаемым органическим сырьем, необходимо разрабатывать и внедрять технологии получения из растительных остатков биогаза, биотоплива, биогорючего (рис. 103). Такие новации значительно облегчат решение глобальных энергетических проблем.

Пищевая промышленность также использует достижения химии. Пищевые добавки улучшают вкус продуктов, эмульгаторы поддерживают их необходимую консистенцию, консерванты позволяют значительно увеличить срок годности. Естественно, что все эти вещества должны быть безвредными для человека.

Высокими темпами развивается производство химических товаров для быта. В торговой сети покупателям предлагают эффективные моющие и чистящие средства, клеи, лаки, краски и пр. Использование современных



Рис. 102.
Образцы минеральных удобрений



Рис. 103.
Цистерны с жидким биогорючим

средств бытовой химии в значительной мере помогает в домашнем хозяйстве, высвобождает человека для профессиональной и другой деятельности.

Трудно оценить количество производимых косметических средств. Многие вещества, полученные в химических лабораториях, являются компонентами кремов, гелей, лосьонов; они оказывают положительное влияние на кожу, волосы, лечат и восстанавливают их.

Роль химиков очень важна в сфере разработки эффективных, малоотходных технологий (рис. 104), схем повторного использования воды в промышленности, утилизации промышленных и бытовых отходов.



Рис. 104.
Современный
химический
завод

По объему выпускаемой продукции химическая промышленность занимает ведущее место в экономике нашей страны. Она охватывает производство минеральных удобрений, соды, щелочей, кислот, других неорганических и органических веществ, полимеров и материалов на их основе (резины, пластмасс), синтетических смол, химических волокон, стекла, цемента, переработку нефти.

Многие виды отечественной химической продукции направляются на экспорт.

Химия и восприятие окружающего мира. Химические знания помогают лучше понять научную картину мира. В космическом пространстве в условиях высокого вакуума и экстремальных температур существуют лишь

отдельные атомы, ионы, молекулы, а на планетах, их спутниках, кометах — некоторые простые и сложные вещества. Условия Земли (умеренные температуры и атмосферное давление), энергия Солнца способствуют образованию разнообразных неорганических и органических соединений, существованию живых организмов на планете.

Многие изменения в природе Земли связаны с круговоротом элементов и веществ, накоплением их в одних регионах и рассеиванием в других. Зная об этих процессах, можно объяснить, например, образование различных полезных ископаемых, известняковых пещер, пустынь, наличие в природной воде тех или иных растворенных солей, других соединений.

Химические знания являются составной частью общей культуры человека, облегчают его повседневную деятельность и быт, помогают понять, как устроен окружающий мир, какова роль в нем веществ и химических реакций. Используя эти знания, мы сможем предотвратить загрязнение природы и сохранить ее для будущих поколений.

Это интересно

5 июня —
Всемирный
день охраны
окружающей
среды.

ВЫВОДЫ

Химия тесно связана с другими естественными науками. Это обусловило возникновение таких наук, как биохимия, геохимия, физическая химия, экологическая химия. Химические знания используют специалисты, работающие в различных сферах.

Прогрессивное развитие человечества в значительной мере обязано достижениям химической науки, применению веществ и материалов, полученных химиками.

Химическая промышленность Украины охватывает производство минеральных удобрений, извести, соды, полимеров, пластмасс, стекла,

цемента, многих неорганических и органических веществ, переработку нефти.

Химические знания помогают понять научную картину мира, объяснить круговорот химических элементов в природе, разнообразные превращения веществ на Земле и в живых организмах, существование наименьших частиц вещества в космосе.



268. Докажите, что химия является одной из естественных наук.
269. Почему искусственным материалам часто отдают предпочтение, сравнивая их с материалами природного происхождения?
270. Какие химические волокна используют при производстве тканей?
271. По материалам из интернета выясните, какие вещества применяют в медицине для замены поврежденных или сломанных костей.
272. Назовите преимущества и недостатки пластмассовой посуды.
273. Какие химические знания вам пригодились в жизни?
274. Предложите способ очистки отработанного промышленного газа (его основные компоненты — азот, кислород, водяной пар) от примеси сероводорода.
275. Попробуйте объяснить такой факт: атмосфера Марса почти полностью состоит из углекислого газа, а кислород в ней является примесью, тогда как в воздухе нашей планеты кислорода почти в 500 раз больше, чем углекислого газа.
276. Какой объем газа аммиака NH_3 , взятого при нормальных условиях, нужно растворить в 100 л воды для приготовления раствора с массовой долей аммиака 25 %, применяемого в качестве жидкого удобрения?

38

Химическая наука в мире и Украине. Выдающиеся химики

Материал параграфа поможет вам:

- убедиться в важности развития химической науки;

- получить сведения об ученых-химиках — лауреатах Нобелевской премии;
- узнать о развитии химии в Украине и подготовке будущих химиков.

Химия в мире. Многое в нашей жизни связано с достижениями химической науки. Компьютеры, современные средства связи, космические станции, лекарства от ранее неизлечимых болезней, новые материалы, значительно превосходящие по свойствам традиционные, — это далеко не полный перечень того, что стало реальным благодаря открытиям, исследованиям и разработкам ученых-химиков. Химическая наука имеет замечательные перспективы для дальнейшего развития.

Химия — одна из фундаментальных наук. Подтверждением этого является ежегодное присуждение Нобелевской премии (рис. 105) ученым-химикам за выдающиеся достижения — создание теорий, синтез и исследование новых веществ, химических реакций. Начиная с 1901 года, этой премией награждали ученых с мировыми именами. С. А. Аррениус (Швеция) в 1903 г. получил Нобелевскую премию за создание теории электролитической диссоциации, А. Муассан (Франция) в 1906 г. — за получение фтора, Д. Хевеши (Швеция) в 1943 г. — за использование изотопов для изучения химических реакций, Дж. Полани (Канада), Ли Юаньчже и Д. Хершбах (США) в 1986 г. — за вклад в исследование протекания химических реакций, Р. Керл, Р. Смолли (США) и Г. Крото (Великобритания) в 1996 г. — за открытие фуллеренов — необычных простых веществ Карбона (рис. 106). Немало открытий нобелевских лауреатов произошло на стыке химии с другими науками, прежде всего с биологией, медициной.

Химическая наука и образование в Украине. Химическая наука занимает почетное место в

Это интересно

Мария Склодовская-Кюри (Франция) получила Нобелевскую премию дважды — по физике в 1903 г. за исследование радиоактивного распада и по химии в 1911 г. за открытие Радия и Полония.



Рис. 105.
Медаль лауреата
Нобелевской премии



Рис. 106.
Модель молекулы одного
из фуллеренов

нашей стране. Национальная академия наук имеет отделение химии, объединяет ряд научно-исследовательских институтов химического профиля, в которых работают тысячи научных сотрудников (рис. 107). Среди этих учреждений — Институт общей и неорганической химии им. В. И. Вернадского, Институт органической химии, Институт химии высокомолекулярных соединений, Институт физической химии им. Л. В. Писаржевского, Институт коллоидной химии и химии воды им. А. В. Думанского, Институт проблем материаловедения им. И. Н. Францевича, Физико-химический институт им. А. В. Богатского.

Имена химиков, в честь которых названы институты, а также академиков А. И. Бродского, В. Н. Еременко, А. И. Киприанова,



Рис. 107.
В химической
лаборатории

Рис. 108.
Первокурсники
обсуждают
результат
проведенного
опыта



А. В. Кирсанова, Л. А. Кульского, Ф. Д. Овчаренко, А. Т. Пилипенко, К. Б. Яцимирского и многих других известны не только в Украине, но и за ее пределами. Эти ученые создали научные школы, которые постоянно пополняются молодыми химиками — выпускниками университетов.

Ежегодно немало выпускников школ и лицеев стремится продолжить образование на химических факультетах Киевского, Харьковского, Львовского, Одесского, Донецкого, Черновицкого и других университетов Украины (рис. 108). Эти факультеты имеют кафедры неорганической, органической, физической, аналитической химии, химии высокомолекулярных соединений и др. Среди новых специализаций в университетах — химия природных соединений, экологическая химия, химический контроль окружающей среды. Студенты старших курсов выполняют интересные и актуальные научные исследования и вскоре станут квалифицированными химиками. Можно смело утверждать, что у молодого человека, интересующегося химией и имеющего хорошую общеобразовательную подготовку, есть все возможности для достижения успеха на ниве химической науки. Молодежь с высшим химическим образованием реализует свой потенциал и в производственной сфере, работая в лабораториях металлургических комбинатов, химических и фармацевтических заводов, предприятий пищевой промыш-

шленности, медицинских и экологических учреждений. Нет сомнения в том, что новое поколение химиков внесет весомый вклад в развитие нашей цивилизации.

ВЫВОДЫ

Положительные изменения в жизни человечества, каждого из нас в значительной мере обязаны достижениям химии. Эта наука занимает почетное место среди фундаментальных наук. Выдающимся ученым-химикам ежегодно присуждают Нобелевские премии.

Химическая наука в Украине развивается в институтах Национальной академии наук, на химических факультетах университетов. Немало украинских химиков основали исследовательские учреждения, создали научные школы, которые вносят заметный вклад в мировую науку.

Молодые люди с высшим химическим образованием имеют широкие возможности для применения своих знаний на практике.



277. Почему развитие науки химии является важным для человечества?
278. За всю историю присуждения Нобелевской премии по химии один ученый становился ее лауреатом дважды. Воспользовавшись интернетом, выясните фамилию ученого и то, за какие достижения ему были присуждены премии.
279. Как представлена химия в системе Национальной академии наук Украины?
280. Выскажите свое мнение относительно того, какие науки, кроме химии, наиболее необходимы студентам химического факультета в учебе для их будущей профессии.
281. Какой материал по химии был для вас самым интересным за время изучения этого предмета в школе?

Послесловие

Закончился еще один учебный год. Мы уверены, что на уроках химии вам было интересно и вы с удовольствием выполняли химические опыты не только в школе, но и дома.

Теперь вы знаете, как и почему образуются в водных растворах ионы, лучше понимаете процессы, происходящие при растворении кислот, щелочей и солей в воде.

На уроках химии вы вспомнили известные вам типы реакций, а также получили сведения об окислительно-восстановительных реакциях — превращениях веществ, при которых одни частицы отдают электроны, а другие их присоединяют. Для вас уже не является секретом, почему химические реакции протекают с выделением или поглощением теплоты и с разной скоростью, которая зависит от различных факторов.

Вы закрепили свои знания о химических свойствах неорганических веществ — металлов, неметаллов, оксидов, оснований, амфотерных гидроксидов, кислот, солей, а также ознакомились с важнейшими органическими веществами — углеводородами, некоторыми спиртами, карбоновыми кислотами, углеводами, жирами и белками.

Желаем вам развивать свой интерес к химии и другим естественным наукам, а тем, кто заинтересовался химией, — стать в недалеком будущем студентами химических факультетов университетов.

Успехов вам!

Ответы к задачам и упражнениям

1 раздел

Вода. Растворы

3. Молекулы воды, ионы Na^+ , Cl^- .
12. $N(\text{H}) \approx 6,7 \cdot 10^{19}$.
13. $w(\text{D}) = 20 \%$.
14. $m(\text{молекулы } \text{H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.
15. Молекулы H_2S , H_2Se , H_2Te .
19. Да.
25. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 3,42 \text{ г}$.
26. $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 14,3 \text{ г}$.
27. $w(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 12,5 \%$.
28. С учетом массы воды, которая перейдет из кристаллогидрата в раствор, необходимо 5 г соединения растворить в 35 г воды.
29. $m(\text{H}_2\text{O}) = 77,4 \text{ г}$.
30. $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) = 347 \text{ г}$.
31. $m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 14,05 \text{ г}$.
36. $S(\text{K}_2\text{CO}_3) = 130 \text{ г} / 100 \text{ г воды}$.
37. Концентрированный, ненасыщенный.
38. $V(\text{N}_2) = 22,4 \text{ мл}$.
46. в) $N(\text{ионов}) = 6,02 \cdot 10^{23}$.
52. а) $N(\text{Li}^+) = N(\text{OH}^-) = 6,02 \cdot 10^{22}$;
б) $N(\text{K}^+) = 2,0 \cdot 10^{22}$; $N(\text{SO}_4^{2-}) = 1,0 \cdot 10^{22}$.
53. $w(\text{OH}^-) = 4,25 \%$.
54. $w(\text{H}^+) = 0,025 \%$; $w(\text{Cl}^-) = 0,89 \%$.
55. $w(\text{Na}^+) = 0,09$; $w(\text{SO}_4^{2-}) = 0,094$; $w(\text{OH}^-) = 0,033$.
56. а.
58. а; сильными электролитами являются также практически нерастворимые ионные соединения BaSO_4 , CaCO_3 и др.
59. в.
61. а) HA — слабый электролит; б) HA — сильный электролит.
62. Больше всего — ионов Гидрогена.
63. а.
65. $N(\text{H}^+) = N(\text{OH}^-) = 6,02 \cdot 10^{12}$.
66. $w(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-10}$, или $1,0 \cdot 10^{-8} \%$; $w(\text{OH}^-) = 1,7 \cdot 10^{-9}$, или $1,7 \cdot 10^{-7} \%$.

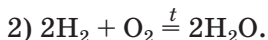
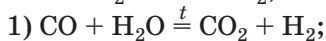
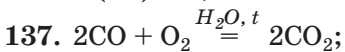
68. 1Бв, 2Аа.
69. Концентрация катионов Гидрогена больше в 100 раз в растворе с $\text{pH} = 6$.
71. Примите во внимание наличие в воздухе углекислого газа.
72. а.
74. в) $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
75. г) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (возможны другие ответы);
д) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (возможны другие ответы).
76. а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$; б) $\text{F}^- + \text{H}^+ = \text{HF}$.
77. в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{FeSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ (возможны другие ответы).
78. а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{OH}^- = \text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$.
81. а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HNO}_3 + \text{BaSO}_4\downarrow$;
б) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{FeSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeCO}_3\downarrow$ (возможны другие ответы); в) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl} = \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$.
82. Возможны реакции б и г.
83. б, в, е.
84. б, в, г.
85. б) Na_2SiO_3 и HCl ; K_2SiO_3 и H_2SO_4 (возможны другие ответы).
90. Учтите свойство солей взаимодействовать с нитратной кислотой.
94. а) можно выполнить задания 1 и 2;
б) можно выполнить задания 1 и 2.
95. Да (для обоих вариантов).

2 раздел

Химические реакции

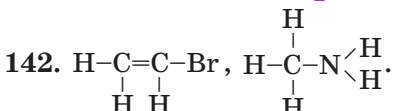
102. $m(\text{соли}) = 417,6 \text{ г}$.
103. а) $M_{\text{ср.}}(\text{SO}_2, \text{O}_2) = 53,3 \text{ г/моль}$; б) $D_{\text{возд.}}(\text{SO}_2, \text{O}_2) = 1,84$.
104. $w(\text{CaCO}_3) = 84,3 \%$; $w(\text{CaO}) = 15,7 \%$.
112. а) ион Ca^{2+} , атом F; в) атом C, ион Fe^{2+} .
115. а) атом Сульфура присоединяет два электрона.
116. $V(\text{H}_2) = 16 \text{ л}$.
118. в) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{S}\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
119. а) $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{S}\downarrow + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$.
121. Среди продуктов реакций — кислоты H_2SO_4 и H_3PO_4 .
122. а) $N(e^-) = 2N_{\text{A}}$; б) $N(e^-) = 1/20 N_{\text{A}}$; в) $N(e^-) = 1,07 \cdot 10^{23}$;
г) $N(e^-) = 7,5 \cdot 10^{22}$.

123. $m(\text{Zn}) = 1,625 \text{ г.}$



3 раздел

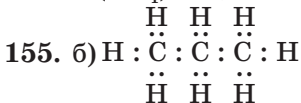
Важнейшие органические соединения



144. а) $w(\text{O}) = 0,7;$ б) $w(\text{O}) = 0,5.$



151. $m(\text{CH}_4) = 0,65 \text{ г.}$



167. $\rho(\text{C}_2\text{H}_4) = 1,25 \text{ г/л}; D_{\text{возд.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,966.$

168. $w(\text{C}) = 92,3 \text{ \%}.$

169. $\varphi(\text{CH}_4) = 0,2.$

173. Да.

174. $V_{\text{возд.}} = 39,2 \text{ м}^3.$

175. $V(\text{CO}_2) = 784 \text{ мл.}$

178. $n = 450.$

179. $V(\text{C}_2\text{H}_4) = 2,8 \text{ л.}$

180. $V_{\text{возд.}} = 1680 \text{ л.}$

187. $V_{\text{возд.}} = 10,25 \text{ м}^3.$

188. $w(\text{C}) = 96,4 \text{ \%}.$

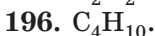
190. $V(\text{O}_2) = 6 \text{ л.}$

191. $V(\text{CO}_2) = 2 \text{ л}; V(\text{O}_2) = 1,5 \text{ л.}$

192. $V(\text{O}_2) = V(\text{H}_2) = 20 \text{ мл.}$

193. $V(\text{C}_5\text{H}_{12}) : V_{\text{возд.}} = 1 : 40.$

194. $V(\text{O}_2) = 100 \text{ мл.}$ Сравните соотношения объемов реагирующих газов в каждой реакции.



200. Примите во внимание тип химической связи в молекуле спирта.

201. $w(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 72 \%$.
204. $w(\text{глицерина}) = 39 \%$.
206. НСООН , или $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$ (муравьиная кислота). Нет.
211. а) $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 77 \%$; б) $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 27,3 \%$;
в) $w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 13,3 \%$.
212. Магний ацетат.
213. $m(\text{р-ра KOH}) = 17,5 \text{ г}$.
214. $m(\text{укс. эс.}) = 18 \text{ г}$; $m(\text{воды}) = 142 \text{ г}$.
225. $2\text{C}_3\text{H}_5(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_3 + 163\text{O}_2 \rightarrow 114\text{CO}_2 + 110\text{H}_2\text{O}$.
229. а) $w(\text{C}) = 40 \%$; б) $w(\text{C}) = 42 \%$.
230. а) $n(\text{сахарозы}) = 1,46 \text{ моль}$.
231. $m(\text{воды}) = 150 \text{ г}$.
232. $w(\text{сахарозы}) = 14 \%$.
235. а) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + 6n\text{O}_2 \rightarrow 6n\text{CO}_2 + 5n\text{H}_2\text{O}$.
236. $m(\text{крахмала}) = 6,75 \text{ т}$.
241. $m(\text{N}) = 3,68 \text{ г}$.
247. $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$.

4 раздел

Обобщение знаний по химии

248. Карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, карбонатную кислоту и ее соли, некоторые другие соединения Карбона.
251. Таких классов — два.
252. Среди таких соединений — калий тетрагидроксоалюминат $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; купрум(II) сульфат пентагидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
- аминоуксусная кислота $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$, или $\begin{matrix} & \text{H} & & \text{O} \\ & | & & // \\ \text{H} & \text{N} & - & \text{C} & - & \text{OH} \\ & | & & | & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \end{matrix}$
254. 2в.
256. г) ковалентная и водородная связи.
258. в) $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{N}_2\text{O}\uparrow + 15\text{H}_2\text{O}$.
261. г) один из вариантов:
 $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CuO} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;
 $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba} + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$.
265. а) да; б) нет; в) да; г) да.
276. $V(\text{NH}_3) = 43,9 \text{ м}^3$.
278. Ф. Сенгер.

Словарь терминов

Аминогруппа — группа атомов $-\text{NH}_2$.

Аминокислоты — производные карбоновых кислот, в молекулах которых один или несколько атомов Гидрогена углеводородных остатков замещены на аминогруппы.

Белки — высокомолекулярные органические соединения, которые выполняют особые биологические функции в живых организмах.

Внутренняя энергия вещества — сумма энергий всех частиц вещества и энергий химических связей между ними.

Водородная связь — электростатическое взаимодействие между молекулами с участием атомов Гидрогена.

Водородный показатель (рН) — величина, характеризующая концентрацию ионов Гидрогена в растворах. Водородный показатель равен значению числа m в выражении $c(\text{H}^+) = 10^{-m}$ моль/л для молярной концентрации ионов H^+ .

Восстановитель — частица (вещество), которая отдает электроны.

Восстановление — процесс, в котором частицы (вещество) присоединяют электроны.

Высшие карбоновые кислоты — карбоновые кислоты, в молекулах которых содержится 10 и более атомов Карбона.

Гигроскопичность — способность вещества поглощать влагу.

Гидратированный ион — ион, соединенный с молекулами воды.

Гидроксильная группа — группа атомов $-\text{OH}$.

Гидролиз — реакция обмена между солью 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 различаются по составу на одну или несколько групп атомов CH_2 .

Диполь — молекула, имеющая два разноименно заряженных полюса.

Дисперсные системы — общее научное название неоднородных смесей и коллоидных растворов.

Жиры — производные глицерина и высших карбоновых кислот.

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 находятся наименьшие частицы веществ (отдельные атомы, молекулы, ионы).

Карбоксильная группа — группа атомов $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$.

Карбоновые кислоты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп.

Катализатор — вещество, которое ускоряет реакцию или вызывает ее протекание, оставаясь после реакции неизменным.

Качественная реакция — реакция, используемая для обнаружения определенных ионов в растворе, которая сопровождается особым внешним эффектом.

Кислая среда — среда в водном растворе с $\text{pH} < 7$.

Кислоты — электролиты, диссоциирующие с образованием катионов одного типа — ионов Гидрогена H^+ .

Коллоидный раствор — раствор, в котором находятся большие по размеру молекулы растворенного вещества, скопления многих соединенных атомов или молекул.

Концентрированный раствор — раствор, в котором содержится намного больше растворенного вещества, чем растворителя.

Кристаллизационная вода — вода, молекулы которой входят в состав кристаллогидрата.

Кристаллогидрат — кристаллическое вещество, в состав которого входят молекулы воды.

Мономер — исходное вещество в реакции полимеризации.

Насыщенные углеводороды — углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом простой ковалентной связью.

Насыщенный раствор — раствор, в котором в данных условиях вещество больше не растворяется.

Нейтральная среда — среда в водном растворе с $\text{pH} = 7$.

Ненасыщенные углеводороды — углеводороды, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом не только простой ковалентной связью, но и двойной, тройной связью.

Ненасыщенный раствор — раствор, в котором в данных условиях можно растворить определенную порцию вещества.

Необратимая реакция — реакция, протекающая лишь в одном направлении (ее продукты не могут взаимодействовать с образованием реагентов).

Неэлектролиты — соединения, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.

Обратимая реакция — реакция, которая может протекать в противоположных направлениях.

Окисление — процесс, в котором частицы (вещество) отдают электроны.

Окислитель — частица (вещество), которая присоединяет электроны.

Окислительно-восстановительная реакция — реакция, протекающая 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, диссоциирующие с образованием анионов одного типа — гидроксид-ионов OH^- .

Пена — неоднородная смесь жидкости и газа.

Пептидная группа — группа атомов $\begin{array}{c} \text{C}-\text{N}- \\ \parallel \quad | \\ \text{O} \quad \text{H} \end{array}$.

Полимер — соединение, молекулы которого состоят из большого количества групп атомов одинакового строения.

Разбавленный раствор — раствор, в котором содержится намного больше растворителя, чем растворенного вещества.

Раствор — однородная смесь веществ.

Растворимость — свойство вещества образовывать с другим веществом раствор.

Растворитель — компонент раствора, находящийся в таком же агрегатном состоянии, что и раствор. Если таких компонентов раствора несколько, то растворителем считают вещество, масса которого наибольшая.

Реакция замещения — 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 образования полимера в результате соединения многих молекул мономера за счет разрушения кратных связей.

Реакция разложения — реакция, в которой из одного вещества образуется несколько веществ.

Реакция соединения — реакция, в которой из нескольких веществ образуется одно вещество.

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, диссоциирующие на катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка.

Спирты — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп.

Степень окисления — условный целочисленный заряд атома в веществе.

Степень электролитической диссоциации — отношение количества молекул электролита, распавшихся на ионы, к количеству его молекул до диссоциации.

Стойкие органические загрязнители (СОЗ) — токсичные органические соединения искусственного происхождения, не подвергающиеся химическим превращениям в природных условиях или очень медленно реагирующие с веществами окружающей среды.

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, состав которых отвечает общей формуле $C_n(H_2O)_m$.

Щелочная среда — среда в водном растворе с $pH > 7$.

Экзотермическая реакция — реакция, протекающая с выделением теплоты.

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.

Предметный указатель

А

- Аминогруппа 197
- Аминокислота 197
- Ацетаты 168
- Ацетилен 128
 - применение 147
 - свойства 130, 134
 - строение молекулы 129

Б

- Белки 196
 - значение 198
 - свойства 197
 - состав молекул 197

В

- Внутренняя энергия вещества 96
- Вода
 - кристаллизационная 22
 - строение молекулы 12
 - электролитическая диссоциация 50
- Водородная связь 14
- Водородный показатель (рН) 50
- Восстановитель 83
- Восстановление 83

Г

- Гигроскопичность 162
- Гидратированная частица 17
- Гидроксильная группа 154
- Гидролиз солей 64

- Глицерин (глицерол) 161
 - применение 163
 - свойства 161
- Глюкоза 184
- Гомологи метана 122
 - названия 123
 - строение молекул 124
 - физические свойства 124
 - формулы 123
- Гомологический ряд 122
- Горючий сланец 145

Д

- Диполь 14
- Дисперсные системы 9

Ж

- Жиры 178
 - биологическая роль 181
 - классификация 178
 - получение 180
 - применение 181
 - свойства 179

И

- Изомеры 127
- Ионно-молекулярное уравнение 57

К

- Карбоксильная группа 165
- Карбоновые кислоты 165
 - высшие 173
 - жирные 174

распространенность
в природе 165
Катализатор 104
Кислая среда 51
Кислота 42
олеиновая 174
пальмитиновая 173
стеариновая 174
уксусная (этановая) 165
 получение 170
 применение 165, 169
 свойства 167
 строение
 молекулы 166
Крахмал 190
Кристаллогидрат 21

М

Метан 117
 применение 145
 свойства 124, 132
 строение молекулы 118
Метанол 156, 159
Метод
 электронного баланса 89
Мономер 137
Мыла 175

Н

Нейтральная среда 51
Нефть 142
Неэлектролит 36

О

Окисление 83
Окислитель 83
Органическая химия 113
Органические
 вещества 111
Основание 40

П

Парафин 125
Пена 6
Пептидная группа 197
Полимер 137
Полиэтилен 137
Природный газ 143

Р

Раствор 6
 истинный 8
 коллоидный 8
 концентрированный 7
 насыщенный 27
 ненасыщенный 27
 разбавленный 7
Растворимость 26
Растворитель 6
Реакция
 замещения 77
 качественная 67
 необратимая 79
 обмена 78
 обратимая 80
 обратная 80
 окислительно-
 восстановительная 82
 полимеризации 137
 прямая 80
 разложения 76
 соединения 74
 экзотермическая 96
 эндотермическая 96

С

Сахароза 186
 применение 188
 производство 188
Скорость химической
реакции 100

Соль 40
Спирты 155
Степень электролитической
диссоциации 45
Стойкие органические
загрязнители (СОЗ) 204
Суспензия 6

Т

Тепловой эффект
реакции 96
Термохимическое
уравнение 97
Тефлон 141

У

Углевodородный остаток 155
Углевodороды 117
насыщенные 117
ненасыщенные 117
применение 117, 145
распространенность
в природе 142
Углевodы 182
Уголь 144

Ф

Фотосинтез 85, 183
Фруктоза 189

Ц

Целлюлоза 193

Щ

Щелочная среда 51

Э

Электролит 35
сильный 47
слабый 47
Электролитическая
диссоциация 38
Эмульсия 6
Этанол 155
получение 160
применение 157
свойства 156
строение молекулы 156
физиологическое
действие 158
Этилен (этен) 128
применение 147
свойства 130, 134
строение молекулы 129
Этин см. Ацетилен

Литература для учащихся

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей / Л. Ю. Аликберова. — М. : АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.

2. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.

3. Карцова А. А. Химия без формул / А. А. Карцова. — СПб. : Авалон ; Азбука-классика, 2005. — 112 с.

4. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном / М. М. Левицкий. — М. : АСТ ; Астрель, 2008. — 448 с.

5. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии : учеб. пособие / И. А. Леенсон. — М. : АСТ ; Астрель, 2002. — 347 с.

6. Леенсон І. А. Дивовижна хімія / І. А. Леенсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.

7. Мур Дж. Химия для «чайников» : пер. с англ. / Дж. Мур. — М. : И. Д. Вильямс, 2007. — 320 с.

8. Степин Б. Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.

9. Степин Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.

10. Химия (Иллюстрированная энциклопедия школьника). — М. : Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.

11. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / глав. ред. В. А. Володин. — М. : Аванта+, 2000. — 640 с.

12. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Интернет-сайты, содержащие интересный материал по химии

1. <http://chemistry-chemists.com>
2. <http://www.hemi.nsu.ru>
3. <http://www.hij.ru>
4. <http://www.school-collection.edu.ru>

Содержание

Уважаемые девятиклассники! 3

1 раздел

Вода. Растворы

§ 1. Смеси веществ. Растворы	5
<i>Домашний эксперимент.</i> Приготовление коллоидных растворов	11
§ 2. Строение молекулы воды. Понятие о водородной связи	12
§ 3. Образование раствора	16
§ 4. Кристаллогидраты	20
§ 5. Растворимость веществ	26
<i>Для любознательных.</i> Вода — лучший растворитель для солей	32
<i>Внеурочный эксперимент.</i> Выращивание кристаллов медного купороса	32
§ 6. Электролиты и неэлектролиты	33
§ 7. Электролитическая диссоциация	38
§ 8. Степень электролитической диссоциации. Слабые и сильные электролиты	45
§ 9. Вода как электролит. Водородный показатель (рН)	49
§ 10. Ионно-молекулярные уравнения	55
§ 11. Реакции обмена между электролитами в растворе	60
<i>Для любознательных.</i> Гидролиз солей	64
Практическая работа № 1. Реакции ионного обмена между электролитами в водных растворах	65
§ 12. Качественные реакции на некоторые ионы	66
Практическая работа № 2. Решение экспериментальных задач	71

2 раздел

Химические реакции

- § 13. Классификация химических реакций 73
- § 14. Окислительно-восстановительные реакции 81
- § 15. Составление уравнений
окислительно-восстановительных реакций 88
Для любознательных. Окислительно-
восстановительные реакции в батарейках 93
- § 16. Тепловой эффект химической реакции 94
Для любознательных. Калорийность
пищевых продуктов 99
- § 17. Скорость химической реакции 100
Для любознательных. Об условиях
хранения пищевых продуктов 108

3 раздел

Важнейшие органические соединения

- § 18. Органические соединения. Органическая химия 110
- § 19. Углеводороды. Метан 116
- § 20. Гомологи метана 121
Для любознательных. Два бутана, три пентана... .. 127
- § 21. Этилен (этен) и ацетилен (этин) 128
- § 22. Горение углеводородов 132
- § 23. Полиэтилен 136
Для любознательных. Тефлон 141
- § 24. Углеводороды в природе.
Применение углеводородов 141
- § 25. Соотношения объемов газов
в химических реакциях 149
- § 26. Спирты. Этанол 154
Для любознательных. Как получают этанол 160
- § 27. Глицерин (глицерол) 160
- § 28. Карбоновые кислоты. Уксусная (этановая) кислота .. 164
Для любознательных. Как получают
уксусную кислоту 170

Практическая работа № 3. Свойства уксусной (этановой) кислоты	171
§ 29. Высшие карбоновые кислоты и их соли (мыла)	173
§ 30. Жиры	177
§ 31. Углеводы. Глюкоза и сахароза	182
<i>Для любознательных.</i> Фруктоза	189
§ 32. Крахмал. Целлюлоза	190
<i>Домашний эксперимент.</i> Обнаружение крахмала в пищевых продуктах	195
§ 33. Белки	195
<i>Для любознательных.</i> Структура белков	200
Практическая работа № 4. Обнаружение органических соединений в пищевых продуктах	200
<i>Для любознательных.</i> Обнаружение глюкозы в меде	202
§ 34. Природные и синтетические органические соединения. Защита окружающей среды от загрязнения органическими соединениями	202

4 раздел

Обобщение знаний по химии

§ 35. Многообразие веществ и химических реакций	207
§ 36. Взаимосвязи между веществами и их взаимопревращения	215
<i>Для любознательных.</i> Взаимопревращения простых веществ химического элемента	221
§ 37. Место химии среди естественных наук. Значение химии для развития человечества	222
§ 38. Химическая наука в мире и Украине. Выдающиеся химики	227
Послесловие	232
Ответы к задачам и упражнениям	233
Словарь терминов	237
Предметный указатель	241
Литература для учащихся	244
Интернет-сайты, содержащие интересный материал по химии	244

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 9 класу
загальноосвітніх навчальних закладів
з навчанням російською мовою

Переклад з української мови П. П. Попеля

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів.

Продаж заборонено

Редактор Г. Т. Сенькович
Коректор Г. А. Теремко
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Формат 60×90/16. Ум. друк. арк. 15,5.
Тираж 12 903 прим. Зам.

Видавничий центр «Академія»,
м. Київ, вул. Дегтярівська, 38—44.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia.book@gmail.com
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видрукувано у ПрАТ «Харківська книжкова фабрика “Глобус”
корпоративне підприємство ДАК Укрвидавполіграфія»
вул. Різдяна, 11, м. Харків, 61052.
Свідоцтво серія ДК № 3985 від 22.02.2011 р.

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—9 класів загальноосвітніх навчальних закладів. Він містить теоретичний матеріал із розділів «Вода. Розчини», «Хімічні реакції», «Найважливіші органічні сполуки», «Узагальнення знань з хімії», практичні роботи, лабораторні дослідження, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, словник термінів, предметний покажчик, список літератури та інтернет-сайтів.

Растворимость оснований, кислот, амфотерных гидроксидов и солей в воде (при температуре 20—25 °С)

Катионы Анионы	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		р	р	р	—	м	м	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н	н
F ⁻	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	р	м	н	м	р
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	р	—	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	н	#	#	#
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	м	—	#	м	м	—	—	—
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO ₄ ³⁻	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н	н
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	м	н	—	—	—
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р

Условные обозначения:

«р» — растворимое вещество (растворимость свыше 1 г вещества в 100 г воды);

«м» — малорастворимое вещество (растворимость от 0,001 г до 1 г в 100 г воды);

«н» — практически нерастворимое вещество (растворимость меньше 0,001 г в 100 г воды);

«—» — вещество не существует;

«#» — вещество существует, но реагирует с водой (его растворимость определить невозможно).

Ряд активности металлов

Li K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au

← химическая активность металлов возрастает

Ряд кислот по их силе

HClO₄ ≈ HNO₃ ≈ HI ≈ HBr ≈ HCl ≈ H₂SO₄ > H₂SO₃ > H₃PO₄ > HF > HNO₂ > CH₃COOH > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃

сильные кислоты

кислоты средней силы

слабые кислоты

ХИМІЯ

9 класс

а | Видавничий центр «Академія»

