

ИЗДАТЕЛЬСТВО
РАНОК

А. В. Григорович



Интернет-
поддержка

ХИМИЯ

9

КЛАСС



Периодическая система химических элементов (короткий вариант)

Группы Периоды	А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А	VIII				Б
1	H 1,0079 1s¹ Гидроген Водород						(H)	He 4,0026 1s² Гелий	Символ элемента				Порядковый номер
2	Li 6,941 2s¹ Литий	Be 9,012 2s² Бериллий	B 10,81 2s²2p¹ Бор	C 12,011 2s²2p² Карбон Углерод	N 14,0067 2s²2p³ Нитроген Азот	O 15,999 2s²2p⁴ Оксиген Кислород	F 18,998 2s²2p⁵ Флуор Фтор	Ne 20,180 2s²2p⁶ Неон	Относительная атомная масса				Электронная формула
3	Na 22,990 3s¹ Натрий	Mg 24,305 3s² Магний	Al 26,982 3s²3p¹ Алюминий	Si 28,086 3s²3p² Силиций	P 30,974 3s²3p³ Фосфор	S 32,06 3s²3p⁴ Сульфур Сера	Cl 35,453 3s²3p⁵ Хлор	Ar 39,948 3s²3p⁶ Аргон	Название элемента				Название простого вещества
4	K 39,098 4s¹ Калий	Ca 40,078 4s² Кальций	Sc 44,956 3d¹4s² Скандий	Ti 47,867 3d²4s² Титан	V 50,942 3d³4s² Ванадий	Cr 51,996 3d⁵4s¹ Хром	Mn 54,938 3d⁵4s² Манган		Fe 55,845 3d⁶4s² Феррум Железо	Co 58,933 3d⁷4s² Кобальт	Ni 58,693 3d⁸4s² Никол Никель		
	Cu 63,546 3d¹⁰4s¹ Купрум Медь	Zn 65,38 3d¹⁰4s² Цинк	Ga 69,72 4s²4p¹ Галлий	Ge 72,63 4s²4p² Германий	As 74,922 4s²4p³ Арсен	Se 78,96 4s²4p⁴ Селен	Br 79,904 4s²4p⁵ Бром	Kr 83,798 4s²4p⁶ Криптон	Электроотрицательность по Полингу				
5	Rb 85,468 5s¹ Рубидий	Sr 87,62 5s² Стронций	Y 88,906 4d¹5s² Иттрий	Zr 91,22 4d²5s² Цирконий	Nb 92,906 4d⁴5s¹ Ниобий	Mo 95,96 4d⁵5s¹ Молибден	Tc [97,91] 4d⁵5s² Технеций		Ru 101,07 4d⁷5s¹ Рутений	Rh 102,905 4d⁸5s¹ Родий	Pd 106,4 4d¹⁰ Палладий		
	Ag 107,868 4d¹⁰5s¹ Аргентум Серебро	Cd 112,41 4d¹⁰5s² Кадмий	In 114,82 5s²5p¹ Индий	Sn 118,71 5s²5p² Станнум Олово	Sb 121,75 5s²5p³ Стибий	Te 127,60 5s²5p⁴ Теллур	I 126,904 5s²5p⁵ Йод	Xe 131,29 5s²5p⁶ Ксенон					
6	Cs 132,905 6s¹ Цезий	Ba 137,34 6s² Барий	*La 138,905 5d¹6s² Лантан	Hf 178,49 5d²6s² Гафний	Ta 180,948 5d³6s² Тантал	W 183,84 5d⁴6s² Вольфрам	Re 186,207 5d⁵6s² Рений		Os 190,23 5d⁶6s² Осмий	Ir 192,22 5d⁷6s² Иридий	Pt 195,08 5d⁹6s¹ Платина		
	Au 196,967 5d¹⁰6s¹ Аурум Золото	Hg 200,59 5d¹⁰6s² Меркурий Ртуть	Tl 204,38 6s²6p¹ Таллий	Pb 207,2 6s²6p² Плюмбум Свинец	Bi 208,980 6s²6p³ Бисмут	Po [209,98] 6s²6p⁴ Полоний	At [209,99] 6s²6p⁵ Астат	Rn [222,02] 6s²6p⁶ Радон					
7	Fr [223,02] 7s¹ Франций	Ra [226,03] 7s² Радий	**Ac [227,03] 6d¹7s² Актиний	Rf [267,12] 6d²7s² Резерфордий	Db [269,13] 6d³7s² Дубний	Sg [270,13] 6d⁴7s² Сиборгий	Bh [270,13] 6d⁵7s² Борий		Hs [269,13] 6d⁶7s² Гассий	Mt [278,16] 6d⁷7s² Майтнерий	Ds [281,16] 6d⁹7s¹ Дармштадтий		
	Rg [281,17] 6d¹⁰7s¹ Рентгений	Cn [285,17] 6d¹⁰7s² Коперниций	Nh [286,18] 7s²7p¹ Нихоний	Fl [289,19] 7s²7p² Флеровий	Mc [288,19] 7s²7p³ Московский	Lv [293,2] 7s²7p⁴ Ливерморий	Ts [293,21] 7s²7p⁵ Теннессин	Og [294,21] 7s²7p⁶ Оганессон					
Высшие окислы	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄					
Летучие соединения с водородом				RH₄	RH₃	H₂R	HR						



s-элементы



p-элементы



d-элементы



f-элементы

* Лантаноиды

58 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церий	59 140,91 4f ³ 6s ² Празеодим	60 144,24 4f ⁴ 6s ² Неодим	61 [144,91] 4f ⁵ 6s ² Прометий	62 150,36 4f ⁶ 6s ² Самарий	63 151,96 4f ⁷ 6s ² Европий	64 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Гадолиний	65 158,93 4f ⁹ 6s ² Тербий	66 162,50 4f ¹⁰ 6s ² Диспрозий	67 164,93 4f ¹¹ 6s ² Гольмий	68 167,26 4f ¹² 6s ² Эрбий	69 168,93 4f ¹³ 6s ² Тулий	70 173,05 4f ¹⁴ 6s ² Иттербий	71 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Лютеций
--	--	---	---	--	--	--	---	---	---	---	---	--	---

** Актиноиды

90 232,04 6d ² 7s ² Торий	91 231,04 5f ¹ 6d ¹ 7s ² Протактиний	92 238,03 5f ³ 6d ¹ 7s ² Уран	93 [237,05] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² Нептуний	94 [244,06] 5f ⁶ 7s ² Плутоний	95 [243,06] 5f ⁷ 7s ² Америций	96 [247,07] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² Кюрий	97 [247,07] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² Берклий	98 [251,08] 5f ⁹ 7s ² Калифорний	99 [252,08] 5f ¹¹ 7s ² Эйнштейний	100 [257,10] 5f ¹² 7s ² Фермий	101 [258,10] 5f ¹³ 7s ² Менделевий	102 [259,10] 5f ¹⁴ 7s ² Нобелий	103 [262,11] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Лоуренсий
--	--	---	---	---	---	--	--	---	--	---	---	--	--

А. В. Григорович

ХИМИЯ

9

Учебник для 9 класса
общеобразовательных учебных заведений
с обучением на русском языке

Рекомендовано
Министерством образования и науки Украины

Харьков
Издательство «Ранок»
2017

УДК [54:37.016](075.3)
Г83

Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(приказ Министерства образования и науки Украины от 20.03.2017 № 417)

Издано за счет государственных средств. Продажа запрещена

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

Н. С. Цоринова, учитель школы I–III ступеней № 134 имени Ю. А. Гагарина
г. Киева, учитель-методист;

А. В. Метейко, методист по химии учебно-методического отдела координации образовательной деятельности и профессионального развития КУ Сумской областной институт последипломного педагогического образования;

Е. В. Буренкова, доцент кафедры органической химии Одесского национального университета имени И. И. Мечникова, доцент, кандидат химических наук

Рецензент:

А. Ю. Недоруб, учитель химии Полтавской гимназии № 17
Полтавского городского совета Полтавской области, учитель-методист,
учитель высшей квалификационной категории

Переведено по изданию: Хімія: підруч. для 9 класу загальноосвіт. навч. закл. / О. В. Григорович. — Харків : Вид-во «Ранок», 2017. — 256 с. : іл.
Перевод с украинского Т. Л. Павловской

Григорович А. В.

Г83 Химия : учебн. для 9 класса общеобразоват. учебн. заведений с обучением на рус. яз. : [пер. с укр.] / А. В. Григорович. — Харьков : Изд-во «Ранок», 2017. — 256 с. : ил.

ISBN 978-617-09-3509-0

УДК [54:37.016](075.3)



Интернет-поддержка

Электронные материалы
к учебнику размещены на сайте
interactive.ranok.com.ua

ISBN 978-617-09-3509-0 (рус.)
ISBN 978-617-09-3362-1 (укр.)

© А. В. Григорович, 2017
© ООО Издательство «Ранок», 2017

...Наука — это великая красота. Ученый у себя в лаборатории не просто техник: это ребенок лицом к лицу с явлениями природы, действующими на него как волшебная сказка.

*Мария Склодовская-Кюри,
дважды лауреат Нобелевской премии*

Уважаемые девятиклассники и девятиклассницы!

Вы продолжаете изучать одну из самых замечательных наук — химию. В 9 классе вас ждут новые открытия. Вы ознакомитесь с распространенными в природе системами — растворами — и узнаете об основных закономерностях химических процессов. Вы окунетесь в удивительный мир органических веществ, который скрывает много секретов. Вы прикоснетесь к тайнам жизни и поймете, что химия может объяснить многие явления, происходящие вокруг вас: почему образуется кислотный дождь, как заставить вещества взаимодействовать, почему движутся автомобили и многое другое.

Этот учебник — ваш главный помощник в изучении химии. Он содержит весь необходимый для изучения в 9 классе материал. Каждый параграф разделен на части: небольшими порциями легче воспринимать информацию. Параграф заканчивается выводами и практическим блоком, который состоит из контрольных вопросов, заданий для усвоения материала, разработок лабораторных опытов и практических работ. Некоторые вопросы обозначены звездочкой (*). Это задания проблемно-поискового содержания. На них вы не найдете ответы в параграфе. Обдумайте эти вопросы в свободное время, обратитесь к дополнительным источникам или обсудите с учителем на уроке.

В учебнике много дополнительной информации: захватывающие факты по истории химии, сведения о выдающихся ученых, интересные лингвистические задачи, которые помогут вам запомнить новые термины.

После некоторых параграфов дано описание химических опытов не только для выполнения на уроках, но и тех, которые вы сможете провести дома самостоятельно. Проводя опыты, обязательно соблюдайте правила безопасности.

В конце учебника есть приложения, алфавитный указатель и ответы к расчетным задачам.

Искренне надеюсь, что этот учебник расширит ваш кругозор, подтолкнет к поиску новой информации и обогащению своих знаний, а возможно, побудит стать химиком.

Желаю успехов в изучении химии!

Автор

Электронное приложение к учебнику

На страницах учебника вы найдете ссылки на сайт, где размещены дополнительные материалы к параграфам, видеоролики с опытами и тестовые задания для контроля знаний по изученным темам. Тестирование происходит в онлайн-режиме. Сразу же после выполнения заданий вы увидите результат, который позволит вам оценить свой уровень усвоения знаний.

Для работы с электронным приложением выполните следующие действия:

1. Зайдите на сайт interactive.ranok.com.ua.
2. Зарегистрируйтесь.
3. Найдите раздел «Підручники».
4. Выберите название учебника «Химия. 9 класс».
5. В разделе «Электронные материалы к учебнику» выберите нужную тему и нажмите «Начать работу».
6. Выберите для просмотра видеоролик нужного химического опыта, дополнительный материал параграфа или выполните тестовые задания для проверки знаний.

Условные обозначения

-  — важная информация, которую необходимо запомнить;
-  — рубрика «Узнайте больше»;
-  — рубрика «Занимательный факт»;
-  — выводы к параграфу;
-  — контрольные вопросы;
-  — задания для закрепления знаний;
-  — темы учебных проектов;
-  — ссылка на сайт interactive.ranok.com.ua.

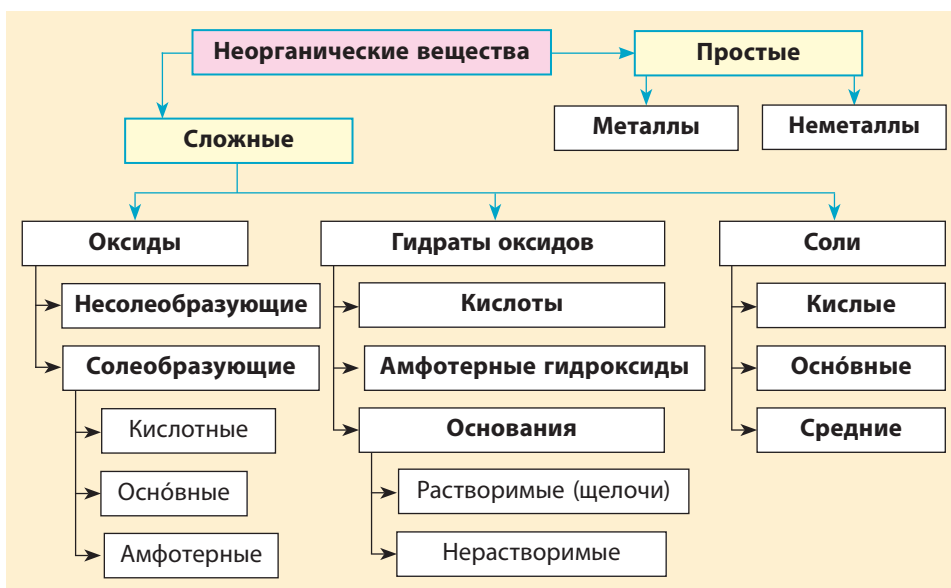
ПОВТОРЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ 8 КЛАССА

§ 1. Состав и свойства основных классов неорганических соединений

Классификация неорганических соединений

По некоторым общим признакам неорганические вещества объединяют в отдельные классы (схема 1). Зная, к какому классу относится вещество, можно предугадать его свойства.

Схема 1. Основные классы неорганических соединений



Оксиды



Оксиды — это бинарные соединения с Кислородом, в которых Кислород проявляет степень окисления -2 .

В зависимости от валентности химического элемента, который образует оксид, состав оксидов может быть различным.

Общая формула оксидов: E_xO_y

Различают следующие оксиды:

Солеобразующие:

- *основные* — оксиды, которым соответствуют основания (образованы металлическими элементами в степени окисления обычно +1 или +2: Na_2O , FeO , CaO);

- *кислотные* — оксиды, которым соответствуют кислоты (образованы неметаллическими элементами: CO_2 , SO_2 , N_2O_5 и металлическими элементами со степенью окисления выше +3: CrO_3 , Mn_2O_7 , PbO_2);

- *амфотерные* — оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды (образованы некоторыми металлическими элементами с промежуточными между металлическими и неметаллическими свойствами: Al_2O_3 , BeO , ZnO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3).

Несолеобразующие: оксиды, которым не соответствуют ни основания, ни кислоты (образованы некоторыми неметаллическими элементами в промежуточных степенях окисления: N_2O , NO , CO , SiO).

В зависимости от того, к какой группе относится оксид, он проявляет различные химические свойства (табл. 1).

Таблица 1. Химические свойства оксидов*

Основные	Амфотерные	Кислотные
Взаимодействие с кислотами и основаниями		
Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ Не взаимодействуют с основаниями	Взаимодействуют с кислотами и основаниями с образованием соли и воды: $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$	Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды: $SO_3 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + H_2O$ Не взаимодействуют с кислотами
Взаимодействие с водой		
Оксиды щелочных и щелочноземельных элементов взаимодействуют с водой с образованием щелочей: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ Другие оксиды с водой не реагируют	Не взаимодействуют с водой	Взаимодействуют с водой с образованием кислоты (за исключением силиций(IV) оксида): $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $SiO_2 + H_2O \neq$

* Химические свойства несолеобразующих оксидов вы будете изучать в 11 классе.

Окончание таблицы

Оснóвные	Амфотерные	Кислотные
Взаимодействие с оксидами		
Взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ Не взаимодействуют с оснóвными оксидами	Взаимодействуют с кислотными и оснóвными оксидами и между собой: $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 = \text{ZnSiO}_3$ $\text{ZnO} + \text{CaO} = \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Zn}(\text{AlO}_2)_2$	Взаимодействуют с оснóвными оксидами с образованием соли: $\text{SO}_3 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4$ Не взаимодействуют с кислотными оксидами

Кислоты



Кислоты — соединения, состоящие из атомов Гидрогена, способных замещаться атомами металлических элементов, и кислотных остатков.

Общая формула кислот:

$$\text{H}_n$$

Кислотный остаток

По различным признакам кислоты классифицируют на группы:

• **по числу атомов Гидрогена в молекулах (основности):**

одноосновные: HCl , HNO_3 ;

двухосновные: H_2S , H_2SO_4 ;

трехосновные: H_3PO_4 ;

• **по содержанию атомов Оксигена в молекулах:**

оксигенсодержащие: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ;

безоксигеновые: HCl , H_2S , HF .

Оксигенсодержащие кислоты являются продуктами присоединения молекул воды к молекулам кислотных оксидов. Безоксигеновые кислоты — это растворы некоторых газов в воде. Хлоридная кислота — это раствор газообразного гидроген хлорида HCl в воде, флуоридная — раствор гидроген флуорида HF и т. п.

Таблица 2. Цвет некоторых индикаторов в растворах с разной средой

Индикатор	Цвет в среде		
	кислотной	нейтральной	щелочной
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

Основные химические свойства кислот приведены в таблице 3.

Таблица 3. Химические свойства кислот

Химические свойства	Уравнения реакций
Изменяют цвет индикаторов (табл. 2)	
Взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду активности левее водорода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
Взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeO} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с солями, если в результате реакции выделяется газ, образуется осадок или вода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{HI} + \text{CaCO}_3 = \text{CaI}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Основания



Основания — соединения, состоящие из атомов металлического элемента и одной или нескольких гидроксильных групп OH.

Общая формула оснований:



По растворимости в воде основания классифицируют на две группы:

- растворимые (щелочи): LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂;
- нерастворимые гидроксиды: Fe(OH)₂, Mg(OH)₂ и др.

Основания обычно проявляют свойства, противоположные кислотам, то есть взаимодействуют с веществами с кислотными свойствами (табл. 4).

Таблица 4. Химические свойства оснований

Щелочи	Нерастворимые гидроксиды
Изменяют цвет индикаторов (табл. 2)	Не изменяют цвет индикаторов
Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Окончание таблицы

Щелочи	Нерастворимые гидроксиды
Взаимодействуют с кислотными оксидами: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Взаимодействуют с кислотными оксидами, которые соответствуют сильным кислотам: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании) $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAl}(\text{OH})_4$ (в растворе)	Взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами при сплавлении: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{FeZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}(\text{AlO}_2)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с растворами солей, если образуется нерастворимое соединение (выпадает осадок): $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	С растворами солей обычно не взаимодействуют
Гидроксиды щелочных элементов устойчивы к нагреванию (не разлагаются); гидроксиды щелочноземельных элементов разлагаются, но при значительно более высоких температурах, чем нерастворимые гидроксиды: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	При нагревании разлагаются с образованием оксида и воды: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

Соли

Соли можно рассматривать как продукты замещения в кислоте атомов Гидрогена атомами металлических элементов или замещения в основаниях гидроксид-ионов кислотным остатком.



Соли — соединения, состоящие из атомов металлических элементов и кислотных остатков.

Общая формула солей:

Металлический элемент_x

Кислотный остаток_y

Соли обычно вступают в реакции обмена с другими веществами (табл. 5, с. 10). Реакции обмена происходят при условии, если в результате взаимодействия образуется осадок, газ или вода.

Таблица 5. Химические свойства солей*

Химические свойства	Уравнения реакций
Взаимодействуют с кислотами, если образуется более слабая или нестойкая кислота либо осадок	$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
Растворимые соли взаимодействуют со щелочами, если образуется осадок	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Растворимые соли вступают в реакции обмена друг с другом, если образуется осадок	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
Разлагаются при нагревании, если образуются летучие оксиды	$\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{SO}_3\uparrow$ $2\text{Cu(NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов солей	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

**Контрольные вопросы**

1. Дайте определение оксидам, кислотам, основаниям и солям. По каким признакам их классифицируют на группы? Приведите примеры.
2. Какие металлы способны вытеснять водород из кислот?
3. Сформулируйте условия, при которых происходят реакции обмена в водных растворах. Приведите примеры реакций.
4. Какие соединения относятся к амфотерным? Приведите примеры.

**Задания для усвоения материала**

5. Составьте формулы оксидов: калий оксид, фосфор(III) оксид, серебро(I) оксид, феррум(II) оксид, хлор(IV) оксид, цинк оксид, аурум(III) оксид.
6. Дополните схемы реакций, подберите коэффициенты, запишите названия продуктов реакций:
 - а) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$; в) $\dots \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; д) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
 - б) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; е) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \dots$.
7. Составьте уравнения реакций между кислотой и гидроксидом, в результате которых образуются вещества: K_2SO_4 , $\text{Mg(NO}_3)_2$, ZnSO_4 , CaCl_2 , $\text{Al(NO}_3)_3$.
8. Составьте уравнения реакций, соответствующие превращениям:
 - а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$;
 - б) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$.
9. Сравните объемы серы(IV) оксида (н. у.), который можно получить из серы массой 480 г и натрия сульфита массой 630 г.
10. Вычислите массу фосфора, которую необходимо ввести в ряд превращений для получения кальций ортофосфата массой 15,5 г.

* В 9 классе изучают свойства только средних солей.

11. Для побелки стволов плодовых деревьев используют известковое молоко: смесь 2 кг гашеной извести Ca(OH)_2 и 10 л воды. Вычислите массу кальций оксида, необходимого для получения соответствующего количества гашеной извести.
12. Для очистки канализационных труб используют жидкое средство, содержащее 40% натрий гидроксида, в количестве 250 г раствора на каждое место очистки. Одна упаковка с таким сухим средством содержит 70 г NaOH . Определите, сколько таких упаковок вам нужно купить, чтоб прочистить трубы: раковину на кухне, раковину в ванной, слив в ванной.

§ 2. Химическая связь и строение вещества

Вспомните:

- электроотрицательность — это способность атомов притягивать общую электронную пару;
- атомы с большей электроотрицательностью сильнее притягивают электронную пару; наибольшая электроотрицательность у атомов Флуора, наименьшая — у атомов Франция;
- с увеличением порядкового номера элементов в периодах электроотрицательность увеличивается, а в группах — уменьшается.

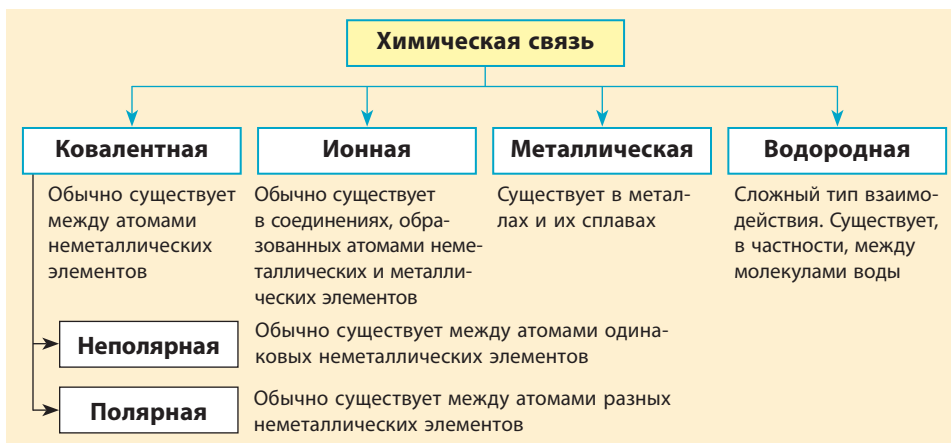
Химическая связь, типы химической связи



Химическая связь — это взаимодействие атомов, определяющее существование двух- и многоатомных частиц (молекул, ионов, кристаллов).

Различают следующие типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и водородная (схема 2).

Схема 2. Типы химической связи



Хотя различные типы связи существенно отличаются друг от друга, у них есть одно важное общее свойство: они образуются благодаря электростатическому притяжению противоположно заряженных частиц. В молекулах положительно заряженные ядра атомов притягиваются к отрицательно заряженным электронам общей электронной пары, благодаря чему между атомами образуется ковалентная связь. Взаимодействие противоположно заряженных ионов обуславливает существование веществ с ионной связью. На электростатическом взаимодействии основывается также существование металлической и водородной связей, о чем вы узнаете позже.

Ковалентная связь

При образовании химической связи атомы стремятся достичь завершеного внешнего электронного уровня (как у атомов инертных элементов). Этого можно достичь несколькими способами. Один из них заключается в объединении неспаренных электронов в общие электронные пары, принадлежащие обоим атомам.



Химическая связь, возникающая в результате образования общих электронных пар, называется ковалентной.

Рассмотрим процесс образования связи в молекуле фтора F_2 . Атом Флуора имеет на внешнем уровне семь электронов — три электронные пары и один неспаренный электрон. До завершения внешнего уровня атому Флуора не хватает одного электрона, поэтому два атома Флуора объединяются в молекулу, образуя между собой одинарную связь следующим образом:



При взаимодействии двух атомов, у каждого из которых есть несколько неспаренных электронов, одновременно образуется несколько общих электронных пар. Примером является молекула кислорода O_2 . У атома Оксигена на внешнем уровне есть шесть электронов: две электронные пары и два неспаренных электрона. Эти неспаренные электроны участвуют в образовании двух общих электронных пар:



Каждый атом Оксигена получает завершенный внешний энергетический уровень из восьми электронов (октет). Такую химическую связь называют *двойной* и обозначают двумя черточками. Число общих электронных пар между атомами характеризует *кратность связи*.

Полярная и неполярная ковалентная связь

Ковалентная связь может образоваться как между одинаковыми, так и между разными атомами. Очевидно, что одинаковые атомы одинаково притягивают электроны, следовательно, в молекулах простых веществ, образованных атомами неметаллических элементов, например, в молекулах фтора и водорода, общая электронная пара одинаково притягивается к обоим атомам и принадлежит им обоим в равной степени. Такую ковалентную связь называют **неполярной**.

Атомы разных элементов притягивают электроны с разной силой. Это приводит к смещению общей электронной пары в сторону атома с большей электроотрицательностью. В результате на нем появляется избыточный отрицательный заряд (δ^-), а на другом атоме, наоборот, появляется некоторый положительный заряд (δ^+). Например, в молекуле гидроген флуорида:



Такую ковалентную связь называют **полярной**. По значениям электроотрицательности элементов (см. форзац 1) можно определить тип ковалентной связи: чем больше разница электроотрицательности ($\Delta \text{ЕН}$), тем более полярной является связь (рис. 2.1).

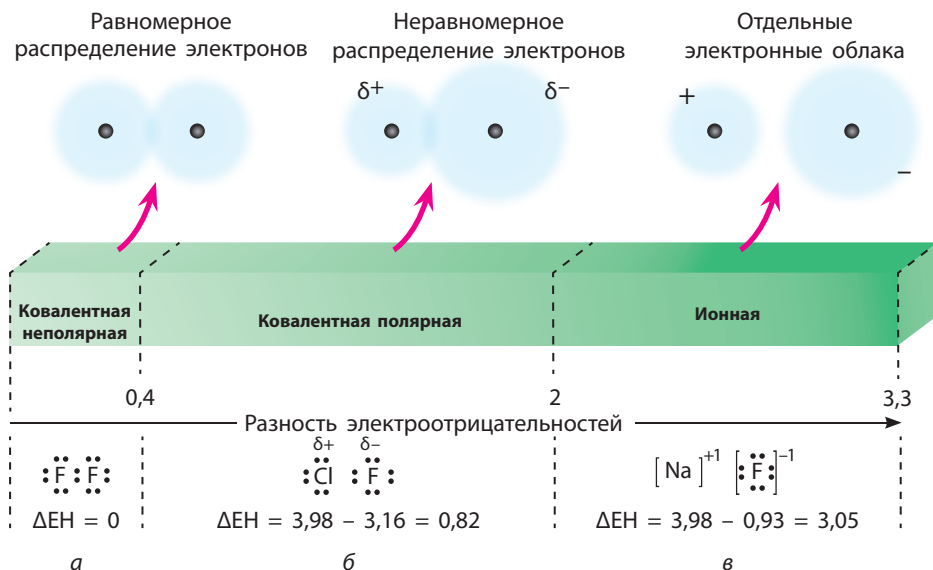
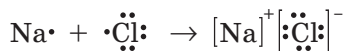


Рис. 2.1. Зависимость типа связи от разности электроотрицательности элементов:

a — ковалентная неполярная; *б* — ковалентная полярная; *в* — ионная

Ионная связь

В веществах с ионной связью частицы не соединены жестко друг с другом общей электронной парой, а притягиваются силой электростатического взаимодействия:



Химическая связь, возникающая в результате притяжения противоположно заряженных ионов, называется ионной.

Ионная связь образуется между атомами элементов со значительной разницей электроотрицательностей. Обычно она существует в веществах, образованных типичными металлическими и неметаллическими элементами. Условно считают, что связь является ионной, если разница электроотрицательностей двух элементов больше 2 (рис. 2.1, с. 13).

Строение твердых веществ и их свойства

Большинство окружающих нас веществ при обычных условиях находятся в твердом агрегатном состоянии. По внутреннему строению и физическим свойствам различают два состояния твердых веществ — аморфное и кристаллическое (рис. 2.2).

У аморфных веществ нет четкой пространственной структуры, они образованы неупорядоченно расположенными частицами (атомами, молекулами, ионами). По строению аморфные вещества напоминают жидкости.

Подавляющее большинство твердых веществ имеют кристаллическое строение, которое характеризуется упорядоченным расположением частиц. В кристаллических веществах частицы, из которых образованы кристаллы, располагаются в пространстве в четком порядке и образуют пространственные *кристаллические решетки*.

В зависимости от типа частиц, образующих кристалл, и от типа химической связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: металлические, ионные, молекулярные и атомные.

Тип кристаллической решетки в значительной степени обуславливает физические свойства веществ (табл. 6).

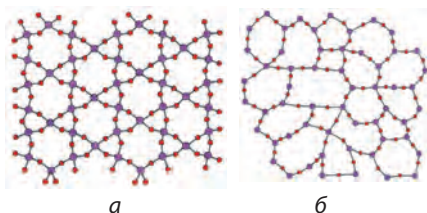


Рис. 2.2. а — кварц SiO_2 имеет кристаллическую структуру; б — кварцевое стекло с тем же химическим составом находится в аморфном состоянии

Таблица 6. Кристаллические решетки и свойства веществ*

Характеристика	Тип кристаллических решеток		
	Ионные	Молекулярные	Атомные
Тип химической связи	Ионная	Ковалентная в молекулах и слабое взаимодействие между молекулами	Ковалентная (полярная и неполярная)
Агрегатное состояние (н. у.)	Твердые вещества	Газы, жидкости или легкоплавкие твердые вещества	Твердые вещества
Физические свойства			
Температуры плавления и кипения	Высокие	Низкие	Очень высокие
Летучесть	Нелетучие	Летучие, могут обладать запахом	Нелетучие
Твердость, пластичность	Твердые, хрупкие, непластичные	Хрупкие, непластичные	Очень твердые, непластичные, иногда хрупкие
Способность проводить электрический ток	В твердом состоянии не проводят, а расплавы и растворы — проводят	В твердом состоянии не проводят, а растворы некоторых (например, водород галогенидов) проводят	Большинство не проводят, некоторые являются проводниками (графит) или полупроводниками (германий)
Растворимость	Многие растворяются в воде	Растворяются в воде или других растворителях	Не растворяются в воде и других растворителях
Вещества	Соли, гидроксиды и оксиды металлических элементов	С ковалентной неполярной связью: O_2 , Cl_2 , Br_2 , S и др.; с ковалентной полярной: HF, HCl, HBr, HI, H_2O , CO_2 , NH_3 и др.	С ковалентной неполярной связью: алмаз, графит и др.; с ковалентной полярной: кварц, алюминий оксид

* Вещества с металлическими решетками вы будете изучать в 11 классе.



Контрольные вопросы

13. Дайте определение известным вам типам химической связи. Приведите примеры веществ с различными типами химической связи.
14. Какую ковалентную связь называют неполярной? полярной? Приведите примеры соединений.
15. Как по значениям электроотрицательности элементов, входящих в состав веществ, можно отличить вещества с ионной связью от веществ с ковалентной полярной связью?
16. Сформулируйте два отличия ионной связи от ковалентной.
17. Чем отличаются кристаллические вещества от аморфных? Приведите примеры кристаллических и аморфных веществ.
18. Перечислите физические свойства, характерные для веществ с кристаллическими решетками: а) ионными; б) молекулярными; в) атомными.
19. Назовите тип химической связи в веществах с кристаллическими решетками: а) атомными; б) ионными; в) молекулярными.



Задания для усвоения материала

20. Сколько электронных пар и неспаренных электронов находится на внешнем энергетическом уровне атомов: а) Хлора; б) Сульфура; в) Фосфора?
21. Назовите по два химических соединения, в которых атомы Оксигена образуют связь: а) ионную; б) ковалентную.
22. Составьте электронные формулы для молекул гидроген хлорида HCl , гидроген сульфида H_2S и аммиака NH_3 . Сколько общих и неподеленных электронных пар имеют атомы в каждом веществе?
23. Изобразите схему образования веществ с ионной связью на примере калий флуорида.
24. Из приведенного перечня отдельно выпишите формулы веществ, для которых в твердом агрегатном состоянии характерны кристаллические решетки: а) атомные; б) ионные; в) молекулярные.
 H_2 , HBr , Na_2O , CaO , CO_2 , CO , O_2 , NO_2 , K_3N , NH_3 , N_2 , NF_3 , F_2 , OF_2 , MgF_2 .
25. Из приведенного перечня отдельно выпишите формулы веществ, для которых в твердом агрегатном состоянии характерны кристаллические решетки: а) атомные; б) ионные; в) молекулярные.
 CaBr_2 , O_2 , CuO , Br_2 , C (алмаз), NaNO_3 , HCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CO_2 , H_2O .
26. Карборунд (карбид кремния SiC) имеет температуру плавления 2830°C и по твердости близок к алмазу. Каков тип его кристаллической решетки?
27. Ванилин — бесцветное кристаллическое вещество с приятным запахом. Какие у него кристаллические решетки?
28. Некоторое бесцветное вещество хорошо растворяется в воде и обладает высокой температурой кипения. Выскажите предположение о типе его кристаллических решеток. Имеет ли это вещество запах?

ТЕМА 1. РАСТВОРЫ

В этом разделе вы узнаете...

- чем отличаются суспензии от эмульсий;
- что растворы — это дисперсные системы;
- что золото можно растворить в воде;
- что наше тело фактически представляет собой коллоидный раствор;
- почему нельзя бросать фен в ванную;
- что обозначают загадочным символом pH.

§ 3. Понятие о дисперсных системах. Коллоидные и истинные растворы

Вспомните:

- смесями называют системы, состоящие из нескольких веществ — компонентов; в их состав входят частицы (атомы, молекулы или ионы) различных веществ;
- если отдельные компоненты смеси нельзя различить невооруженным глазом или при помощи микроскопа, то такие смеси называют однородными, в ином случае смеси являются неоднородными.

Понятие о дисперсных системах

Вам уже известно, что существуют однородные и неоднородные смеси. У смесей нет постоянного состава (в отличие от химических соединений), и их можно разделить на индивидуальные вещества, если не происходит необратимых химических процессов.

Смеси, в которых одно вещество распределено в другом, как, например, дым, туман, молоко, называют *дисперсными системами* (от латин. *dispergo* — рассеивать, измельчать).

Дисперсные системы отличаются тем, какие частицы (твердые, жидкие, газообразные) распределены в какой среде (жидкой, твердой, газообразной).

Наиболее распространены в природе дисперсные системы, в которых частицы твердого вещества распределены в жидкой среде (воде).

В зависимости от размера частиц (измельчения) смешиваемых веществ различают следующие *типы дисперсных систем*:

- взвеси (грубодисперсные системы);
- коллоидные растворы, или золи (высокодисперсные системы);
- истинные растворы.

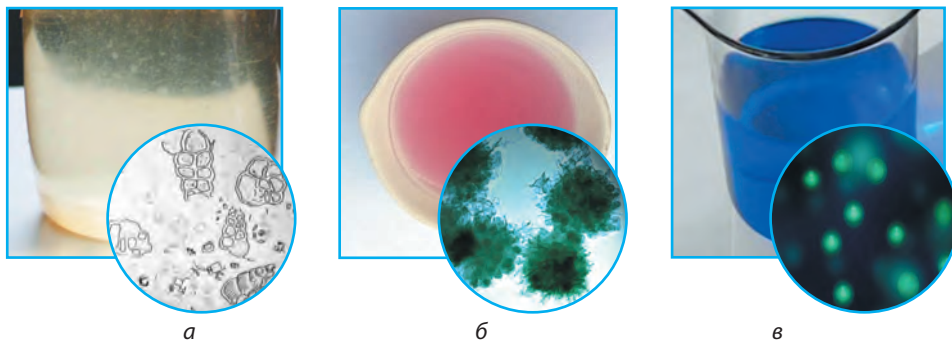


Рис. 3.1. *а* — взвесь мела (во взвеси распределенное вещество находится в виде крупных кристалликов твердых веществ или капель жидкости); *б* — золь золота (в коллоидных растворах частицы вещества довольно большие и состоят из десятков или тысяч молекул, атомов или ионов); *в* — раствор купрум(II) сульфата (в истинных растворах вещество существует в виде отдельных молекул или ионов)

Свойства различных дисперсных систем приведены в таблице 7.

Главное различие между ними — размер частиц распределенного вещества (рис. 3.1).

Во взвесьях отдельные частицы вещества видны невооруженным глазом или в обычный микроскоп, поэтому взвеси всегда мутные. В зависимости от агрегатного состояния распределенного в воде вещества среди взвесей выделяют *суспензии* и *эмульсии*. *Суспензии* — это смеси твердого вещества с водой (рис. 3.2). Например, белильная смесь — это суспензия тонкоизмельченного мела или извести в воде. В *эмульсиях* в воде распределены мелкие капельки других жидкостей, не смешивающихся друг с другом. Молоко — это эмульсия жира в воде, который со временем всплывает на поверхность, образуя сливки (рис. 3.3). В водоэмульсионных красках капли клея ПВА с краской того или иного цвета смешаны с водой.

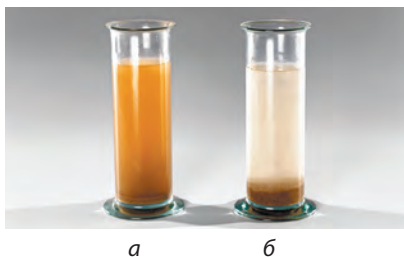


Рис. 3.2. Суспензия — смесь песка и ила в воде:
а — во взболтанном состоянии;
б — после оседания твердых частиц



Рис. 3.3. Молоко — классический пример эмульсии, в микроскоп видны мелкие капли жира

Таблица 7. Сравнение свойств дисперсных систем

Характеристика	Взвеси	Коллоидные растворы	Истинные растворы
Размер частиц (r — радиус)	Вещество находится в виде небольших частиц (кристалликов), $10^{-7} \text{ м} < r < 10^{-5} \text{ м}$	Вещество находится в виде соединенных молекул (ионов), $10^{-9} \text{ м} < r < 10^{-7} \text{ м}$	Вещество находится в виде отдельных молекул или ионов
Оптические свойства	Непрозрачные, мутные	Прозрачные, но рассеивают свет	Прозрачные, свет не рассеивают
Возможность разделения на отдельные компоненты	Частицы вещества не проходят сквозь бумажный фильтр	Не фильтруются бумажным фильтром, но фильтруются пергаментным	Фильтрованием разделить невозможно
Стойкость	Нестойкие, частицы достаточно быстро оседают на дно или всплывают на поверхность	Относительно стойкие, однако постепенно «стареют» с образованием осадка	Могут существовать бесконечно долго, если не испарится растворитель

Взвеси могут образовываться не только при участии воды (рис. 3.4). Различные измельченные вещества могут быть распределены в твердой и газообразной средах, образуя взвеси: дым представляет собой маленькие твердые частицы, а туман — жидкие частицы, распределенные в воздухе. Такие системы называют аэрозолями. Если газообразное вещество распределить в жидкости, то образуются пены, которые также относятся к взвесям, например взбитые сливки или мыльная пена. Газы с твердыми веществами могут образовывать твердые пены, как, в частности, пемза или пенопласт.



Рис. 3.4. Примеры взвесей: *а* — газированная вода — гидрозоль углекислого газа в напитке; *б* — дым — аэрозоль твердых частиц в воздухе; *в* — туман — аэрозоль капель воды в воздухе



Рис. 3.5. Гель — коллоидная система, в которой коллоидные частицы потеряли способность свободно перемещаться в растворе

В **коллоидных растворах** размер частиц вещества значительно меньше, чем во взвесьях. Невооруженным глазом и даже в обычный микроскоп такие частицы заметить невозможно, поэтому коллоидные растворы кажутся прозрачными. Кофе и чай — это коллоидные растворы.

Молекулы некоторых веществ, например крахмала или белков, очень больших размеров — как несколько тысяч обычных молекул. Растворы таких веществ также являются коллоидными. Некоторые из них являются гелеобразователями

и при малых концентрациях могут превратить раствор в густой *гель* (рис. 3.5). Среди пищевых гелеобразователей наиболее известны агар-агар и желатин. Агар-агар получают из морских водорослей, а желатин содержится в костях, хрящах и копытах животных.

Гели и другие коллоидные системы изучает отдельный раздел — коллоидная химия, одним из основателей которой был наш соотечественник Антон Владимирович Думанский.

Истинные растворы

Большинство растворов, с которыми мы имеем дело, являются истинными, поэтому для удобства их называют просто растворами. Их основным признаком является то, что в таких растворах вещества измельчены до отдельных молекул или ионов, поэтому они всегда прозрачны.

Раствор может быть окрашенным, как, например, раствор медного купороса (рис. 3.6), или бесцветным, как растворы поваренной соли и сахара. Но истинный раствор всегда прозрачный и в закрытом сосуде может храниться сколь угодно долго.



Растворы — это однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или более компонентов, один из которых обычно является жидким.

Вещество, содержащееся в растворе в избытке и находящееся в том же агрегатном состоянии, что и раствор, называют **растворителем**, а другие компоненты — **растворенными веществами**.

В смесях с водой растворителем является вода. В качестве растворителей используют и другие жидкости: этиловый спирт, бензин, керосин и т. п. Например, йодная настойка, которую используют для дезинфекции ран, — это раствор йода в этиловом спирте. Но в школь-

ном курсе химии вы будете иметь дело преимущественно с водными растворами.

Необходимо также отметить, что хотя растворы и называют смесями, однако их нужно отличать от обычных механических смесей. Как и смеси, растворы не имеют постоянного состава (в отличие от химических соединений), и их можно разделить на индивидуальные вещества (если между ними не происходит необратимых химических процессов). Однако главный признак, характеризующий растворы, — это однородность. Кроме того, в отличие от механических смесей, в растворах существуют определенные взаимодействия между частицами растворителя и растворенного вещества. Ввиду этого смеси двух газообразных веществ нельзя называть растворами.



Рис. 3.6. В истинных растворах отдельные компоненты невозможно различить: после растворения медного купороса в воде раствор приобретает синюю окраску и остается прозрачным

Как отличить истинный раствор от коллоидного?

Несмотря на внешнюю прозрачность истинных и коллоидных растворов, их все же можно различить при помощи простого опыта: все коллоидные растворы рассеивают свет. Если в затемненной комнате сквозь стакан с коллоидным раствором пропустить луч света, например, от обычной лазерной указки, то этот луч в стакане будет хорошо заметен (рис. 3.7). Это связано с тем, что при прохождении луча через коллоидный раствор на пути света попадают коллоидные частицы и луч рассеивается. Этот эффект называют *эффектом Тиндаля* в честь английского ученого Джона Тиндаля, открывшего его. Точно такой же эффект мы наблюдаем, когда луч света пробивается сквозь занавески в затемненную пыльную комнату. Истинные растворы такого эффекта не проявляют. Световой луч проходит сквозь них без каких-либо препятствий, поскольку частицы вещества настолько малы, что не рассеивают свет. Поэтому луч света, пропущенный сквозь стакан с истинным раствором, увидеть невозможно.



Рис. 3.7. Эффект Тиндаля: при пропускании света через истинный раствор луч не рассеивается, в отличие от прохождения сквозь коллоидный раствор

Значение растворов в природе и жизни человека

Первые химические реакции на нашей планете протекали в «первичном бульоне» — растворе различных молекул в Мировом океане. С точки зрения современной науки, жизнь зародилась именно в растворе.

Кровь, лимфа, цитоплазма и другие жидкости живых организмов — это растворы различных веществ в воде. Часто в составе таких растворов есть белковые молекулы, значит, эти растворы — коллоидные. Можно смело утверждать, что наш организм — это сплошная коллоидная система.

Жидкая пища также преимущественно является коллоидным раствором, поскольку в ее составе содержатся белковые молекулы и молекулы других питательных веществ. В большинстве случаев твердая пища — это эмульсии и суспензии.

Растворенные в воде вещества образуют осадочные породы и полезные ископаемые, в частности мел, мрамор, руды различных металлов. Благодаря растворению минералов в воде в пещерах формируются сталактиты и сталагмиты.

Растворы некоторых солей применяют для подкормки культурных растений. Минеральные удобрения вносят в почву в основном в виде растворов.

Многие лекарства используют в виде растворов в воде или в спирте (настойки). Мази, кремы и некоторые другие лечебные средства — это суспензии или эмульсии лекарственных веществ.

В химической промышленности многие процессы протекают в растворах (в воде или других растворителях). Без использования растворов невозможно изготовление бумаги, тканей, пищевых кислот, моющих средств и др.



Известный украинский и советский ученый, академик НАН Украины, член-корреспондент АН СССР, один из основателей коллоидной химии в СССР. В 1903 году окончил Киевский политехнический институт. Его дипломная работа «Коллоидальное серебро» привлекла внимание Д. И. Менделеева, который присутствовал на защите. Возглавлял институт общей и неорганической химии в Киеве. Усовершенствовал методы исследования коллоидной химии. Создал научное направление применения коллоидной химии в пищевых технологиях: хлебопечении, производстве сахара, вина, пива, дрожжей, кондитерских изделий. Его именем назван институт коллоидной химии и химии воды НАН Украины.



Антон Владимирович Думанский
(1880–1967)

Лингвистическая задача

1. На латыни слово *gelare* означает «мерзнуть, застывать», а *gelato* — «мороженое». Предположите, какое значение имеют термины «желе», «гель» и «желатин».
2. На греческом *aero* означает «воздух», *hydro* — «вода», а на латыни *solvere* — «растворять», *suspensio* — «подвешивание». Что, по вашему мнению, означают названия коллоидных систем «золи», «гидрозоли», «аэрозоли» и «суспензии»?

- Вода появилась на Земле миллиарды лет назад в виде водяного пара вместе с газами, которые выделялись из горячих недр. Около 3,5 миллиардов лет назад первые формы жизни начали развиваться именно в воде — незаменимом для жизни веществе.
- Слово «эмульсия» происходит от латинского слова *emulgere*, что означает «доить», поскольку первой из известных эмульсий было молоко.
- В начале XXI века ученые получили принципиально новый материал — аэрогель. Он похож на обычный гель, но вместо воды между коллоидными частицами находится воздух. Аэрогелям присущи необычайные свойства: они полупрозрачные, очень легкие (образец, как на рисунке, имеет массу около 2 г), их плотность почти равна плотности воздуха. К тому же они очень прочные (выдерживают нагрузки в 2000 раз больше их массы) и обладают очень низкой теплопроводностью (проводят тепло хуже воздуха). NASA уже использует различные аэрогели для строительства космических аппаратов.



Ключевая идея

Истинные растворы в природе встречаются редко, чаще мы сталкиваемся с другими дисперсными системами: взвесьями (суспензиями и эмульсиями), золями, аэрозолями, гидрозолями, пенами и др.



**Контрольные вопросы**

29. Какие смеси называют растворами?
30. Чем по внутренней структуре отличаются взвеси, коллоидные и истинные растворы? Как их можно отличить друг от друга?
31. Как можно доказать или опровергнуть, что кофе и чай — это истинные растворы?
32. Можно ли смесь из двух газов назвать раствором? Почему?
33. Какие общие и отличительные признаки истинных растворов и механических смесей?

**Задания для усвоения материала**

34. Приведите примеры использования в быту взвесей, коллоидных и истинных растворов.
35. Чтобы подготовить плодовые деревья к зимовке, их стволы покрывают такой смесью: к 10 л воды добавляют 2 кг извести, 250 г медного купороса, 1 кг глины и 200 г столярного клея. К какому типу дисперсных систем относится эта смесь?
36. Медицинский спирт является смесью, в 100 г которой содержится 96 г спирта и 4 г воды. Можно ли дать однозначный ответ, что в этом растворе является растворителем, а что — растворенным веществом? Почему?
37. Рассчитайте массу воды в растворе нитратной кислоты с массовой долей 20 %, содержащем 40 г кислоты.
38. Определите массу воды, в которой необходимо растворить 2 г натрия нитрата, чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,1 %.
39. Для ремонтных работ часто используют нитрокраски (смеси различных окрашенных солей или оксидов со специальной жидкостью, по свойствам напоминающей бензин) и вододисперсионные краски (смесь пигментов с водой и клеем ПВА). К какому типу дисперсных систем относятся эти краски? Какой краской безопаснее и удобнее пользоваться дома?
40. Молоко, сливки и сливочное масло — это эмульсии, состоящие из воды и коровьего жира. Но внешне они очень разные. В чем заключаются принципиальные отличия этих продуктов питания?
- 41*. В дополнительных источниках найдите информацию об использовании коллоидных растворов, эмульсий и суспензий в различных отраслях промышленности, медицине, строительстве и т. п.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ № 1**Приготовление коллоидных растворов (желе, кисель и т. п.)**

Вам понадобятся: небольшая кастрюля, стакан, вода, желатин, картофельный или кукурузный крахмал, куриное яйцо, чай, кофе, бытовая лазерная указка.

! Правила безопасности:

- помните, что горячие и холодные предметы по виду одинаковы, пользуйтесь защитными перчатками;
- не направляйте луч лазерной указки в глаза.

1. Приготовление коллоидного раствора из желатина.

В небольшую кастрюлю налейте стакан (0,2 л) воды и нагрейте почти до кипения (80–90°C). В горячую воду всыпьте половину чайной ложки желатина и тщательно перемешайте, пока весь желатин не растворится. Коллоидный раствор готов. Дайте ему остыть и проведите опыт с лазерной указкой. Для этого перелейте раствор в прозрачный стакан и в темной комнате направьте луч указки на раствор так, чтобы вы могли видеть этот луч сбоку. Направьте луч указки на обычную чистую воду. Сравните результаты.

2. Приготовление геля (желе) из желатина.

Способ приготовления желе такой же, как и в опыте 1, только на один стакан горячей воды вам понадобится одна столовая ложка желатина. Дайте остыть полученному коллоидному раствору до комнатной температуры, а затем перелейте в прозрачный стакан и поставьте в холодильник. Повторите опыт с лазерной указкой.

3. Приготовление крахмального клейстера.

В стакан всыпьте половину чайной ложки картофельного или кукурузного крахмала и долейте 10–20 мл воды. Тщательно перемешайте. В небольшую кастрюлю влейте стакан воды (0,2 л) и нагрейте до кипения. Тоненькой струей прилейте в кипяток смесь воды с крахмалом. Тщательно помешивайте в течение 3–5 минут. Перелейте в прозрачный стакан и дайте остыть. Проведите опыт с лазерной указкой.

4. В отчете о выполнении эксперимента перечислите коллоидные растворы, которые вы приготовили, их характерные признаки и возможность отличить их от других дисперсных систем.

§ 4. Строение молекулы воды. Растворение веществ в воде. Кристаллогидраты

Вспомните:

- химические соединения имеют постоянный состав, который записывают химической формулой; количество атомов того или иного элемента в молекуле или формульной единице указывают индексом, количество отдельных атомов, молекул или формульных единиц указывают коэффициентом;
- у растворов и других смесей нет постоянного состава;
- термин «формульная единица» используют вместо термина «молекула» для веществ ионного или атомного строения.

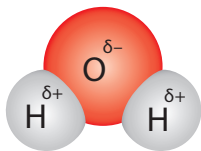


Рис. 4.1. Модель молекулы воды

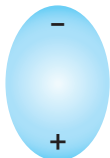


Рис. 4.2. Молекула воды является диполем

Вода — полярный растворитель

Вода — самый распространенный растворитель в природе. В молекуле воды между атомами Оксигена и Гидрогена существует ковалентная полярная связь, благодаря чему на атоме Оксигена появляется частичный отрицательный электрический заряд, а на атомах Гидрогена — положительный (рис. 4.1). Значит, молекула воды со стороны атома Оксигена заряжена отрицательно, а со стороны Гидрогена — положительно. Частицу, в которой на разных ее концах существуют полюса зарядов, называют **диполем**. Молекула воды является диполем, который можно условно изобразить в виде эллипса, как на рисунке 4.2. Благодаря такому распределению электрических зарядов молекула воды обладает полярностью, а воду называют полярным растворителем, причем среди всех известных растворителей вода наиболее полярна.

Растворение веществ в воде

Рассмотрим процесс растворения в воде соли — вещества ионного строения. При попадании кристалла соли в воду молекулы воды ориентируются вокруг заряженных ионов: к положительно заряженным ионам молекулы притягиваются отрицательным полюсом, а к негативным ионам — положительным полюсом (рис. 4.3). Молекулы воды начинают притягивать ионы к себе. Когда сила притяжения ионов к молекулам воды становится больше силы удерживания ионов между собой, ион в окружении молекул воды переходит в раствор. Молекулы воды, окружающие ионы в растворе, называют **гидратной оболочкой**, а сами ионы, окруженные молекулами воды, — **гидратами**. Аналогичным образом растворяются в воде и молекулярные вещества.

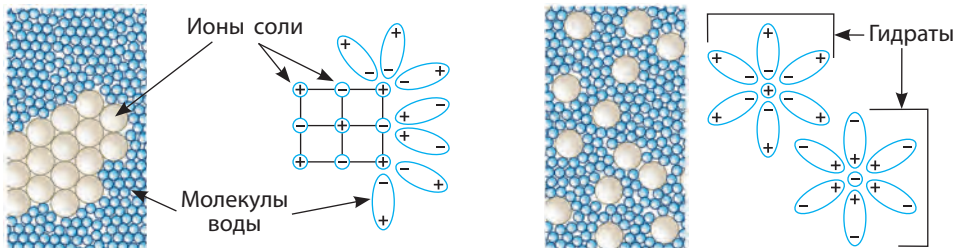


Рис. 4.3. Растворение ионного кристалла в воде

В процессе растворения веществ можно выделить три стадии:

- 1) взаимодействие частиц вещества с молекулами растворителя — гидратация;
- 2) разрушение структуры вещества (кристаллических решеток);
- 3) распределение гидратированных частиц в растворителе — диффузия.



Рис. 4.4. Диффузия калий перманганата в воде

Тепловые явления при растворении

При образовании гидратов теплота выделяется благодаря образованию новых межмолекулярных связей между частицами, а на стадии разрушения кристалла — поглощается: энергия расходуется на разрушение связей между частицами в кристалле.

В зависимости от совокупности тепловых эффектов на двух стадиях процесс растворения протекает с поглощением или выделением теплоты (Q):

- если при гидратации энергии выделяется больше, чем расходуется на разрушение кристаллической решетки, то при растворении вещества теплота выделяется и раствор *нагревается*;
- если на разрушение кристалла расходуется энергии больше, чем выделяется при гидратации, то раствор *охлаждается*.

В большинстве случаев при растворении вещества в воде выделение или поглощение теплоты проходит незаметно, поскольку обычно мы растворяем небольшие порции веществ. Температура такого раствора если и меняется, то только на несколько градусов, что трудно заметить без термометра. Но иногда тепловые эффекты хорошо заметны. Так, при растворении концентрированной сульфатной кислоты в воде выделяется так много теплоты, что вода может закипеть. При растворении некоторых солей, например аммоний нитрата, раствор заметно охлаждается: поверхность стакана покрывается капельками воды и может примерзнуть к столу (рис. 4.5).

Процесс растворения веществ в некоторой степени можно назвать и физическим, и химическим. С одной стороны,



Рис. 4.5. Поглощение теплоты при растворении

при растворении вещества происходит его измельчение, что является признаком физического процесса. С другой стороны, при растворении обязательно происходит поглощение или выделение теплоты, а в некоторых случаях даже образуются новые вещества, что является признаком химического процесса. Однако процесс растворения не относят ни к тому, ни к другому, а называют его **физико-химическим процессом**.

Как быстрее растворить вещество?

Зная, как происходит растворение вещества, мы можем предположить, как ускорить этот процесс. На скорость растворения, во-первых, влияет *степень измельчения веществ*: чем мельче кристаллы, тем больше площадь соприкосновения между веществом и растворителем, и вещество растворяется быстрее.

Растворение вещества ускоряется, если:

- измельчить вещество;
- перемешивать раствор;
- подогреть растворитель.

Во-вторых, на скорость растворения существенно влияет *перемешивание*: процесс диффузии достаточно длительный, а при перемешивании уже гидратированные частицы не скапливаются вокруг кристалла, а отдаляются от него, освобождая место для новых, пока не соединенных молекул растворителя.

В-третьих, на скорость растворения влияет *температура раствора*. Вам известно, что в горячей воде сахар растворяется гораздо быстрее, чем в холодной. Это связано с тем, что в горячем растворителе скорость диффузии значительно больше. Также существенным является то, что при повышении температуры молекулы или ионы в кристаллической решетке колеблются быстрее, и это облегчает разрушение кристаллической решетки вещества.

Кристаллогидраты

В составе некоторых солей иногда содержатся молекулы воды. Например, медный купорос — это кристаллическое вещество, состоящее из купрум(II) сульфата и воды (рис. 4.6). Но в отличие от раствора купрум(II) сульфата, в котором соотношение соли и воды может быть любым, в медном купоросе на каждую формульную единицу купрум(II) сульфата приходится пять молекул воды. Это существенно отличает медный купорос от раствора купрум(II) сульфата. Значит, медный купорос — это индивидуальное химическое соединение с определенной химической формулой, а не механическая смесь двух веществ.

Веществ, в составе которых кроме солей содержится вода, существует достаточно много, все они имеют кристаллическое строение,



купрум(II) сульфат пентагидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос



феррум(II) сульфат гептагидрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — железный купорос



натрий сульфат декагидрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль



кальций сульфат дигидрат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс



натрий карбонат декагидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллическая сода



калий хром(III) дисульфат додекагидрат $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — хромокалиевые квасцы

Рис. 4.6. Кристаллогидраты

поэтому их называют *кристаллогидратами*. Воду, содержащуюся в составе кристаллогидратов, называют *кристаллизационной*.

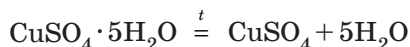


Кристаллогидраты — это нестойкие кристаллические вещества, состоящие из соли и кристаллизационной воды в определенном стехиометрическом соотношении.

Поскольку кристаллогидраты обладают постоянным составом, его можно описать химической формулой. Например, состав медного купороса записывают так: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. По современной номенклатуре, медный купорос называется купрум сульфат(II) пентагидрат, а его формулу обычно произносят так: купрум эс о четыре на пять молекул воды.

Большинство кристаллогидратов ярко окрашены и имеют собственные традиционные названия (рис. 4.6).

Обычно кристаллогидраты являются нестойкими соединениями, которые при нагреве легко теряют кристаллизационную воду, превращаясь в обычные безводные соли. Так, при прокаливании медного купороса синие кристаллы превращаются в белый порошок безводного купрум(II) сульфата (рис. 4.7, а, с. 30):



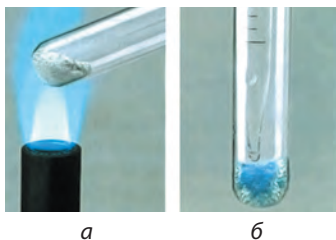


Рис. 4.7. Изменение цвета медного купороса: *а* — в случае потери воды при прокаливании; *б* — при добавлении воды к безводной соли

При хранении безводных солей в негерметичных сосудах они поглощают воду из воздуха и превращаются в кристаллогидраты (рис. 4.7, *б*). Большинство почв, пород и минералов представляют собой кристаллогидраты различных соединений.

Лингвистическая задача

Из 7 класса вам известно понятие «гидрат», которое означает «продукт присоединения воды». Что общего и чем отличаются понятия «гидрат» и «кристаллогидрат»?



Ключевая идея

Вода — полярный растворитель и хорошо растворяет другие полярные вещества. В истинных растворах вещества существуют в виде гидратов — отдельных ионов или молекул, окруженных молекулами воды.



Контрольные вопросы

42. Почему молекула воды полярная? Какие частицы называют диполями?
43. Опишите процесс растворения веществ в воде.
44. Почему при растворении веществ поглощается или выделяется теплота? От чего это зависит?
45. К каким процессам — физическим или химическим — относится процесс растворения? Ответ поясните.
46. Какие факторы и как влияют на скорость растворения веществ? Какие условия необходимо создать для ускорения процесса растворения?
47. Можно ли выделить кристаллизационную воду из кристаллогидратов? Каким образом?



Задания для усвоения материала

48. Как отличить кристаллогидрат от безводной соли?
49. Составьте уравнения реакций, протекающих при прокаливании глауберовой соли и кристаллической соды.
50. Магний сульфат образует кристаллогидрат, который называют английской солью. Ученик растворил английскую соль массой 1,23 г в воде и добавлял раствор барий хлорида до завершения процесса

образования осадка. Масса осадка получилась 1,165 г. Определите состав английской соли.

51. Определите формулу кристаллогидрата натрий карбоната, если известно, что при прокаливании этого вещества массой 14,3 г его масса уменьшилась на 9 г.
52. В народных сказках встречается ситуация, когда герой выжимает воду из камня. Возможно ли такое с химической точки зрения?
53. Как вы считаете, отличается ли механизм растворения молекулярных и ионных веществ? Вещества с каким типом связи лучше растворяются в воде? Ответ обоснуйте.

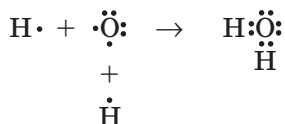
§ 5. Понятие о водородной связи

Вспомните: как образуется ковалентная связь.

Понятие о водородной связи

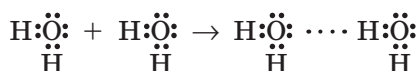
Благодаря полярности и электронному строению молекул воды между ними образуется особый тип химической связи — **водородная связь**. В отличие от уже известных вам типов химической связи, водородная связь является межмолекулярной, то есть образуется между молекулами.

Вспомним электронное строение молекулы воды, которое мы рассматривали еще в 8 классе: при образовании молекулы воды между атомами Оксигена и Водорода возникают две общие электронные пары, определяющие ковалентную связь в молекуле воды. При этом у атома Оксигена еще остаются две неподеленные электронные пары:



Эти электронные пары образуют повышенную электронную плотность вокруг атома Оксигена и позволяют ему взаимодействовать с другими частицами (ионами или молекулами), у которых «дефицит» электронной плотности. В молекуле воды связь между атомом Водорода и Оксигена очень полярная, то есть общие электронные пары значительно смещены в сторону атома Оксигена. Благодаря этому на атомах Водорода появляется «дефицит» электронов и возникает некоторый частичный положительный заряд.

Значит, между атомом Оксигена одной молекулы воды и атомом Водорода другой молекулы возникает дополнительное взаимодействие:



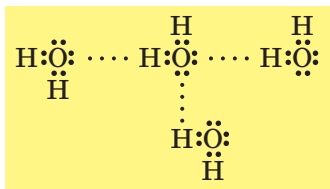


Рис. 5.1. Атомы Гидрогена и Оксигена в молекуле воды образуют водородные связи с соседними молекулами

Такое взаимодействие называют *водородной связью* и обозначают рядом точек (рис. 5.1). Эта связь не так сильна, как ковалентная, но ее достаточно, чтобы удерживать молекулы воды вместе.



Водородная связь — это взаимодействие атома Гидрогена, соединенного с электроотрицательным атомом (Оксигена, Нитрогена или Флуора), одной молекулы со значительно более электроотрицательным атомом другой молекулы.

Влияние водородной связи на физические свойства веществ

В воде атом Оксигена благодаря двум неподеленным электронным парам образует связи с атомами Гидрогена двух соседних молекул воды. В свою очередь атомы Гидрогена этой молекулы образуют связи с атомами Оксигена других молекул воды (рис. 5.2). Таким образом каждая молекула воды может образовать по четыре водородные связи с другими молекулами воды. Это обуславливает специфические свойства воды: в твердом состоянии плотность льда меньше по сравнению с жидкой водой, поэтому при замерзании вода расширяется (рис. 5.3).

Благодаря дополнительному связыванию молекул водородными связями вода обладает аномальными физическими свойствами. Так, молекулярные вещества с небольшими молекулярными массами имеют низкие температуры кипения и плавления. Но благодаря водородным связям у воды аномально высокая температура кипения ($M_r = 18$, $t_{\text{кип.}} = +100^\circ\text{C}$) по сравнению, например, с кислородом ($M_r = 32$, $t_{\text{кип.}} = -183^\circ\text{C}$), водородом ($M_r = 2$, $t_{\text{кип.}} = -253^\circ\text{C}$), сероводородом ($M_r = 34$, $t_{\text{кип.}} = -60,8^\circ\text{C}$), водородом йодидом ($M_r = 128$, $t_{\text{кип.}} = -35,4^\circ\text{C}$).

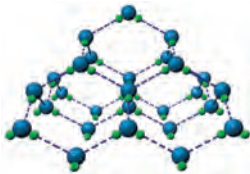


Рис. 5.2. Кристаллические решетки твердой воды: каждая молекула образует по четыре водородные связи с соседними молекулами

Среди этих веществ у воды молекулы самые легкие, а температура кипения — самая высокая, поскольку на разрушение дополнительного взаимодействия нужно больше энергии (дополнительный нагрев). Наличие водородных свя-

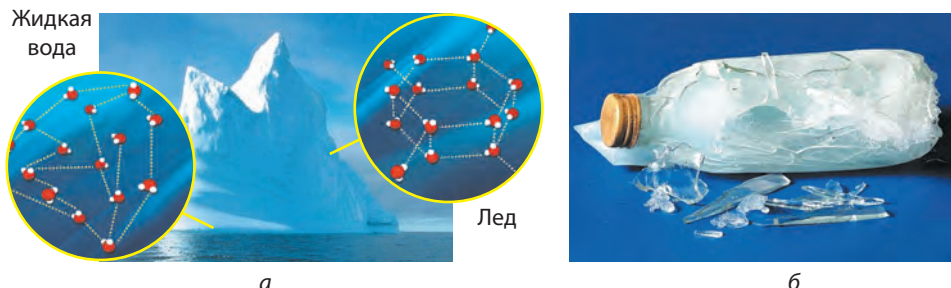


Рис. 5.3. В жидкой воде молекулы расположены неупорядоченно и близко друг к другу; во льду молекулы расположены упорядоченно и на большем расстоянии, поэтому лед легче воды (а). При замерзании вода расширяется, в результате чего закрытая стеклянная бутылка, полная воды, в морозилке лопается (б)

зей обуславливает большое поверхностное натяжение воды, благодаря чему многие насекомые способны перемещаться по воде.

Возможностью образования водородных связей с молекулами других веществ, которые также способны образовывать такие связи, объясняется хорошая растворимость многих веществ в воде: спирта, сахара, ацетона, уксусной кислоты и др.

Наличие дополнительного связывания молекул водородными связями также приводит к аномально высокой теплоемкости воды: чтобы ускорить тепловое движение, молекулам необходимо значительно больше теплоты. Такая особенность воды имеет большое значение для формирования климата Земли. Вблизи морей и океанов климат мягче, чем в центре континентов.

Водородную связь могут образовывать не только молекулы воды, но и молекулы других веществ: неорганических (гидроген флуорида HF , аммиака NH_3 и др.) и органических (этилового спирта, ацетона, уксусной кислоты и др.), что объясняет их хорошую растворимость в воде.

Благодаря водородным связям молекулы белков и нуклеиновых кислот имеют спиральное строение, о чем вы подробнее узнаете на уроках биологии и при изучении органической химии.



Ключевая идея

Водородная связь — особый тип межмолекулярного взаимодействия. Наличие водородных связей обуславливает аномальные физические свойства воды, а также растворимость многих веществ.



Контрольные вопросы

54. Какую связь называют водородной? Благодаря чему она образуется?
55. Как влияет наличие водородной связи на физические свойства воды?

56. Сравните приведенные в тексте параграфа молекулярные массы соединений и их температуры кипения. Какой факт свидетельствует о наличии водородной связи между молекулами воды?
57. Почему возможность образования водородной связи влияет на растворимость веществ, теплоемкость и поверхностное натяжение воды?



Задания для усвоения материала

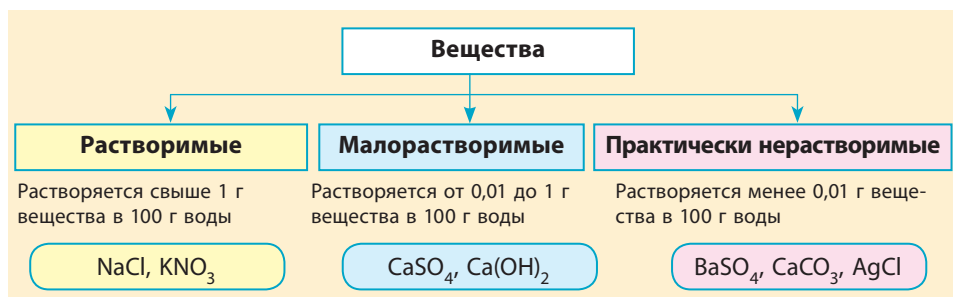
- 58*. Используя пластилин или другой материал, изготовьте модели молекул воды и соедините их водородными связями, как показано на рисунке 5.2. По возможности создайте компьютерную модель.
- 59*. В дополнительных источниках найдите информацию о влиянии водородной связи на физические свойства веществ и ее роль в биологических системах.

§ 6. Растворимость веществ

Растворимость веществ

Способность вещества растворяться в воде называют *растворимостью*. По растворимости вещества условно делят на хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые (схема 3).

Схема 3. Классификация веществ по растворимости в воде



Если в растворе в результате химической реакции образуется вещество малорастворимое или практически нерастворимое в воде, то оно выпадает в виде осадка — раствор теряет прозрачность, становится мутным.

Растворимость некоторых неорганических веществ в воде приведена в таблице растворимости кислот, солей и гидроксидов (см. форзац 2).

Пределы растворимости веществ

подавляющее большинство веществ ограничено растворимы в разных растворителях. Количественно их растворимость выражают

числом, которое показывает наибольшую массу вещества, способную раствориться в 100 г растворителя при определенных условиях. Эту величину называют **коэффициентом растворимости**, или просто растворимостью. Например, в 100 г воды при 20°C можно растворить не более 32 г KNO_3 , 36 г NaCl , 0,25 г CaSO_4 и только 0,007 г CaCO_3 . Эти данные можно найти в справочниках.

Обратите внимание: кальций карбонат, который считается практически нерастворимым, на самом деле в незначительном количестве переходит в раствор. Абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Некоторые жидкости, например этиловый спирт, глицерин, ацетон, сульфатная, нитратная и уксусная кислоты, неограниченно растворимы в воде — их можно смешивать с водой в любых соотношениях (рис. 6.1). Бензин, керосин, масло, хлороформ и многие другие жидкости растворимы в воде незначительно, поэтому их считают практически нерастворимыми. Если такую жидкость, например растительное масло, вылить в воду и взболтать (рис. 6.2, а), то через некоторое время образуются два отдельных слоя — верхний (масло) и нижний (вода) (рис. 6.2, б). О таких жидкостях говорят, что они не смешиваются.

Газы также сильно отличаются по растворимости. Наиболее растворимы в воде водород хлорид HCl и аммиак NH_3 . При температуре 0°C и атмосферном давлении в 1 л воды можно растворить 500 л водород хлорида и 1200 л аммиака! Растворимость других газов в воде значительно ниже. Так, при тех же условиях в 1 л воды растворяется лишь 1,7 л углекислого газа, 50 мл кислорода, 23 мл азота и 21,5 мл водорода. Наименее растворимым газом является гелий — 9,7 мл в 1 л воды.



Рис. 6.1. Спирт с водой образует раствор — однородную смесь



а



б

Рис. 6.2. Эмульсия в воде нестойкая: после встряхивания (а) через определенное время жидкости расслаиваются (б)

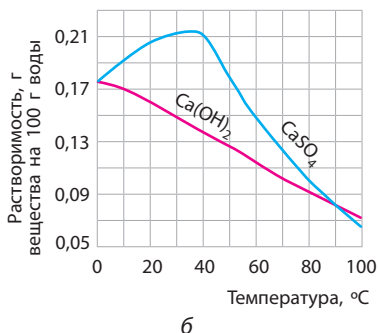
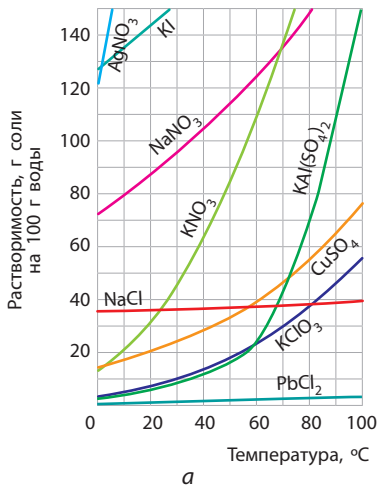


Рис. 6.3. Зависимость растворимости некоторых твердых веществ от температуры: а — у большинства твердых веществ растворимость увеличивается; б — у некоторых — зависимость сложная

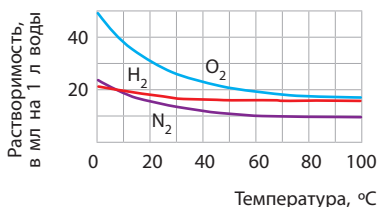


Рис. 6.4. Зависимость растворимости некоторых газов от температуры

Зависимость растворимости веществ от температуры

Растворимость веществ зависит от температуры. У большинства *твердых веществ* с повышением температуры она заметно увеличивается. Поваренная соль почти одинаково растворяется в холодной и горячей воде, а известь и гипс лучше растворимы в холодной воде.

При повышении температуры растворимость:

- твердых и жидких веществ увеличивается;
- газообразных веществ уменьшается.

Экспериментально установлено, что при температуре 0°C в 100 г воды может раствориться не более 13 г калийной селитры KNO₃, при 40°C — 64 г, а при 100 °C — 244 г. Зависимость растворимости от температуры отображают на *кривых растворимости* (рис. 6.3).

Растворимость *газообразных веществ*, наоборот, с повышением температуры уменьшается (рис. 6.4). Если холодную водопроводную воду нагревать, не доводя до кипения, то на дне и стенках сосуда образуются пузырьки воздуха, который был растворен в воде и начал из нее выделяться.

Зависимость растворимости веществ от давления

В отличие от жидкостей и твердых веществ, растворимость газов зависит от давления: газы значительно лучше растворяются при повышении давления. Скорее всего, вам приходилось открывать бутылку с газированной водой. В процессе приготовления газированных

напитков воду насыщают углекислым газом при повышенном давлении, а бутылку герметично закрывают. При открытии бутылки давление в ней понижается до атмосферного, растворимость углекислого газа резко уменьшается и избыточный углекислый газ начинает бурно выделяться.

При повышении давления растворимость:

- твердых и жидких веществ практически не меняется;
- газообразных веществ увеличивается.

Еще алхимики сформулировали один из главных принципов, определяющих растворимость веществ: *подобное растворяется в подобном*. Основываясь на этом принципе, можно объяснить, почему некоторые вещества растворяются в одном растворителе и не растворяются в другом. Веществ, которые растворялись бы абсолютно во всех растворителях, не существует. Так, полярные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях (вода, этиловый спирт и др.), хуже растворяются в малополярных (ацетон и др.) и почти не растворяются в неполярных (бензол, петролейный эфир и др.). Например, сахар хорошо растворяется в воде и вообще не растворяется в бензоле. Наоборот, неполярные вещества хорошо растворяются в неполярных растворителях и плохо — в полярных. Например, сера нерастворима (и даже не смачивается) в воде, но хорошо растворяется в бензоле.



Во время азиатского похода весной 326 г. до н. э. войско Александра Македонского дошло до берегов реки Инд. Но, попав на территорию Индии, солдаты начали болеть кишечными инфекциями. Однако было замечено, что военачальники болели реже, чем солдаты, хотя в походах все жили в одинаковых условиях. Только через 2000 лет смогли объяснить этот факт: рядовые воины пили из оловянных чаш, а у начальников были серебряные. А серебро, хотя и в мизерном количестве, растворяется в воде, придавая ей бактерицидные свойства (в такой воде погибают бактерии). С XIX века до открытия антибиотиков такую воду использовали для промывания ран.



Ключевая идея

Некоторые вещества неограниченно растворяются в воде, но у большинства веществ растворимость ограничена. По этой характеристике выделяют растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые вещества.



Контрольные вопросы

60. Приведите примеры растворимых и нерастворимых в воде кислот.
61. Назовите нерастворимые, малорастворимые и растворимые соли.
62. Какие вы знаете жидкости и газы, хорошо растворимые в воде?
63. Приведите примеры веществ, растворимость которых при нагревании: а) увеличивается; б) уменьшается; в) почти не меняется.



Задания для усвоения материала

64. Почему аквариумы нельзя наполнять кипяченой водой?
65. В воду случайно попал бензин. Как его можно отделить от воды? Будет ли вода иметь запах бензина, если разделение проводить путем: а) отстаивания; б) дистилляции?
66. Какие из газов — кислород, водород хлорид, азот, аммиак, гелий — можно собирать: а) над водой; б) только вытеснением воздуха? Почему?
67. По кривой растворимости (рис. 6.3) определите, какую массу соли можно растворить в 1 кг воды: а) серебро(I) нитрата при 0°C; б) натрия нитрата при 20°C; в) медь(II) сульфата при 30°C; г) свинец(II) хлорида при 100°C; д) калий нитрата при 10°C и 50°C.
68. По рисунку 6.3 определите: а) соль с наименьшей растворимостью; б) соль, растворимость которой наибольшая при 0°C и 20°C; в) соль, растворимость которой наиболее зависит от температуры; г) соль, растворимость которой наименее зависит от температуры.
69. По рисунку 6.3 сравните растворимость медь(II) сульфата и натрия хлорида при температурах 20°C и 80°C.
70. В воде при 80°C растворили максимальное количество натрия нитрата. Раствор охладили до комнатной температуры. Что можно наблюдать?
71. При изготовлении сильногазированной воды в одной бутылке объемом 1 л растворяют около 1600 мл углекислого газа. В такой открытой бутылке в растворенном состоянии остается около 880 мл углекислого газа. Какой объем углекислого газа выделится при открывании бутылки сильногазированной воды объемом 1 л? Больше или меньше газа выделится, если бутылку предварительно охладить? нагреть?
72. В лаборатории перед занятием по химическим свойствам углекислого газа приготовили известковую воду. Для этого в воде массой 150 г растворили максимально возможное количество кальций гидроксида. Вычислите, какую максимальную массу осадка можно получить при пропускании углекислого газа через приготовленный раствор. Для расчетов воспользуйтесь информацией из рисунка 6.3, учитывая, что температура в лаборатории была 20°C.
73. При комнатной температуре в воде объемом 1 л максимально растворится $6,3 \cdot 10^{-3}$ моль барий флуорида. Вычислите массу такого количества вещества барий флуорида.
74. По материалам параграфа определите, какими веществами (растворимыми, малорастворимыми или практически нерастворимыми) являются: а) аммиак; б) углекислый газ; в) кислород. Ответ поясните.
75. По рисунку 6.3 определите, на сколько больше (по массе) калий нитрата можно максимально растворить в 100 г воды при температуре 60°C, чем при 30°C.
76. Предложите план эксперимента для определения растворимости вещества в воде. Какие измерения вы должны провести для достижения цели? Какие факторы будут влиять на точность эксперимента?

§ 7. Характеристики растворов

Концентрированные и разбавленные растворы

В химии растворы условно разделяют на *концентрированные* и *разбавленные*. Раствор, в котором содержится много растворенного вещества и, соответственно, мало растворителя, называют **концентрированным** (рис. 7.1). Например, рассол — это концентрированный раствор поваренной соли, а сахарный сироп — концентрированный раствор сахара. В **разбавленном** растворе содержится мало растворенного вещества. Подсоленный суп и несладкий чай с сахаром — разбавленные растворы.

Хорошо известный вам уксус является водным раствором уксусной кислоты. Его выпускают различной концентрации (от 4 до 12 %), обязательно указывая ее на этикетке (рис. 7.2).

Четкой границы между концентрированными и разбавленными растворами не существует, как не существует границы между понятиями «мало» и «много». Иногда считают, что в концентрированном растворе массы растворенного вещества и растворителя должны отличаться не более чем в 10 раз, т. е. концентрированный — это раствор с массовой долей растворенного вещества более 10 %.

Насыщенные и ненасыщенные растворы

Раствор, в котором вещество еще может растворяться при определенной температуре, называют **ненасыщенным** (рис. 7.3, а, с. 40). Ненасыщенным, например, будет раствор, полученный добавлением 5 г поваренной соли (примерно одна чайная ложка) к 100 г воды.

Раствор, в котором при определенной температуре вещество больше не растворяется, называют **насыщенным** (рис. 7.3, б, с. 40).

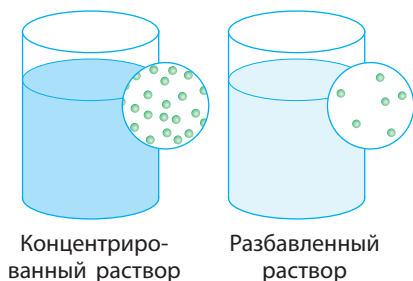


Рис. 7.1. Концентрированный и разбавленный растворы отличаются количеством частиц растворенного вещества в растворителе



Рис. 7.2. Растворы уксусной кислоты различной концентрации: а, б — разбавленные растворы (столовый или яблочный уксус); в — концентрированный раствор (уксусная эссенция)

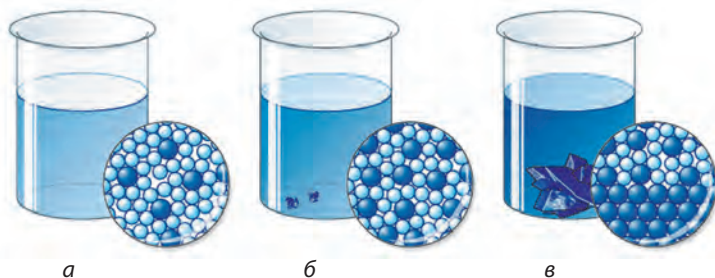


Рис. 7.3. Растворы разной концентрации: *а* — ненасыщенный раствор (добавленные кристаллики вещества со временем растворяются); *б* — насыщенный раствор (при добавлении вещества оно уже не растворяется); *в* — пересыщенный раствор (растворенное вещество выделяется из раствора, добавленные кристаллики увеличиваются в размерах)

В насыщенном растворе содержание растворенного вещества является максимальным при данных условиях. Например, растворимость поваренной соли при комнатной температуре составляет 36 г на 100 г воды, следовательно, для приготовления насыщенного раствора нужно растворить 36 г соли в 100 г воды. Больше количество соли при этих условиях растворить уже невозможно. Масса этого раствора будет равна 136 г.

При медленном охлаждении насыщенных растворов многих солей или при постепенном испарении воды избыточная соль выделяется из раствора в виде кристаллов или образуется *пересыщенный* раствор (рис. 7.3, *в*).



При определенных условиях можно получить пересыщенный раствор, т. е. раствор, в котором растворено вещества больше, чем может быть растворено при данной температуре. Такие растворы очень нестабильны и при незначительном воздействии «пытаются» избыток вещества выделить в осадок. Например, пересыщенный раствор натрия ацетата даже от прикосновения к нему выделяет избыток соли и превращается в смесь воды с солью.



Кристаллизация пересыщенного раствора

Массовая доля растворенного вещества

Одной из характеристик растворов является *массовая доля растворенного вещества*, которую вы изучали еще в 7 классе.



Массовая доля растворенного вещества в растворе показывает, какая часть массы раствора приходится на растворенное вещество.

Вспомним, что массовую долю рассчитывают по формуле:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \quad \text{или} \quad w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \%$$

При этом масса раствора равна сумме масс всех компонентов раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{воды})$$

Зная массу раствора и массовую долю растворенного вещества, можно вычислить массу растворенного вещества:

$$m(\text{вещества}) = w(\text{вещества}) \cdot m(\text{раствора})$$

Чтобы повторить, как рассчитывать массовую долю растворенного вещества, рассмотрим типовые задачи.

Задача 1. Вычислите массу раствора кислоты с массовой долей 30 %, который содержит 90 г кислоты.

Дано:

$$m(\text{кислоты}) = 90 \text{ г}, \\ w(\text{кислоты}) = 30 \%, \\ \text{или } 0,3$$

$$m(\text{раствора}) = ?$$

Решение:

По формуле для массовой доли определяем массу раствора:

$$m(\text{раствора}) = \frac{m(\text{вещества})}{w(\text{вещества})}$$

Подставляем данные условия задачи:

$$m(\text{раствора}) = 90 \text{ г} / 0,3 = 300 \text{ г}.$$

Ответ: 300 г раствора кислоты.

Зная состав насыщенных растворов, можно рассчитать массовую долю веществ в них или определить массы веществ для их приготовления.

Задача 2. При определенной температуре в воде массой 100 г растворяется феррум(II) сульфат массой максимум 26,3 г. Вычислите массовую долю феррум(II) сульфата в таком насыщенном растворе.

Дано:

$$m(\text{воды}) = 100 \text{ г}, \\ m(\text{FeSO}_4) = 26,3 \text{ г}$$

$$w(\text{соли}) = ?$$

Решение:

Если в 100 г воды максимально растворяется указанная масса соли, то масса насыщенного раствора составляет:

$$m(\text{раствора}) = 100 \text{ г} + 26,3 \text{ г} = 126,3 \text{ г}.$$

Рассчитываем массовую долю соли в таком растворе:

$$w(\text{соли}) = 26,3 \text{ г} / 126,3 \text{ г} = 0,208, \text{ или } 20,8 \%.$$

Ответ: 20,8 %.

Задача 3. По кривой растворимости (рис. 6.3) определите максимальную растворимость калий нитрата при 20 °С и рассчитайте массовую долю соли в таком насыщенном растворе.

Дано:

$$m(\text{воды}) = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{KNO}_3) — ?$$

$$w(\text{соли}) — ?$$

Решение:

По графику определяем, что при температуре 20 °С в 100 г воды растворяется около 32 г соли. Рассчитаем массовую долю соли в таком насыщенном растворе:

$$w(\text{соли}) = 32 \text{ г} / (100 + 32) \text{ г} = 0,242, \text{ или } 24,2 \%$$

Ответ: 32 г, 24,2 %.

Задача 4. Вычислите массы купрум(II) сульфата и воды, которые содержатся в медном купоросе массой 25 г.

Дано:

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

$$m(\text{CuSO}_4) — ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) — ?$$

Решение:

Формула медного купороса позволяет определить стехиометрические соотношения купрум(II) сульфата и воды в нем: в купоросе количеством вещества 1 моль содержится купрум(II) сульфат количеством вещества 1 моль и 5 моль воды.

$$\text{Итак, } n(\text{купороса}) = n(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{5}$$

Вычислим количество вещества купороса:

$$n(\text{купороса}) = \frac{m(\text{купороса})}{M(\text{купороса})} = \frac{25 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}$$

Такое количество вещества медного купороса содержит 0,1 моль купрум(II) сульфата и 0,5 моль воды. Масса купрум(II) сульфата равна:

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

Массу воды можно вычислить как разность масс, а можно с использованием количества вещества воды:

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

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

• Лингвистическая задача

- На латыни *centrum* означает «центр», а с префиксом *con-* это слово означает «скопление, сосредоточение» (сил или средств). Объясните значение терминов «концентрические (например, окружности)», «концентрированные (например, растворы)» и «концентрация (растворов)».



- Рекордсменом по растворимости в воде является стибий(III) хлорид. Алхимики называли это вещество сурьмяным маслом. При обычных условиях в 1 л воды можно растворить почти 10 кг этого вещества. Еще одним впечатляющим примером растворимости твердых веществ является цезий флуорид: при 0°C в 1 л воды растворяется более 5 кг этого вещества.
- В северных морях, где температура воды ниже, чем в теплых, живет гораздо больше рыбы, т. к. растворимость кислорода в холодной воде больше.



Ключевая идея

Раствор, в котором вещество уже не может растворяться при определенной температуре, называют насыщенным, а если вещество еще может растворяться, то раствор является ненасыщенным. Растворы с большим количеством растворенного вещества называют концентрированными, а с малым — разбавленными.



Задания для усвоения материала

77. Дайте определение понятиям: «растворимость», «насыщенный раствор», «ненасыщенный раствор», «разбавленный раствор», «концентрированный раствор».
78. Можно ли приготовить раствор, являющийся одновременно и насыщенным, и разбавленным? и концентрированным, и ненасыщенным? Приведите примеры.
79. По данным, приведенным в предыдущем параграфе, определите, можно ли приготовить насыщенный при 20°C раствор, используя 10 г воды и по 1 г солей: а) поваренной соли; б) калийной селитры; в) мела.
80. В 100 г воды при 20°C растворили поваренную соль массой 32 г. Будет ли такой раствор: а) насыщенным; б) концентрированным?
81. Какой объем воды необходим для приготовления насыщенного раствора калий хлорида, содержащего 54 г соли, если растворимость калий хлорида при данной температуре составляет 33 г на 100 г воды? Вычислите массу этого раствора.
82. При температуре 60°C в 100 г воды максимально растворяется 110 г калий нитрата. Определите массовую долю соли в насыщенном при этой температуре растворе.
83. Какой объем воды необходим для приготовления насыщенного раствора магний сульфата, содержащего 10 г соли, если растворимость соли при данной температуре равна 33,7 г на 100 г воды?
84. В 1 л воды при 0°C и атмосферном давлении растворяется около 500 л водород хлорида (н. у.). Вычислите массовую долю водород хлорида в насыщенном растворе. Как нужно изменить условия, чтобы получить более концентрированный раствор?

85. Определите максимально возможную массу калий хлорида, которую можно растворить в воде массой 100 г при 25 °С, если для приготовления насыщенного раствора при этой температуре на 25 г воды нужна соль массой 8,75 г.
86. Рассчитайте массу осадка, образующегося при сливании раствора, который содержит феррум(III) хлорид в достаточном количестве, и 200 г раствора с массовой долей натрия гидроксида 0,24.
87. К раствору калий карбоната массой 200 г с массовой долей соли 6,9% добавляли хлоридную кислоту до прекращения выделения газа. Вычислите объем выделившегося газа (н. у.).
88. Хлоридную кислоту массой 150 г с массовой долей кислоты 3,65% нейтрализовали барий гидроксидом. Вычислите массу образованной соли.
- 89*. При применении цинка как микроудобрения его добавляют в количестве около 4 кг цинк сульфат гептагидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ на гектар. Вычислите массу безводной соли в этом образце кристаллогидрата.
- 90*. Вычислите массовую долю соли в растворе, полученном добавлении воды массой 500 г: а) к медному купоросу массой 62,5 г; б) глауберовой соли массой 80,5 г; в) железному купоросу массой 278 г; г) марганец(II) сульфат гептагидрату $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 138,5 г.
- 91*. Для обработки растений используют раствор феррум(II) сульфата с массовой долей 2%. Вычислите массы феррум(II) сульфата гептагидрата и воды, необходимые для приготовления такого раствора массой 1 кг.

§ 8. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

Вспомните: электрический ток — это направленное движение заряженных частиц.

Понятие об электролитах

В конце XIX века было экспериментально доказано, что растворы большинства неорганических соединений, например поваренной соли, соды, калийной селитры, хорошо проводят электрический ток. Такие вещества называли *электролитами*. А чистая, точнее дистиллированная, вода и растворы многих органических веществ, в частности сахара, этилового спирта, не проводят ток — они являются *неэлектролитами* (рис. 8.1). Много солей, даже нерастворимых в воде, например барий сульфат, проводят электрический ток в расплавленном состоянии.



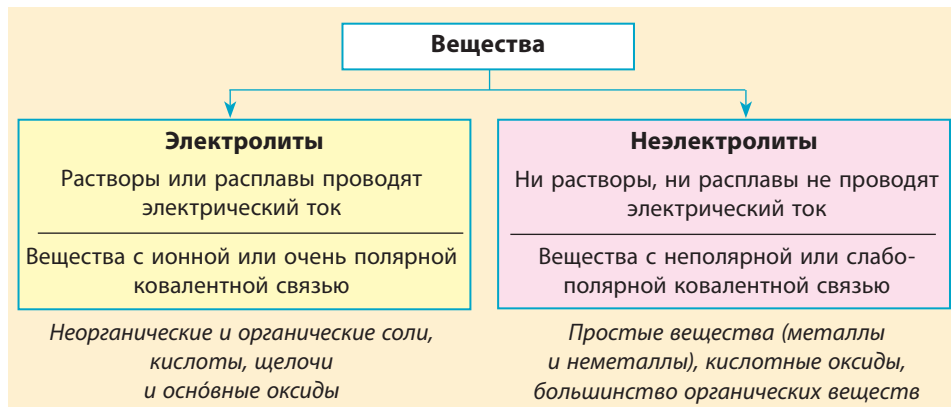
Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют электролитами, а вещества, не проводящие ток ни в растворе, ни в расплаве, — неэлектролитами.



Рис. 8.1. Растворы кислоты, щелочи и соли проводят электрический ток, а чистая вода — нет

Принадлежность вещества к электролитам или неэлектролитам определяется типом его химической связи. Электролиты — это вещества с ионной или очень полярной ковалентной связью, а неэлектролиты — вещества с неполярной или слабополярной ковалентной связью (схема 4).

Схема 4. Классификация веществ на электролиты и неэлектролиты



Электролиты имеют большое значение в природе и жизни человека. Они содержатся во всех живых организмах, где обеспечивают протекание важных процессов. Биологические жидкости организма человека представляют собой растворы, содержащие ионы, на которые распадаются электролиты — соли, основания, кислоты. Разные ионы выполняют свою биологическую функцию: участвуют в процессах питания и выделения, передачи нервных импульсов, сокращения мышц. Без электролитов невозможно существование в растворах молекул белков и ДНК, а следовательно, невозможной была бы и жизнь на нашей планете.

Электролитическая диссоциация

Вам уже известно, что в веществах ионного строения, например в поваренной соли, есть заряженные частицы — ионы. Вы также знаете, что электрический ток — это направленное движение заряженных частиц. Почему же твердая поваренная соль не проводит электрический ток, а ее раствор или расплав проводят? Ответ на этот вопрос дал шведский ученый Сванте Аррениус. Он предположил, что некоторые вещества (электролиты) при растворении в воде (или расплавлении) распадаются на ионы, которые могут свободно перемещаться. При расплавлении частицы вещества становятся подвижными (рис. 8.2, а), а при растворении они равномерно распределены в воде (рис. 8.2, б), т. е. в обоих случаях способны свободно двигаться. Благодаря этому растворы и расплавы проводят электрический ток. Ионы в составе твердой поваренной соли расположены в узлах кристаллической решетки и не могут перемещаться, поэтому твердые электролиты электрический ток не проводят (рис. 8.2, в). В дистиллированной воде ионы отсутствуют, поэтому она не проводит ток (рис. 8.2, г).



Процесс распада вещества на ионы при растворении в воде или плавлении называют электролитической диссоциацией.

При растворении солей и оснований (веществ ионного строения) в раствор переходят ионы, содержащиеся в их составе. Молекулярные вещества диссоциируют несколько иначе. Водород хлорид — это газ, состоящий из полярных молекул HCl . Каждую молекулу, которая попадает в раствор, сразу окружают диполи воды, притягиваясь к ней противоположно заряженными сторонами. В результате такого взаи-

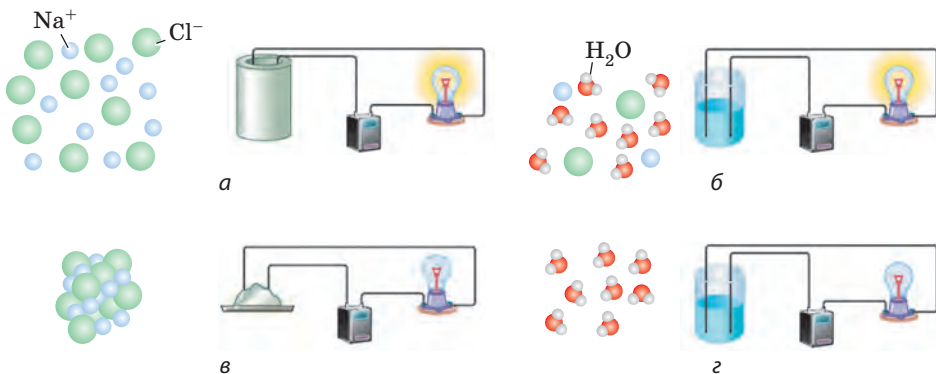


Рис. 8.2. В растворах и расплавах электролитов ионы свободно перемещаются, поэтому они способны проводить электрический ток: а — расплав поваренной соли; б — раствор поваренной соли в воде; в — твердая поваренная соль; г — чистая вода

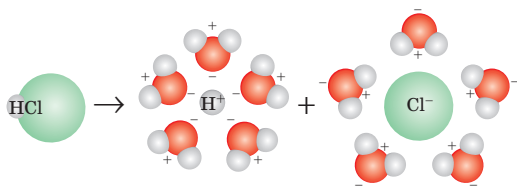


Рис. 8.3. Электролитическая диссоциация гидроген хлорида

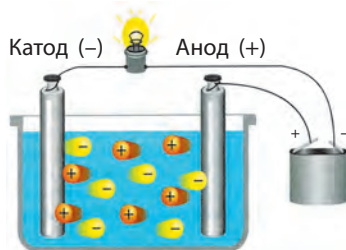


Рис. 8.4. Движение ионов в растворе под действием электрического поля

модействия полярная связь в молекуле HCl превращается в ионную, а образующиеся ионы переходят в раствор (рис. 8.3).

Кислоты — это электролиты с ковалентными полярными связями. Поэтому диссоциировать на ионы кислоты могут только в водном растворе под действием молекул воды. Чистые кислоты ток не проводят.

Итак, главное отличие электролитов от неэлектролитов заключается в том, что электролиты распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы. Под действием электрического поля положительно заряженные ионы (*катионы*) направлены движутся к отрицательному электроду (катоде), а отрицательно заряженные ионы (*анионы*) — к положительному электроду (аноду) (рис. 8.4). Эти выводы, сделанные Аррениусом, являются основой сформулированной им *теории электролитической диссоциации*.

Вещества или их смеси, способные проводить электрический ток, называют проводниками электрического тока. Их разделяют на два типа: проводники I и II рода. Они принципиально отличаются частицами, являющимися носителями электрического заряда, т. е. теми частицами, которые свободно направлены движутся в электрическом поле. В проводниках I рода носителями заряда являются электроны, к таким проводникам относятся все металлы и их сплавы. А растворы и расплавы электролитов — это проводники II рода, носителями заряда в них выступают ионы. То есть металлы хоть и являются проводниками электрического тока, но электролитами их называть нельзя, поскольку металлы всегда проводят электрический ток благодаря наличию свободных электронов, а электролиты — только в растворах или расплавах, в которых происходит электролитическая диссоциация.



Уравнение электролитической диссоциации

Электролитическая диссоциация — это не химическая реакция, поскольку не происходит превращения одних веществ в другие. Но для удобства электролитическую диссоциацию записывают в форме

уравнения, где вместо знака равенства ставят стрелку. Записывая формулы ионов в растворе, заряд ионов указывают немного иначе, чем в записи степени окисления: сначала записывают цифровое значение, а затем знак заряда (в однозарядных ионах цифру 1 обычно не пишут).

Так обозначают степень окисления, этот заряд относится только к Оксигену



Так обозначают заряд ионов, этот заряд относится ко всему иону SO_4^{2-}



Уравнение электролитической диссоциации натрия хлорида:



Аналогично записывают уравнение электролитической диссоциации кальция хлорида:

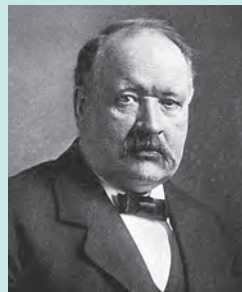


В водных растворах электролитов вода — важнейший участник процесса диссоциации. Но вода — это среда, в которой происходит диссоциация. Во время процесса электролитической диссоциации вода не расходуется и не образуется, поэтому в уравнениях воду не указывают.

Лингвистическая задача

- Хотя по-гречески «электрон» означает «янтарь», сегодня это слово используют для обозначения всего, что связано с электричеством. Второй корень слова «электролит» происходит от греческого слова «литос», которое, согласно разным источникам, означает «камень» либо «тот, который может раствориться». С учетом этого поясните смысл термина «электролит». Как вы считаете, почему греческое название янтаря используют для обозначения электрических явлений?

Выдающийся шведский химик и физик, лауреат Нобелевской премии, один из основателей физической химии. В 17 лет поступил в университет Уппсалы и уже через два года получил степень бакалавра. Работал в Физическом институте Шведской академии наук в Стокгольме. За разработку теории электролитической диссоциации в 1903 году был награжден Нобелевской премией. Аррениус известен не только как ученый, но и как автор многочисленных учебников, научно-популярных статей и книг по геофизике, астрономии, биологии и медицине. В течение многих лет занимал должность директора Нобелевского института в Стокгольме.



Сванте-Август Аррениус (1859–1927)



Для обнародования теории электролитической диссоциации Аррениусу понадобилась незаурядная смелость. Идея была крайне необычной: казалось невероятным, что ионы появляются не под действием электрического тока, а просто в процессе растворения. К тому же многие современники Аррениуса не понимали разницы между понятиями «атом» и «ион» и, услышав, что в водном растворе солей Калия существуют ионы Калия, возражали: если бы такое случилось, то образованный калий должен бурно реагировать с водой.



Ключевая идея

Существование электролитов обусловлено возможностью некоторых веществ распадаться на ионы (катионы и анионы) при растворении или расплавлении.



Контрольные вопросы

92. Сформулируйте определение электролитов и неэлектролитов. Приведите примеры веществ.
93. Что такое электролитическая диссоциация? Могут ли при растворении электролита в воде образоваться только катионы или только анионы? Почему?
94. Выпишите из текста параграфа основные положения теории электролитической диссоциации: 1) касательно распада электролитов на ионы; 2) касательно движения ионов в электрическом поле.



Задания для усвоения материала

95. Из приведенного перечня выпишите отдельно формулы веществ, которые являются: а) электролитами; б) неэлектролитами.
 NaI , HBr , O_2 , CH_4 , CaCl_2 , KOH , H_2SO_4 , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (сахар).
96. Какое количество вещества образуется при растворении в воде таких веществ количеством вещества 1 моль: а) водород хлорид; б) калий йодид; в) кальций бромид; г) магний нитрат? Составьте уравнения электролитической диссоциации этих веществ.
97. Почему нельзя ремонтировать электропроводку, стоя в воде или на влажной поверхности?
98. Как вы считаете, почему раствор водород хлорида в воде проводит электрический ток, а раствор водород хлорида в бензине — нет?
- 99*. При некоторых заболеваниях врачи рекомендуют «пополнить организм электролитами». О каких электролитах идет речь? Каким образом это можно осуществить? При каких заболеваниях и по какой причине необходима такая процедура?

§ 9. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

Электролитическая диссоциация кислот

При растворении в воде кислоты, соли и основания диссоциируют на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы). Определим характерные общие признаки диссоциации электролитов каждого класса соединений.

Кислоты, как вы помните, состоят из Гидрогена и кислотного остатка, соединенных ковалентной полярной связью. В предыдущем параграфе на примере растворения гидроген хлорида мы рассмотрели, как под действием молекул воды полярная связь превращается в ионную, и кислота распадается на катионы Гидрогена и хлорид-ионы.

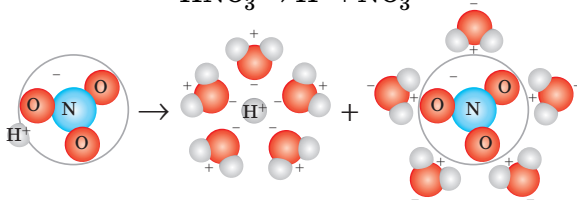
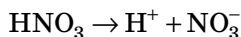
Таким образом, с точки зрения теории электролитической диссоциации Аррениуса,



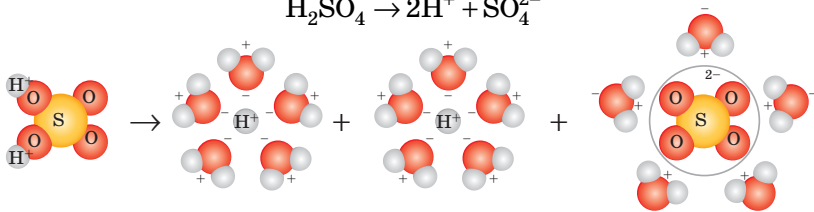
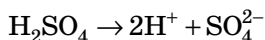
Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы Гидрогена и анионы кислотного остатка.



Подобно хлоридной кислоте протекает диссоциация и других кислот, например нитратной:



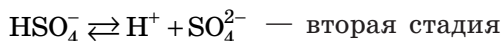
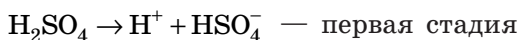
При диссоциации молекулы сульфатной кислоты число катионов Гидрогена вдвое превышает число анионов кислотного остатка — сульфат-ионов. Заряд аниона равен -2 (в формулах ионов записывают « $2-$ »):



Названия анионов, образующихся при диссоциации кислот, совпадают с названиями кислотных остатков. Они приведены в таблице растворимости на форзаце.

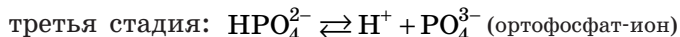
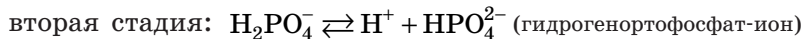
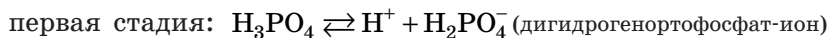
Легко заметить, что при диссоциации различных кислот образуются различные анионы, но катионы только одного типа — катионы Гидрогена H^+ . Значит, именно катионы Гидрогена определяют характерные свойства кислот — кислый вкус, изменение окраски индикаторов, реакции с активными металлами, основными оксидами, основаниями и солями.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, отщепляя ионы Гидрогена последовательно, друг за другом. Например, в растворе сульфатной кислоты протекают следующие процессы:

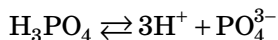


Как видно из приведенных уравнений диссоциации многоосновной кислоты, анионы, образующиеся при ступенчатой диссоциации на первой стадии, содержат ионы Гидрогена. Это отражено в названии анионов: HSO_4^- — гидрогенсульфат-ион.

Электролитическая диссоциация ортофосфатной кислоты проходит в три стадии:



Суммарное уравнение диссоциации ортофосфатной кислоты имеет вид:



Таким образом, каждой многоосновной кислоте соответствует несколько анионов, и все они одновременно присутствуют в растворе.

Обратите внимание, что в некоторых уравнениях диссоциации стоят двунаправленные стрелки. Что они означают, вы узнаете в следующем параграфе.

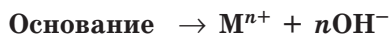
Электролитическая диссоциация оснований

Основания состоят из катионов металлического элемента и гидроксид-анионов. При диссоциации оснований эти ионы переходят в раствор. Число гидроксид-ионов, образующихся при диссоциации,

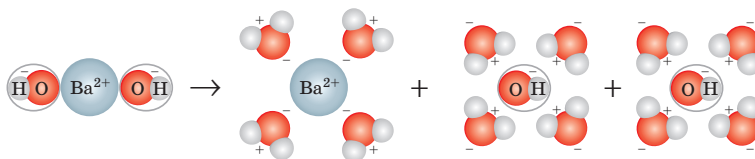
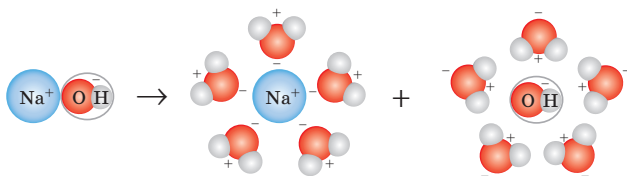
равно заряду иона металлического элемента. Таким образом, с точки зрения теории электролитической диссоциации



Основания — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металлического элемента и гидроксид-анионы.



Рассмотрим уравнения диссоциации оснований на примере диссоциации натрия и барий гидроксидов:



При диссоциации оснований образуются анионы одного типа — гидроксид-ионы, определяющие все характерные свойства растворов щелочей: способность менять окраску индикаторов, реагировать с кислотами, кислотными оксидами и солями.

Электролитическая диссоциация солей

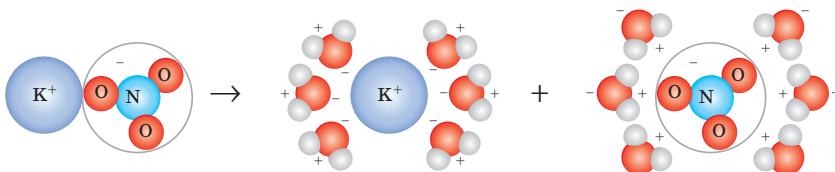
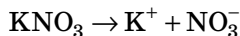
Соли образованы катионами металлического элемента и анионами кислотного остатка. При растворении солей в воде эти ионы переходят в раствор. Таким образом,



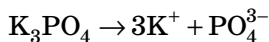
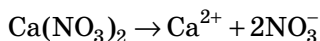
Соли — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка.



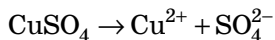
Рассмотрим диссоциацию солей на примере диссоциации калий нитрата:



Аналогично диссоциируют и другие соли, например нитрат кальция и калий ортофосфат:



В уравнениях диссоциации солей заряд катиона по абсолютной величине равен степени окисления металлического элемента, а заряд аниона — сумме степеней окисления элементов в кислотном остатке. Например, купрум(II) сульфат распадается на ионы Cu^{2+} и SO_4^{2-} :



а феррум(III) нитрат — на ионы Fe^{3+} и NO_3^- :



Заряд катионов металлических элементов в большинстве случаев можно определить по Периодической системе. Заряды катионов металлических элементов главных подгрупп обычно равны номеру группы, в которой расположен элемент:

Группа IA	Группа IIA	Группа IIIA
$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+$	$\text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}, \text{Sc}^{3+}, \text{Ga}^{3+}$

Металлические элементы побочных подгрупп обычно образуют несколько ионов, например Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Заряды кислотных остатков проще определять по числу ионов Гидрогена в составе молекулы кислоты, как вы это делали в 8 классе. Заряды некоторых кислотных остатков приведены в таблице растворимости на форзаце.

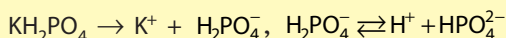
Обратите внимание, что в уравнениях диссоциации кислот, оснований и солей суммарный заряд катионов и анионов должен быть равен нулю, поскольку любое вещество является электронейтральным.



Ступенчатая диссоциация обуславливает возможность существования *кислых* и *основных* солей. Кислые соли содержат ионы Гидрогена, как кислоты. Именно поэтому такие соли называют кислыми. А в основных солях содержатся гидроксид-ионы, как в основаниях.

На первой стадии диссоциации сульфатной кислоты образуется гидросульфат-ион HSO_4^- , благодаря чему существуют кислые соли: NaHSO_4 (натрий гидросульфат), $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ (алюминий гидросульфат) и др. Для ортофосфатной кислоты также характерны кислые соли K_2HPO_4 (калий гидрогенортофосфат) или KH_2PO_4 (калий дигидрогенортофосфат).

В растворах кислые соли диссоциируют в две стадии:

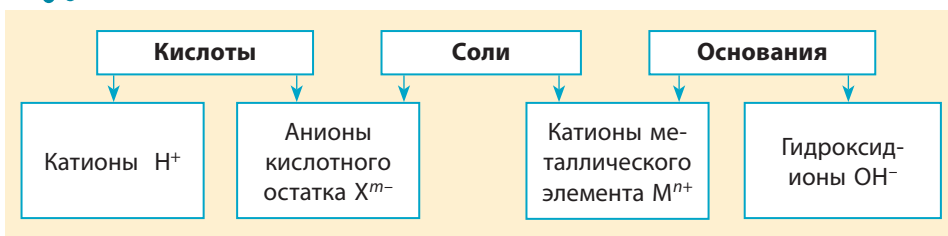


Кислые соли характерны только для многоосновных кислот, поскольку они диссоциируют ступенчато. Единственным исключением является одноосновная кислота — флуоридная. Благодаря водородным связям в растворе этой кислоты присутствуют частицы H_2F_2 , и флуоридная кислота может образовывать кислую соль состава KHF_2 .

Некоторые нерастворимые гидроксиды образуют катионы, в которых имеется гидроксид-ион. Например, алюминий содержится в составе катиона AlOH^{2+} , благодаря чему существует соль состава AlOHCl_2 (алюминий гидроксохлорид). Такую соль называют основной.



Ключевая идея



Контрольные вопросы

100. Дайте определение кислотам, основаниям и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.
101. В чем особенность диссоциации многоосновных кислот по сравнению с одноосновными? Объясните на примере сульфатной кислоты.



Задания для усвоения материала

102. В результате диссоциации молекулы кислоты образовался ион с зарядом 3-. Сколько ионов Гидрогена при этом образовалось?
103. Составьте уравнения электролитической диссоциации кислот: карбонатной, бромидной, нитритной. Назовите образующиеся анионы.

104. Какие из приведенных кислот будут диссоциировать ступенчато: HCl , H_2CO_3 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
105. Составьте уравнения диссоциации солей: магний нитрата, алюминий хлорида, барий бромида, натрий карбоната, натрий ортофосфата.
106. Приведите по одному примеру солей, при диссоциации которых количеством вещества 1 моль образуется: а) 2 моль ионов; б) 3 моль ионов; в) 4 моль ионов; г) 5 моль ионов. Запишите уравнения диссоциации.
107. Запишите заряды ионов в веществах: а) Na_2S , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , AlPO_4 ; б) NaHSO_4 , $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Назовите эти вещества.
108. Составьте уравнения электролитической диссоциации веществ: калий гидроксида, барий сульфида, феррум(III) нитрата, магний хлорида, алюминий сульфата.
109. Составьте формулу вещества, при диссоциации которого образуются ионы Кальция и гидроксид-ионы.
110. Из перечня веществ выпишите отдельно электролиты и неэлектролиты: HCl , Ca , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Fe_2O_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CO_2 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, P_2O_5 , H_2O . Составьте уравнения диссоциации электролитов.
111. При диссоциации некоего нитрата образовался 1 моль катионов с зарядом $2+$. Какое количество вещества нитрат-ионов при этом образовалось?
112. Составьте формулы и запишите уравнения диссоциации феррум(II) сульфата и феррум(III) сульфата. Чем отличаются эти соли?
113. Приведите по одному примеру уравнений диссоциации солей в соответствии со схемами (буквой М обозначен металлический элемент, а X — кислотный остаток): а) $\text{MX} \rightarrow \text{M}^{2+} + \text{X}^{2-}$; б) $\text{MX}_3 \rightarrow \text{M}^{3+} + 3\text{X}^-$; в) $\text{M}_3\text{X} \rightarrow 3\text{M}^+ + \text{X}^{3-}$; г) $\text{M}_2\text{X}_3 \rightarrow 2\text{M}^{3+} + 3\text{X}^{2-}$.
114. В растворе присутствуют ионы K^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} . Какие вещества растворили? Приведите два варианта ответа.
- 115*. Составьте уравнения диссоциации тех электролитов, которые образуют хлорид-ионы: CrCl_3 , KClO_3 , BaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, HClO_4 , MgOHCl .

§ 10. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации

Сильные и слабые электролиты

Кислоты, основания и соли в водных растворах диссоциируют — распадаются на ионы. Этот процесс может быть обратимым или необратимым.

При *необратимой диссоциации* в растворах все вещество или почти все распадается на ионы. Это характерно для **сильных электролитов** (рис. 10.1, а, с. 56). К сильным электролитам относятся некоторые кислоты и все растворимые в воде соли и основания (гидроксиды щелочных и щелочноземельных элементов) (схема 5, с. 56).

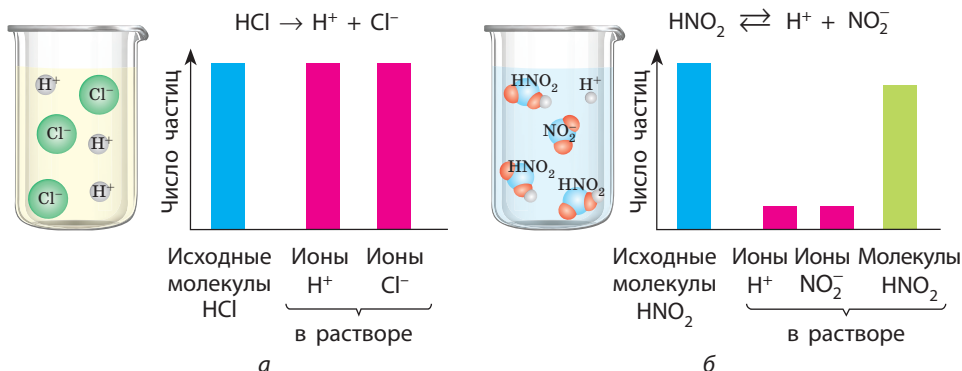
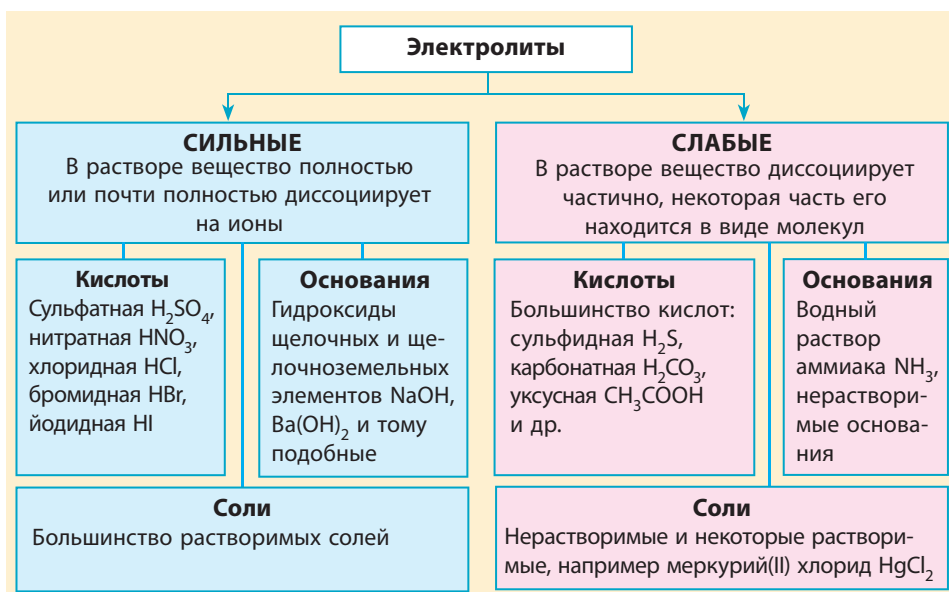


Рис. 10.1. Сравнение числа ионов в растворах с одинаковым исходным количеством электролита: *а* — хлоридная кислота (сильный электролит); *б* — нитритная кислота (слабый электролит)

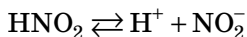
Схема 5. Классификация электролитов по силе



При **обратимой диссоциации** протекает два противоположных процесса: одновременно с распадом вещества на ионы (диссоциацией) происходит обратный процесс объединения ионов в молекулы вещества (ассоциация). Благодаря этому часть вещества в растворе существует в виде ионов, а часть — в виде молекул (рис. 10.1, б). Электролиты,

которые при растворении в воде распадаются на ионы только частично, называют **слабыми электролитами**. К их числу относится вода, многие кислоты, а также нерастворимые гидроксиды и соли (схема 5).

В уравнениях диссоциации слабых электролитов вместо обычной стрелки записывают двунаправленную стрелку (знак обратимости):



Силу электролитов можно объяснить полярностью химической связи, которая разрывается при диссоциации. Чем более полярна связь, тем легче под действием молекул воды она превращается в ионную, следовательно, тем сильнее электролит. В солях и гидроксидах полярность связи наибольшая, поскольку между ионами металлических элементов, кислотными остатками и гидроксид-ионами существует ионная связь, поэтому все растворимые соли и основания — сильные электролиты. В оксигенсодержащих кислотах при диссоциации разрывается связь О–Н, полярность которой зависит от качественного и количественного состава кислотного остатка. Силу большинства оксигенсодержащих кислот можно определить, если обычную формулу кислоты записать в виде $\text{E}(\text{OH})_m\text{O}_n$. Если в этой формуле будет $n < 2$ — кислота слабая, если $n \geq 2$ — сильная.

Зависимость силы кислот от состава кислотного остатка

Кислота	Формула		n	Характер кислоты
	$\text{H}_m\text{EO}_{n+m}$	$\text{E}(\text{OH})_m\text{O}_n$		
Сульфатная	H_2SO_4	$\text{S}(\text{OH})_2\text{O}_2$	2	Сильная
Сульфитная	H_2SO_3	$\text{S}(\text{OH})_2\text{O}$	1	Слабая
Нитратная	HNO_3	$\text{N}(\text{OH})\text{O}_2$	2	Сильная
Нитритная	HNO_2	$\text{N}(\text{OH})\text{O}$	1	Слабая
Карбонатная	H_2CO_3	$\text{C}(\text{OH})_2\text{O}$	1	Слабая
Ортофосфатная	H_3PO_4	$\text{P}(\text{OH})_3\text{O}$	1	Слабая

Степень диссоциации

Силу электролитов количественно характеризует степень электролитической диссоциации α , показывающая долю молекул вещества, которые распались в растворе на ионы.



Степень диссоциации α равна отношению числа молекул N или количества вещества n , распавшегося на ионы, к общему числу молекул N_0 или количеству растворенного вещества n_0 :

$$\alpha = \frac{\text{число продиссоциировавших молекул}}{\text{общее число молекул в растворе}} = \frac{N_{\text{дис}}}{N_0} = \frac{n_{\text{дис}}}{n_0}$$

Степень диссоциации можно выражать не только в долях единицы, но и в процентах:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{n_0} \cdot 100 \%$$

Значение α может изменяться от 0 (диссоциация отсутствует) до 1, или 100 % (полная диссоциация). Чем лучше распадается электролит, тем больше значение степени диссоциации.

По значению степени электролитической диссоциации электролиты часто разделяют не на две, а на три группы: сильные, слабые и электролиты средней силы. Сильными электролитами считают те, степень диссоциации которых более 30 %, а слабыми — со степенью менее 3 %. Электролиты с промежуточными значениями α — от 3 % до 30 % — называют электролитами средней силы. По этой классификации таковыми считаются кислоты: HF, HNO₂, H₃PO₄, H₂SO₃ и некоторые другие. Две последние кислоты являются электролитами средней силы только по первой стадии диссоциации, а по другим — это слабые электролиты.

Степень диссоциации — величина переменная. Она зависит не только от природы электролита, но и от его концентрации в растворе. Эту зависимость впервые определил и исследовал Вильгельм Оствальд. Сегодня ее называют *законом разведения Оствальда*: при разбавлении раствора водой, а также при повышении температуры степень диссоциации увеличивается.



Вычисление степени диссоциации

Пример. В одном литре воды растворили гидроген флуорид количеством вещества 5 моль. Полученный раствор содержит 0,06 моль ионов Гидрогена. Определите степень диссоциации флуоридной кислоты (в процентах).

Дано:

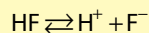
$$n_0(\text{HF}) = 5 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}^+) = 0,06 \text{ моль}$$

$\alpha(\text{HF})$ — ?

Решение:

Запишем уравнение диссоциации флуоридной кислоты:



При диссоциации из одной молекулы кислоты образуется один ион Гидрогена. Если в растворе содержится 0,06 моль ионов H⁺, это означает, что продиссоциировало 0,06 моль молекул гидроген флуорида. Следовательно, степень диссоциации равна:

$$\alpha = \frac{n(\text{H}^+)}{n_0(\text{HF})} \cdot 100 \% = \frac{0,06}{5} \cdot 100 \% = 1,2 \%$$

Ответ: $\alpha = 1,2 \%$

Выдающийся немецкий физико-химик, лауреат Нобелевской премии по химии 1909 года. Родился в Риге, учился в Дерптском университете, где начал преподавательскую и научную деятельность. В 35 лет переехал в Лейпциг, где возглавил Физико-химический институт. Изучал законы химического равновесия, свойства растворов, открыл закон разведения, названный его именем, разработал основы теории кислотно-основного катализа, много времени уделял истории химии. Основал первую в мире кафедру физической химии и первый физико-химический журнал. В личной жизни обладал странными привычками: чувствовал отвращение к стрижке, а со своим секретарем общался исключительно при помощи велосипедного звонка.



Вильгельм Фридрих Оствальд
(1853–1932)



Ключевая идея

Диссоциация слабых электролитов — обратимый процесс, а сильных — необратимый.



Контрольные вопросы

116. Дайте определение сильных и слабых электролитов.
117. Приведите примеры сильных и слабых электролитов.
118. Какую величину используют для количественной характеристики силы электролита? Является ли она постоянной в любых растворах? Как можно увеличить степень диссоциации электролита?



Задания для усвоения материала

119. Приведите по одному примеру соли, кислоты и основания, которые являются: а) сильным электролитом; б) слабым электролитом.
120. Приведите пример вещества: а) двухосновная кислота, которая по первой стадии является электролитом средней силы, а по второй — слабым электролитом; б) двухосновная кислота, которая по обоим стадиям является слабым электролитом.
121. В некоторой кислоте по первой стадии степень диссоциации составляет 100%, а по второй — 15%. Какая кислота это может быть?
122. Каких частиц больше в растворе гидроген сульфида: молекул H_2S , ионов H^+ , ионов S^{2-} или ионов HS^- ?
123. Из приведенного перечня веществ отдельно выпишите формулы: а) сильных электролитов; б) слабых электролитов.
 NaCl , HCl , NaOH , NaNO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_2SO_4 , Ba(OH)_2 , H_2S , K_2S , $\text{Pb(NO}_3)_2$.
124. Составьте уравнения диссоциации стронций нитрата, ртути(II) хлорида, кальций карбоната, кальций гидроксида, сульфидной кислоты. В каких случаях диссоциация происходит обратимо?

125. В водном растворе натрия сульфата содержится 0,3 моль ионов. Какую массу этой соли использовали для приготовления такого раствора?
126. В растворе гидроген флуорида объемом 1 л содержится 2 г этой кислоты, а количество вещества ионов Гидрогена составляет 0,008 моль. Какое количество вещества флуорид-ионов в этом растворе?
127. В трех пробирках содержатся одинаковые объемы растворов хлоридной, флуоридной и сульфидной кислот. Во всех пробирках количества вещества кислот равны. Но в первой пробирке количество вещества ионов Гидрогена составляет $3 \cdot 10^{-7}$ моль, во второй — $8 \cdot 10^{-5}$ моль, а в третьей — 0,001 моль. В какой пробирке содержится каждая кислота?
128. В первой пробирке содержится раствор электролита, степень диссоциации которого составляет 89%, во второй — электролит со степенью диссоциации 8%, а в третьей — 0,2%. Приведите по два примера электролитов разных классов соединений, которые могут содержаться в этих пробирках.
- 129*. В дополнительных источниках найдите информацию о зависимости силы электролитов от природы веществ. Установите зависимость между строением веществ, природой химических элементов, которые их образуют, и силой электролитов.

§ 11. Кислотность среды. Понятие о pH раствора

Вспомните:

- реакция нейтрализации — это реакция между кислотой и щелочью, в результате которой образуются соль и вода;
- под чистой водой химики понимают химически чистую воду, не содержащую никаких примесей и растворенных солей, т. е. дистиллированную воду.

Кислотность среды

Для различных химических, промышленных и биологических процессов очень важной характеристикой является **кислотность растворов**, характеризующая содержание кислот или щелочей в растворах. Поскольку кислоты и щелочи являются электролитами, то для характеристики кислотности среды используют содержание ионов H^+ или OH^- .

В чистой воде и в любом растворе вместе с частицами растворенных веществ присутствуют также ионы H^+ и OH^- . Это происходит благодаря диссоциации самой воды. И хотя мы считаем воду неэлектролитом, тем не менее она может диссоциировать: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Но этот процесс происходит в очень незначительной степени: в 1 л воды на ионы распадается только $1 \cdot 10^{-7}$ моль молекул.

В растворах кислот в результате их диссоциации появляются дополнительные ионы H^+ . В таких растворах ионов H^+ значительно боль-

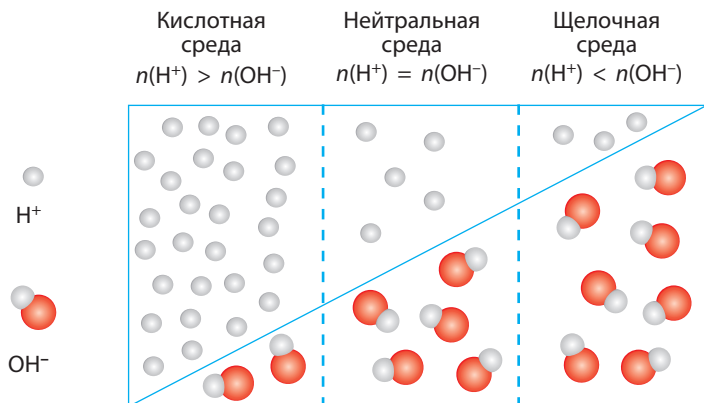


Рис. 11.1. Сравнение содержания ионов H^+ и OH^- в кислотной, щелочной и нейтральной средах

ше, чем ионов OH^- , образовавшихся при незначительной диссоциации воды, поэтому эти растворы называют кислотными (рис. 11.1, слева). Принято говорить, что в таких растворах **кислотная среда**. Чем больше ионов H^+ содержится в растворе, тем больше кислотность среды.

В растворах щелочей в результате диссоциации, наоборот, преобладают ионы OH^- , а катионы H^+ ввиду незначительной диссоциации воды почти отсутствуют. Среда таких растворов **щелочная** (рис. 11.1, справа). Чем выше концентрация ионов OH^- , тем более щелочной является среда раствора.

В растворе поваренной соли количество ионов H^+ и OH^- одинаково и равно $1 \cdot 10^{-7}$ моль в 1 л раствора. Такую среду называют **нейтральной** (рис. 11.1, по центру). Фактически это означает, что раствор не содержит ни кислоты, ни щелочи. Нейтральная среда характерна для растворов некоторых солей (образованных щелочью и сильной кислотой) и многих органических веществ. У чистой воды также нейтральная среда.

Водородный показатель

Если сравнивать вкус кефира и лимонного сока, то можно смело утверждать, что лимонный сок намного кислее, т. е. кислотность этих растворов разная. Вы уже знаете, что в чистой воде также содержатся ионы H^+ , но кислого вкуса воды не ощущается. Это объясняется слишком малой концентрацией ионов H^+ . Часто бывает недостаточно сказать, что среда кислотная или щелочная, а необходимо количественно ее охарактеризовать.

Кислотность среды количественно характеризуют **водородным показателем** pH (произносится «пэ-аш»), связанным с концентрацией

ионов Гидрогена. Значение pH соответствует определенному содержанию катионов Гидрогена в 1 л раствора. В чистой воде и в нейтральных растворах в 1 л содержится $1 \cdot 10^{-7}$ моль ионов H^+ , а значение pH равно 7. В растворах кислот концентрация катионов H^+ больше, чем в чистой воде, а в щелочных растворах меньше. В соответствии с этим меняется и значение водородного показателя pH: в кислотной среде он находится в пределах от 0 до 7, а в щелочных — от 7 до 14. Впервые водородный показатель предложил использовать датский химик Педер Сёренсен.

- **Кислотная среда:**
 $0 < pH < 7$
- **Нейтральная среда:**
 $pH = 7$
- **Щелочная среда:**
 $7 < pH < 14$

Вы могли заметить, что значение pH связано с концентрацией ионов H^+ . Определение pH напрямую связано с вычислением логарифма числа, которое вы будете изучать на уроках математики в 11 классе. Но взаимосвязь между содержанием ионов в растворе и значением pH можно проследить по следующей схеме:



Значение pH водных растворов большинства веществ и природных растворов находится в интервале от 1 до 13 (рис. 11.2).



Рис. 11.2. Значение pH различных природных и искусственных растворов

Датский физико-химик и биохимик, президент Датского королевского общества. Окончил Копенгагенский университет. В 31 год стал профессором Датского политехнического института. Возглавлял престижную физико-химическую лабораторию при пивоваренном заводе Карлсберга в Копенгагене, где сделал свои главные научные открытия. Основная научная деятельность посвящена теории растворов: он ввел понятие о водородном показателе (pH), изучал зависимость активности ферментов от кислотности растворов. За научные достижения Сёренсен внесен в перечень «100 выдающихся химиков XX века», но в истории науки он остался прежде всего как ученый, который ввел понятия «pH» и «pH-метрия».



**Сёрен Педер
Лауриц Сёренсен**
(1868–1939)

Определение кислотности среды

Для определения кислотности раствора в лабораториях чаще всего используют универсальный индикатор (рис. 11.3). По его окраске можно определить не только наличие кислоты или щелочи, но и значение pH раствора с точностью до 0,5. Для более точного измерения pH существуют специальные приборы — pH-метры (рис. 11.4). Они позволяют определить pH раствора с точностью до 0,001–0,01.

Используя индикаторы или pH-метры, можно следить за тем, как протекают химические реакции. Например, если к раствору натрия гидроксида приливать хлоридную кислоту, то произойдет реакция нейтрализации:

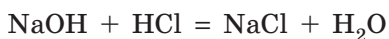


Рис. 11.3. Универсальным индикатором определяют приблизительное значение pH



a



б

Рис. 11.4. Для измерения pH растворов используют специальные приборы — pH-метры: *a* — лабораторный (стационарный); *б* — портативный

В этом случае растворы реагентов и продуктов реакции бесцветны. Если же в исходный раствор щелочи поместить электрод рН-метра, то о полной нейтрализации щелочи кислотой можно судить по значению рН образованного раствора.

Применение водородного показателя

Определение кислотности растворов имеет большое практическое значение во многих областях науки, промышленности и других сферах жизни человека.

Экологи регулярно измеряют рН дождевой воды, воды рек и озер. Резкое повышение кислотности природных вод может быть следствием загрязнения атмосферы или попадания в водоемы отходов промышленных предприятий (рис. 11.5). Такие изменения влекут за собой гибель растений, рыбы и других обитателей водоемов.

Водородный показатель очень важен для изучения и наблюдения процессов, происходящих в живых организмах, т. к. в клетках протекают многочисленные химические реакции. В клинической диагностике определяют рН плазмы крови, мочи, желудочного сока и др. (рис. 11.6). Нормальное значение рН крови — от 7,35 до 7,45. Даже небольшое изменение рН крови человека вызывает серьезные заболевания, а при $\text{pH} = 7,1$ и ниже начинаются необратимые изменения, которые могут привести к смерти.

Для большинства растений важна кислотность почвы, поэтому агрономы заранее проводят анализ почв, определяя их рН (рис. 11.7). Если кислотность слишком велика для определенной культуры, почву известкуют — добавляют мел или известь.

В пищевой промышленности при помощи кислотно-основных индикаторов проводят контроль качества продуктов питания (рис. 11.8). Например, в норме для молока $\text{pH} = 6,8$. Отклонение от этого значения свидетельствует либо о наличии посторонних примесей, либо о его скисании.

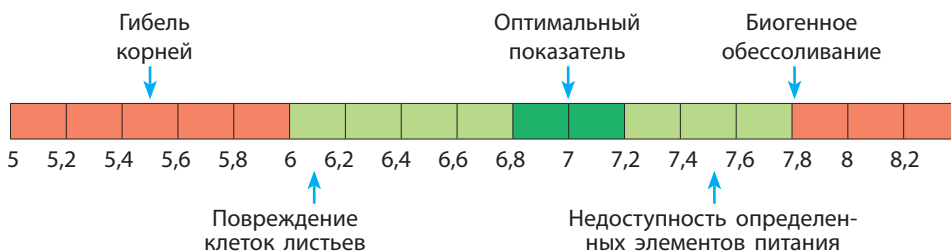


Рис. 11.5. Влияние уровня pH воды в водоемах на жизнедеятельность растений в них

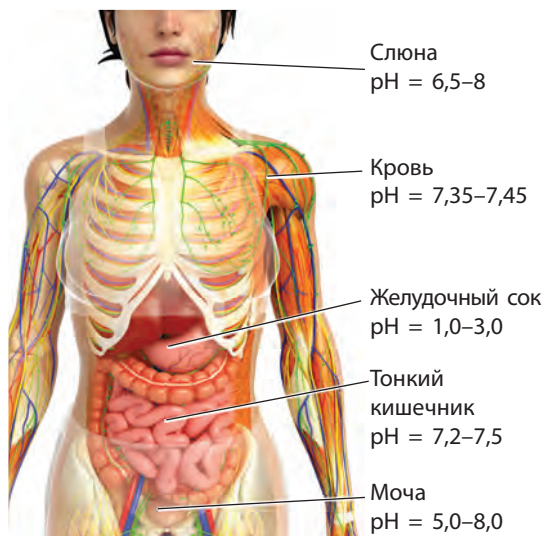


Рис. 11.6. Значение pH биологических жидкостей организма человека



Рис. 11.7. Измерение pH почвы



Рис. 11.8. Контроль качества молока в лаборатории на молокозаводе

Важным является значение pH для косметических средств, которые мы используем в быту. В среднем для кожи человека $\text{pH} = 5,5$. Если кожа контактирует со средствами, кислотность которых существенно отличается от этого значения, то это влечет преждевременное старение кожи, ее повреждение или воспаление. Было замечено, что у прачек, которые длительное время использовали для стирки обычное хозяйственное мыло ($\text{pH} = 8\text{--}10$) или стиральную соду (Na_2CO_3 , $\text{pH} = 12\text{--}13$), кожа рук становилась очень сухой и покрывалась трещинами. Поэтому очень важно использовать различные косметические средства (гели, кремы, шампуни и т. д.) с pH, близким к естественному pH кожи.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ № 1–3

Оборудование: штатив с пробирками, пипетка.

Реактивы: вода, хлоридная кислота, растворы NaCl , NaOH , столовый уксус, универсальный индикатор (раствор или индикаторная бумага), пищевые продукты и косметическая продукция (например, лимон, шампунь, зубная паста, стиральный порошок, газированные напитки, соки и т. д.).

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды.

Определение ионов Гидрогена и гидроксид-ионов в растворах. Установление приблизительного значения pH воды, щелочных и кислых растворов

1. В пять пробирок налейте по 1–2 мл: в пробирку № 1 — воды, № 2 — хлоридной кислоты, № 3 — раствора натрия хлорида, № 4 — раствора натрия гидроксида и № 5 — столового уксуса.

2. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли раствора универсального индикатора или опустите индикаторную бумагу. Определите pH растворов, сравнивая цвет индикатора по эталонной шкале. Сделайте выводы о наличии в каждой пробирке катионов Гидрогена или гидроксид-ионов. Составьте уравнения диссоциации этих соединений.

Исследование pH пищевой и косметической продукции

Испытайте универсальным индикатором образцы пищевых продуктов и косметической продукции. Для исследования сухих веществ, например, стирального порошка, их необходимо растворить в небольшом количестве воды (1 шпатель сухого вещества на 0,5–1 мл воды). Определите pH растворов. Сделайте выводы о кислотности среды в каждом из исследованных продуктов.



Ключевая идея

Раствор	$n(\text{H}^+)$ (моль в 1 л)	Соотношение между содержанием H^+ и OH^-	pH
Кислотный	$> 1 \cdot 10^{-7}$	$n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$	< 7.0
Нейтральный	$= 1 \cdot 10^{-7}$	$n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$	7.0
Щелочной	$< 1 \cdot 10^{-7}$	$n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$	> 7.0



Контрольные вопросы

130. Наличием каких ионов в растворе обусловлена его кислотность?
131. Какие ионы содержатся в избытке в кислотных растворах? в щелочных?
132. Какой показатель количественно описывает кислотность растворов?
133. Каково значение pH и содержание ионов H^+ в растворах: а) нейтральных; б) слабокислотных; в) слабощелочных; г) сильнокислотных; д) сильнощелочных?



Задания для усвоения материала

- 134.** Водный раствор некоторого вещества имеет щелочную среду. Каких ионов больше в этом растворе: H^+ или OH^- ?
- 135.** В двух пробирках находятся растворы нитратной кислоты и нитрата калия. Какие индикаторы можно использовать для определения, в какой пробирке содержится раствор соли?
- 136.** В трех пробирках находятся растворы барий гидроксида, нитратной кислоты и кальций нитрата. Как с помощью одного реактива распознать эти растворы?
- 137.** Из приведенного перечня выпишите отдельно формулы веществ, растворы которых имеют среду: а) кислотную; б) щелочную; в) нейтральную. NaCl , HCl , NaOH , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2S , KNO_3 .
- 138.** Дождевая вода имеет $\text{pH} = 5,6$. Что это означает? Какое вещество, содержащееся в воздухе, при растворении в воде определяет такую кислотность среды?
- 139.** Какая среда (кислотная или щелочная): а) в растворе шампуня ($\text{pH} = 5,5$); б) в крови здорового человека ($\text{pH} = 7,4$); в) в желудочном соке человека ($\text{pH} = 1,5$); г) в слюне ($\text{pH} = 7,0$)?
- 140.** В составе каменного угля, используемого на теплоэлектростанциях, содержатся соединения Нитрогена и Сульфюра. Выброс в атмосферу продуктов сжигания угля приводит к образованию так называемых кислотных дождей, содержащих небольшие количества нитратной или сульфитной кислот. Какие значения pH характерны для такой дождевой воды: больше 7 или меньше 7?
- 141.** Зависит ли pH раствора сильной кислоты от ее концентрации? Ответ обоснуйте.
- 142.** К раствору, содержащему 1 моль калий гидроксида, прилили раствор фенолфталеина. Изменится ли окраска этого раствора, если к нему добавить хлоридную кислоту количеством вещества: а) 0,5 моль; б) 1 моль; в) 1,5 моль?
- 143.** В трех пробирках без надписей находятся бесцветные растворы натрий сульфата, натрий гидроксида и сульфатной кислоты. Для всех растворов измерили значение pH : в первой пробирке — 2,3, во второй — 12,6, в третьей — 6,9. В какой пробирке содержится какое вещество?
- 144.** Ученик купил в аптеке дистиллированную воду. pH -метр показал, что значение pH этой воды равно 6,0. Затем ученик прокипятил эту воду в течение длительного времени, заполнил контейнер до верха горячей водой и закрыл крышкой. Когда вода остыла до комнатной температуры, pH -метр определил значение 7,0. После этого ученик трубочкой пропускал воздух через воду, и pH -метр снова показал 6,0. Как можно объяснить результаты этих измерений pH ?
- 145.** Как вы считаете, почему в двух бутылках уксуса от одного производителя могут содержаться растворы с несколько различными значениями pH ?

§ 12. Реакции обмена между растворами электролитов. Ионно-молекулярные уравнения химических реакций

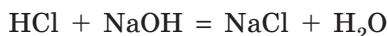
Ионно-молекулярные уравнения реакций

Как вы уже изучали в 8 классе, реакции обмена между солями, кислотами и основаниями в растворах происходят при условии, если в результате реакции:

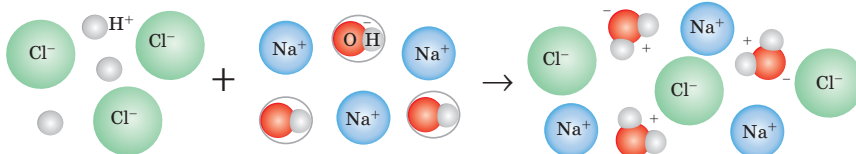
- образуется вода;
- выпадает осадок (нерастворимое в воде вещество);
- выделяется газ.

Рассмотрим, как проходят реакции обмена между растворами электролитов с позиций теории электролитической диссоциации. Для этого составляют *ионно-молекулярные уравнения*: в молекулярном уравнении реакции формулы сильных электролитов заменяют формулами ионов, на которые диссоциируют эти электролиты, а другие вещества (осадки, газы, слабые электролиты, оксиды и т. п.) оставляют в молекулярной форме.

Составим ионно-молекулярное уравнение реакции нейтрализации хлоридной кислоты натрий гидроксидом. Сначала записываем молекулярное уравнение этой реакции:



Реагенты и один из продуктов реакции — это сильные электролиты. В водном растворе они находятся исключительно в виде ионов, а вода на ионы почти не распадается. Учитывая это, заменяем формулы сильных электролитов формулами ионов:



Такую запись называют полным ионно-молекулярным уравнением реакции. В нем записаны все частицы, реально присутствующие в растворе. Из этого уравнения видно, что ионы Cl^- и Na^+ не принимают участия в реакции — они записаны и в левой, и в правой частях уравнения, поэтому их можно удалить (сократить):

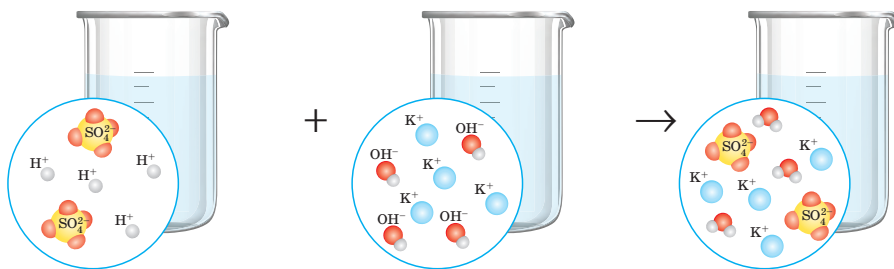
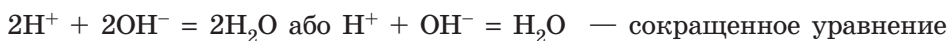
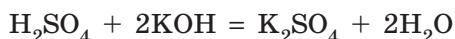


Мы получили сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции. Оно показывает химическую суть этой реакции: если в растворе одновременно присутствуют ионы H^+ и OH^- , то они взаимодействуют друг с другом, образуя слабый электролит — воду.

Таким способом можно составить ионно-молекулярное уравнение для любой реакции в растворе. Такие уравнения отражают реальный процесс, протекающий в растворе, поскольку часть ионов не принимает участия в реакции.

Реакции обмена с образованием воды

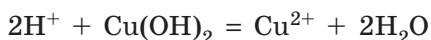
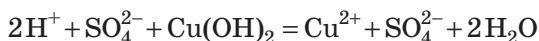
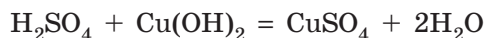
Составим ионно-молекулярное уравнение реакции серной кислоты с калий гидроксидом. Обратите внимание, что необходимо учитывать стехиометрические коэффициенты:

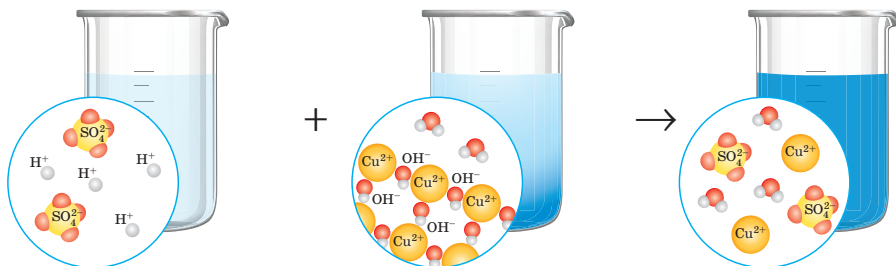


Как видно, полное ионно-молекулярное уравнение этой реакции отличается от уравнения, составленного в предыдущем разделе. Но сокращенное ионно-молекулярное уравнение такое же, как и для реакции хлоридной кислоты с натрий гидроксидом. Обе эти реакции являются реакциями нейтрализации. Значит, *химическая суть реакций нейтрализации* заключается в соединении ионов H^+ и OH^- в молекулу слабого электролита — воды.

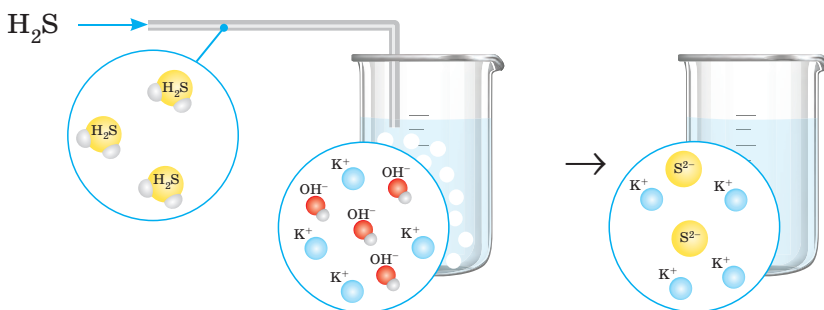
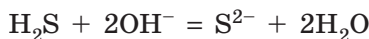
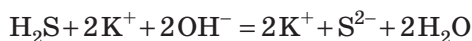
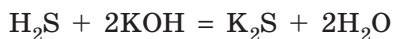
Рассмотрим еще примеры взаимодействия гидроксидов с кислотами.

Реакция между сульфатной кислотой и нерастворимым купрум(II) гидроксидом:





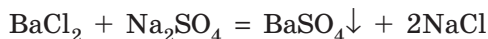
Взаимодействие между слабой сульфидной кислотой и калий гидроксидом:



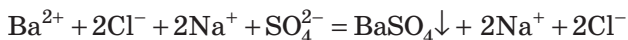
Обратите внимание, что в этих уравнениях формулы слабых электролитов ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2S) мы оставили в молекулярной форме, поскольку они почти не диссоциируют на ионы в растворе.

Реакции обмена с образованием осадка

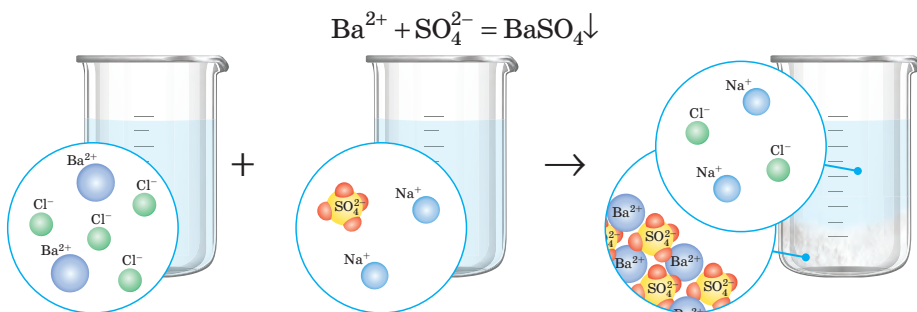
Рассмотрим реакцию обмена между растворимыми солями:



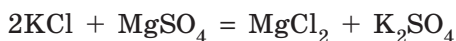
Оба реагента и натрий хлорид — сильные электролиты, при растворении в воде они полностью диссоциируют, а барий сульфат нерастворим:



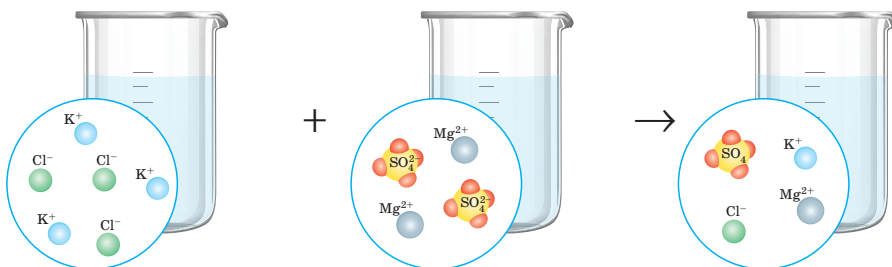
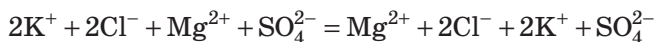
Сокращенное ионно-молекулярное уравнения получаем после сокращения одинаковых ионов в левой и правой частях:



Таким образом, суть процесса заключается во взаимодействии ионов Бария и сульфат-ионов с образованием осадка барий сульфата. Если при смешивании растворов двух растворимых солей осадка не образуется, то реакция не происходит. Например, при сливании растворов калий хлорида и магний сульфата никаких видимых изменений не наблюдается. Запишем уравнение этой реакции обмена:



Все вещества — сильные электролиты:



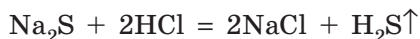
Видим, что левая и правая части уравнения одинаковы, т. е. образовавшийся раствор содержит все ионы, которые были в растворах реагентов. Очевидно, что в этом случае никакие ионы друг с другом не соединяются, изменений в растворе не происходит. Это означает, что реакция невозможна:



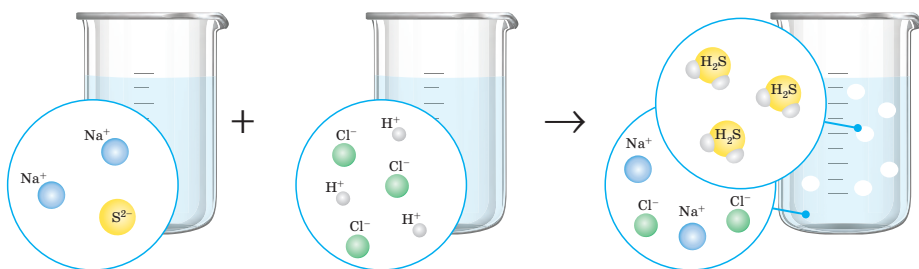
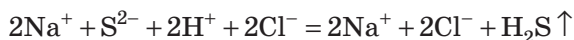
Реакции обмена с выделением газа

Газообразные вещества, выделяющиеся в реакциях обмена, обычно неэлектролиты или слабые электролиты. Поэтому при составлении ионно-молекулярных уравнений их формулы оставляют в молекулярной форме.

Рассмотрим реакцию натрий сульфида с хлоридной кислотой:

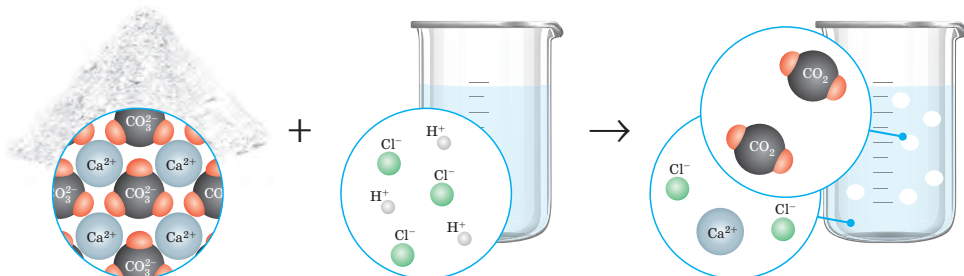


Водород сульфид хотя и является кислотой, но очень слабой. К тому же водород сульфид плохо растворяется в воде, поэтому при образовании выделяется из раствора в виде газа, о чем свидетельствует появление специфического запаха водород сульфида — запаха тухлых яиц. Ионно-молекулярное уравнение этой реакции:



Реакции обмена могут протекать даже при участии нерастворимых в воде солей, если они образованы слабыми кислотами: карбонатов, сульфитов и некоторых сульфидов. Это возможно потому, что сильная кислота вытесняет слабую из ее соли, даже из осадка.

Составим уравнение взаимодействия кальций карбоната с хлоридной кислотой:



Во всех рассмотренных случаях в результате реакции обмена некоторые ионы соединяются между собой, при этом образуются неэлектролиты (газы) и слабые электролиты (вода или нерастворимые вещества).



Реакции ионного обмена в растворах происходят, если в результате реакции образуется слабый электролит или неэлектролит.

Восстановление молекулярных уравнений по сокращенному ионно-молекулярному уравнению

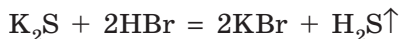
Нередки случаи, когда известно только сокращенное ионно-молекулярное уравнение, а необходимо определить реагенты и составить уравнение реакции в молекулярной форме.

Например, нам необходимо провести химическую реакцию, которой соответствует следующее сокращенное ионно-молекулярное уравнение:



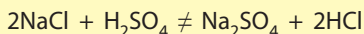
Для воспроизведения молекулярного уравнения необходимо определить вещества, при диссоциации которых образуются ионы из приведенного сокращенного уравнения. Сульфид-ионы S^{2-} образуются при диссоциации растворимых сульфидов: Na_2S , K_2S и BaS .

Второй реагент должен диссоциировать с образованием ионов H^{+} . Этому условию соответствует любая сильная кислота. Таким образом, одним из вариантов молекулярного уравнения является:

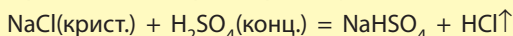


Конечно, это не единственный возможный вариант. Поэтому одному сокращенному ионно-молекулярному уравнению может соответствовать несколько молекулярных. Такое умение определять реагенты пригодится вам при проведении лабораторных экспериментов.

Реакции ионного обмена в растворах протекают до конца в сторону соединения ионов, если один из продуктов реакции выводится из реакционной среды. Рассмотрим реакцию между растворами натрия хлорида и сульфатной кислоты:



Поскольку все реагенты и продукты реакции хорошо растворимы и являются сильными электролитами, то в разбавленных растворах эта реакция происходить не будет. Но если реакцию проводить в условиях недостатка растворителя, т. е. натрий хлорид взять не в виде раствора, а в сухом виде, и сульфатную кислоту взять в виде концентрированного раствора, то реакция возможна. Гидроген хлорид, хотя и хорошо растворяется в воде, но ограниченно:



ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ № 4–6

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки, шпатель.

Реактивы: растворы CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , NaCl , KNO_3 , NaOH , фенолфталеин, HCl , порошок CaCO_3 .

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды.

Реакции обмена между электролитами в водных растворах, сопровождающиеся выпадением осадка

1. В первую пробирку налейте раствор кальций хлорида объемом 1 мл, во вторую — такое же количество раствора кальций нитрата. В обе пробирки добавьте по 1 мл раствора натрия карбоната. Что вы наблюдаете?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Можно ли утверждать, что в обоих случаях протекает одна и та же реакция?

2. К раствору натрия хлорида объемом 1 мл прилейте такое же количество раствора калий нитрата. Наблюдаете ли вы какие-либо изменения? Почему в этом случае реакция невозможна? Как это можно доказать при помощи полного ионно-молекулярного уравнения реакции? Какие ионы присутствуют в образованном растворе?

Реакции обмена между электролитами в водных растворах, сопровождающиеся выделением газа

В первую пробирку налейте раствор натрия карбоната объемом 1 мл, во вторую пробирку насыпьте небольшое количество кальций карбоната (на кончике шпателя). К обеим пробиркам осторожно прилейте хлоридную кислоту объемом 1 мл. Что происходит?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Можно ли утверждать, что в обоих случаях протекает одна и та же реакция?

Реакции обмена между электролитами в водных растворах, сопровождающиеся образованием воды

Налейте в пробирку 1 мл раствора натрия гидроксида, добавьте несколько капель фенолфталеина. Какова окраска раствора? Добавляйте хлоридную кислоту по капле до полного исчезновения окраски раствора. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.



Ключевая идея

Реакции обмена между растворами электролитов происходят, если в результате реакции образуется слабый электролит (вода или нерастворимое вещество) или неэлектролит (газ).



Контрольные вопросы

- 146.** При каких условиях происходят реакции ионного обмена в растворе? Приведите по одному примеру для каждого случая.
- 147.** Какие реакции называют реакциями нейтрализации?



Задания для усвоения материала

148. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения для схем:

- | | |
|---|--|
| а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$; | ж) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; |
| б) $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; | з) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$; |
| в) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; | и) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$; |
| г) $\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$; | к) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$; |
| д) $\text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$; | л) $\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$; |
| е) $\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; | м) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$. |

149. Приведите по два молекулярных уравнения реакций, соответствующих следующим сокращенным ионно-молекулярным уравнениям:

- | | |
|--|---|
| а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$; | г) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$; |
| б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$; | д) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$; |
| в) $\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3\downarrow$; | е) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$. |

150. Приведите по одному уравнению реакции, соответствующему каждой схеме превращений. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

- а) Соль + соль $\rightarrow$ соль $\downarrow$ + соль;
- б) сильная кислота + щелочь $\rightarrow$ соль + вода;
- в) слабая кислота + щелочь $\rightarrow$ соль + вода;
- г) сильная кислота + слабое основание $\rightarrow$ соль + вода;
- д) сильная кислота + щелочь $\rightarrow$ соль $\downarrow$ + вода;
- е) соль + сильная кислота $\rightarrow$ соль + слабая кислота.

151. Приведите пример растворимой в воде соли, при взаимодействии которой как с сульфатом калия, так и с аргентум(I) нитратом образуется осадок. Составьте уравнения этих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

152. Назовите две растворимые в воде соли разных кислот, при взаимодействии которых с сильной кислотой выделяются газообразные продукты.

153. Дополните уравнения, составьте ионно-молекулярные уравнения:

- | | |
|--|---|
| а) $\text{MgSO}_4 + \dots = \dots\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$; | в) $\text{FeS} + \dots = \text{FeCl}_2 + \dots\uparrow$; |
| б) $\dots + \text{HCl} = \dots\downarrow + \text{HNO}_3$; | г) $\dots + \dots = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$. |

154. Из перечня веществ выпишите те, с которыми взаимодействует калий гидроксид в водном растворе. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. HCl , NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgCl_2 .

- 155.** Из приведенного перечня выпишите формулы солей, которые взаимодействуют с хлоридной кислотой. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
 KBr , AgNO_3 , CaCO_3 , MgSO_4 .
- 156.** К раствору аргентум(I) нитрата массой 200 г с массовой долей соли 0,85 % добавляли хлоридную кислоту до прекращения выделения осадка. Вычислите массу образовавшегося осадка.
- 157.** К раствору, содержащему смесь калий сульфита и натрий хлорида, вначале добавили раствор хлоридной кислоты до прекращения выделения газа, а потом — раствор аргентум(I) нитрата. Какие ионы остались в растворе? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 158.** К хлоридной кислоте добавляли кальций карбонат до прекращения выделения газа. В результате образовался раствор кальций хлорида массой 500 г с массовой долей соли 0,333 %. Вычислите массу гидроген хлорида в начальном растворе.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Реакции ионного обмена между электролитами в водных растворах

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: HCl , растворы Na_2CO_3 , KCl , CaCl_2 , BaCl_2 , MgCl_2 , KBr , KI , K_3PO_4 , Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , AgNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , лакмус или метиловый оранжевый.

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза;
- для определения запаха веществ не подносите пробирку к лицу, а направляйте воздух движениями руки к себе.

Опыт 1. В две пробирки налейте по 1 мл раствора натрий карбоната. В первую пробирку прилейте несколько капель хлоридной кислоты, а во вторую — 1 мл раствора хлорида кальция. Какие изменения наблюдаете? Эти реакции являются обратимыми или необратимыми? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах. Будут ли проходить реакции, если вместо раствора натрий карбоната использовать нерастворимую соль, например магний карбонат?

Опыт 2. В две пробирки налейте по 1 мл раствора барий хлорида. В первую пробирку прилейте 1 мл раствора натрий сульфата, во вторую — несколько капель раствора аргентум(I) нитрата. Какие

изменения наблюдаете? Отличаются ли осадки в обеих пробирках по виду и по составу? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов калий хлорида, калий бромида, калий йодида и калий ортофосфата. В каждую пробирку прилейте по 1 мл раствора аргентум(I) нитрата. Какие изменения наблюдаете? Отличаются ли осадки во всех пробирках по виду и составу? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. В четыре пробирки налейте по 1 мл раствора сульфатной кислоты и добавьте по несколько капель раствора индикатора (лакмуса или метилоранжа). В первую пробирку по капле добавляйте раствор щелочи до нейтрализации раствора. Во вторую пробирку прилейте 1 мл раствора барий хлорида. Происходит ли реакция? Как изменяется кислотность среды в пробирке? В третью пробирку прилейте 1 мл раствора натрий сульфита. Что наблюдаете? Определите запах в пробирке. Происходит ли реакция? По какому признаку это можно определить? В четвертую пробирку прилейте 1 мл раствора магний хлорида. Происходит ли реакция? По каким признакам это можно определить? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Если реакцию кислоты со щелочью проводить без использования индикатора, будут ли заметны изменения? Будет ли протекать реакция?

Вывод. Сделайте обобщающий вывод к практической работе. Для этого используйте ответы на вопросы:

1. При каких условиях происходят реакции ионного обмена в растворах?
2. По каким признакам вы сделали вывод о ходе реакций в каждом опыте?

§ 13. Обнаружение ионов в растворах

Понятие о качественных реакциях

Определение состава веществ и растворов — одна из задач современной химии. Качественный и количественный состав веществ и их смесей — предмет изучения аналитической химии.

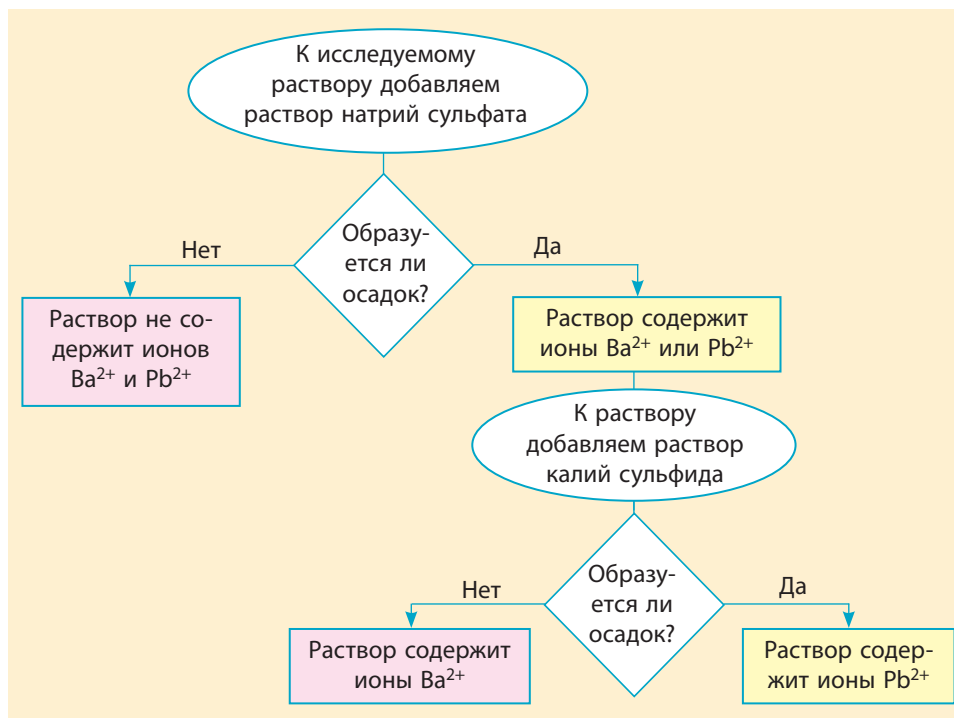
Одним из способов определения качественного состава растворов является использование *качественных реакций*. Качественными реакциями называют реакции, позволяющие ответить на вопрос: «Содержится ли определенное вещество или ион в исследуемом образце?»

Качественные реакции — это обычные химические реакции, протекающие достаточно быстро и сопровождающиеся определенными визуальными изменениями: изменение окраски раствора, образование осадка определенного цвета или выделение газа, который также может иметь (не иметь) окраску или запах.

Известно множество качественных реакций, позволяющих выявить наличие в растворах ионов, спиртов, аминокислот, белков и других веществ. С некоторыми качественными реакциями вы познакомитесь в этом параграфе, а с другими — при дальнейшем изучении химии.

Выявление ионов в растворах электролитов

Качественные реакции, позволяющие выявить ионы в растворе, в большинстве случаев сопровождаются образованием осадка определенного цвета. Например, обнаружение ионов Ba^{2+} в растворе можно описать такой блок-схемой:



Наиболее часто употребляемые в школьном курсе химии реактивы для анализа приведены в таблице 8.

Выдающийся украинский физико-химик, член-корреспондент АН УССР. Родился в г. Сухуми, учился в Харьковском финансово-экономическом техникуме, работал на химическом факультете Харьковского университета. Основные научные исследования относятся к электрохимии растворов: изучал кислотно-основные взаимодействия в неводных растворах, развил теорию кислотно-основных реакций Брэнстеда и теорию действия стеклянного электрода, разработал количественную теорию диссоциации электролитов в растворах. Открыл метод тонкослойной хроматографии и разработал новые физико-химические методы анализа неводных растворов.



Николай Аркадьевич Измайл
ов
(1907–1961)

Таблица 8. Реактивы для определения некоторых анионов

Ион	Реактив для качественного анализа и пример уравнения реакции	Признак реакции
Cl^-	Раствор аргентум(I) нитрата $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{KNO}_3$	Образование белого творожистого осадка AgCl , не растворимого в нитратной кислоте
Br^-	$\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{NaNO}_3$	Образование бледно-желтого осадка AgBr
I^-	$\text{AgNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI}\downarrow + \text{KNO}_3$	Образование желтоватого осадка AgI
PO_4^{3-}	$3\text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3$	Образование ярко-желтого осадка Ag_3PO_4
SO_4^{2-}	Раствор соли Бария $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	Образование белого осадка BaSO_4 , не растворимого в кислотах
CO_3^{2-}	Растворимое соединение Кальция $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$	Образование белого осадка CaCO_3
	Раствор кислоты $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выделение углекислого газа

Роль эксперимента в науке

Эксперимент — главный источник знаний. Проводя разнообразные исследования, ученые тысячелетиями накапливали знания в разных областях науки. Понятно, что, проведя один опыт, невозможно открыть закон или сформулировать теорию. На экспериментальном уровне познания происходит накопление фактов, информации о веществах и явлениях. Только обладая глубокими знаниями, можно

Известный украинский химик-аналитик, академик НАН Украины. Родился в поселке Кирилловка Черкасской области, окончил Киевский политехнический институт, работал в Киевском государственном университете. Занимался разработкой методов химического анализа неорганических материалов с использованием органических реактивов, применением комплексных соединений в химическом анализе. Руководил государственными программами «Чистая вода», принимал активное участие в ликвидации последствий Чернобыльской аварии, занимался созданием замкнутых циклов водоснабжения в промышленности, разработкой технологии комплексной переработки шахтных вод.



Анатолий Терентьевич Пилипенко
(1914–1993)

анализировать полученные данные и объяснять их, опираясь на уже существующую теорию или сформулировав свою.

Основываясь на экспериментальных фактах, ученые сформулировали большинство теорий. Так, изучая химические свойства кислоты, Лавуазье сформулировал кислородную теорию кислот, а взвешивая массы реагентов и продуктов реакции — закон сохранения массы. Изучая электропроводимость растворов, Аррениус заложил основы теории электролитической диссоциации. И таких примеров в истории химии множество.

Но некоторые теории и законы сначала были сформулированы теоретически путем анализа известных фактов. Необходимо было только «посмотреть» на эти факты с другой стороны. Анализируя свойства соединений элементов, Д. И. Менделеев открыл Периодический закон. Решая математические уравнения, Вольфганг Паули предположил существование неизвестной в то время характеристики электронов — спина, что экспериментально было подтверждено позже. Но, как говорил Нобелевский лауреат Лев Ландау: «Опыт — верховный судья теории». То есть любая теория или закон должны быть подтверждены экспериментально, как, например, открытие Галлия и Германия блестяще доказало истинность Периодического закона.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ № 7–9

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Реактивы: растворы NaCl , NaNO_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , CaCl_2 , BaCl_2 , AgNO_3 , HCl .

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества веществ;
- остерегайтесь попадания веществ на кожу, одежду, в глаза; при попадании кислоты ее следует немедленно смыть большим количеством воды и протереть поврежденное место раствором соды.

Определение хлорид-ионов в растворе

В первую пробирку налейте раствор натрия хлорида объемом 1 мл, во вторую — такое же количество раствора натрия нитрата. В обе пробирки добавьте по 2–3 капли раствора аргентум(I) нитрата. Что вы наблюдаете?

По какому признаку можно определить, в какой из пробирок находятся хлорид-ионы?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Определение сульфат-ионов в растворе

В первую пробирку налейте раствор натрия хлорида объемом 1 мл, во вторую — такое же количество раствора натрия сульфата. В обе пробирки добавьте по 2–3 капли раствора барий хлорида. Что вы наблюдаете?

По какому признаку можно определить, в какой из пробирок находятся сульфат-ионы?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Выявление карбонат-ионов в растворе

1. В первую пробирку налейте раствор натрия нитрата объемом 1 мл, во вторую — такое же количество раствора натрия карбоната.

В обе пробирки добавьте по 2–3 капли раствора кальция хлорида. Что наблюдаете?

2. Повторите опыт, но вместо кальция хлорида в обе пробирки добавьте по 1 мл хлоридной кислоты. Что наблюдаете?

По каким признакам можно определить, в какой из пробирок находятся карбонат-ионы?

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

**Ключевая идея**

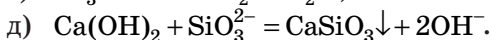
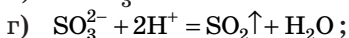
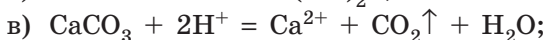
Качественная реакция — это химическая реакция, позволяющая выявить определенное вещество. Эксперимент является главным источником знаний. Он играет двоякую роль: доказывает или опровергает любые теоретические выводы и может стать основой новой теории или гипотезы.

**Контрольные вопросы****159.** Как вы понимаете понятие «качественные реакции»?**160.** Какие химические реакции можно использовать как качественные?**Задания для усвоения материала****161.** По таблице растворимости предложите реактивы для выявления таких ионов: а) SO_4^{2-} ; б) Cl^- ; в) S^{2-} ; г) Ag^+ .**162.** Предложите реактив, позволяющий различить пробирки с веществами в каждой из приведенных пар. Составьте соответствующие молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:а) MgCl_2 и MgSO_4 ; б) KNO_3 и K_2CO_3 .**163.** Охарактеризуйте роль эксперимента для: а) определения качественного и количественного состава веществ; б) открытия и доказательства истинности Периодического закона; в) становления теории электролитической диссоциации; г) развития науки.**ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2****Решение экспериментальных задач***Оборудование:* штатив с пробирками.*Реактивы:* растворы HCl , H_2SO_4 , NaOH , Ca(OH)_2 , FeSO_4 , Na_2SO_3 , Na_2SiO_3 , AgNO_3 , NaCl , $\text{Mg(NO}_3)_2$, лакмус или метиловый оранжевый, порошок CaCO_3 .**! Правила безопасности:**

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды.

Задание 1

Определите необходимые реактивы и проведите реакции, которые соответствуют следующим ионно-молекулярным уравнениям:



Для всех проведенных реакций опишите свои наблюдения и составьте уравнения в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Задание 2

Предложите, как можно доказать наличие каждого из ионов в растворе хлоридной кислоты.

Определите необходимые реактивы, выполните реакции и опишите визуальные изменения, по которым можно узнать состав веществ.

Для всех проведенных реакций опишите свои наблюдения и составьте уравнения в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Задание 3

В пяти пронумерованных пробирках содержатся растворы следующих веществ: хлоридной кислоты, натрий хлорида, натрий сульфата, натрий гидроксида и магний нитрата. Предложите схему анализа, с помощью которого можно определить содержимое каждой пробирки, используя не более трех реактивов. Проведите химические реакции и укажите, в какой пробирке находится какое вещество. Составьте соответствующие уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

Вывод. Сделайте обобщающий вывод к практической работе. Для этого используйте ответы на вопросы:

1. Может ли двум молекулярным уравнением реакции соответствовать одно сокращенное ионно-молекулярное уравнение?
2. Какие реакции называют качественными? По каким признакам выявляют те или иные ионы в растворе?



Темы учебных проектов по теме «Растворы»:

- Электролиты в современных аккумуляторах.
- Выращивание кристаллов солей.
- Приготовление растворов для оказания домедицинской помощи.
- Исследование pH почв своей местности.
- Исследование влияния кислотности и щелочности почв на развитие растений.
- Исследование pH атмосферных осадков и их влияния на различные материалы в окружающей среде.
- Исследование природных объектов в качестве кислотно-основных индикаторов.
- Исследование pH среды минеральных вод Украины.



Проверьте свои знания по теме «Растворы», выполнив тестовые задания на сайте.

ТЕМА 2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

В этом разделе вы узнаете...

- что такое окисление и восстановление и чем они отличаются;
- почему в химических реакциях выделяется или поглощается теплота;
- что понимают под скоростью реакции;
- почему продукты питания в холодильнике портятся гораздо медленнее.

§ 14. Степень окисления элементов

Вспомните: количество электронов на внешнем энергетическом уровне атомов *s*- и *p*-элементов совпадает с номером группы в Периодической системе (для короткого варианта).

Понятие о степени окисления

Важной характеристикой частиц в составе химических соединений является количество отданных или принятых атомом электронов. Если для веществ с ионной связью для этого достаточно знать заряды образованных ионов, то в веществах с ковалентной связью определить это достаточно сложно. Поэтому для всех соединений, независимо от типа их химической связи, используют более универсальное понятие — степень окисления.

Степень окисления определяется числом отданных или принятых электронов в веществах с ионной связью и количеством электронов в составе общих электронных пар, образующих ковалентную полярную связь.



Степень окисления — это условный заряд на атоме в молекуле или кристалле, определенный с предположением, что все общие электронные пары полностью смещены в сторону более электроотрицательного элемента.

В простейших ионных соединениях степень окисления совпадает с зарядами ионов, например:



Рассматривая соединения с ковалентной полярной связью, принимают, что общая электронная пара полностью переходит к более электроотрицательному элементу. В этом случае в водород флуориде и воде степени окисления будут следующие:



Возможные степени окисления элементов

Степени окисления, которые элементы могут проявлять в разных соединениях, в большинстве случаев можно определить по строению внешнего электронного уровня или по положению элемента в Периодической системе.

Атомы *металлических элементов* могут только отдавать электроны, поэтому в соединениях они проявляют положительные степени окисления. Максимальное значение — высшая степень окисления — обычно равно числу электронов на внешнем уровне, а следовательно, и номеру группы в Периодической системе.

$$\begin{array}{l}
 \text{Метал-} \\
 \text{лические} \\
 \text{элементы}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \nearrow \text{высшая степень} \\
 \searrow \text{низшая степень}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \text{окисления} \\
 \text{окисления}
 \end{array}
 = \begin{array}{l}
 \text{максимальное количество} \\
 \text{отданных электронов}
 \end{array} = \begin{array}{l}
 \text{номер} \\
 \text{группы}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{низшая степень} \\
 \text{окисления}
 \end{array}
 = 0$$

Атомы *неметаллических элементов* могут проявлять как положительную, так и отрицательную степень окисления. Максимальная положительная степень окисления — высшая степень окисления — как и для металлических элементов, равна числу валентных электронов. А низшая степень окисления определяется тем, сколько электронов не хватает атому, чтобы на внешнем уровне их было восемь (табл. 9).

$$\begin{array}{l}
 \text{Неметал-} \\
 \text{лические} \\
 \text{элементы}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \nearrow \text{высшая степень} \\
 \searrow \text{низшая степень}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \text{окисления} \\
 \text{окисления}
 \end{array}
 = \begin{array}{l}
 \text{максимальное число} \\
 \text{отданных электронов}
 \end{array} = \begin{array}{l}
 \text{номер} \\
 \text{группы}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{низшая степень} \\
 \text{окисления}
 \end{array}
 = \begin{array}{l}
 \text{максимальное число} \\
 \text{принятых электронов}
 \end{array} = \begin{array}{l}
 \text{номер группы} \\
 \text{минус 8}
 \end{array}$$

Кроме высшей и низшей степени окисления многие элементы могут также проявлять и промежуточные степени окисления (табл. 9).

Таблица 9. Наиболее характерные степени окисления элементов главных подгрупп (s- и p-элементов)

Группа ПС	I	II	III	IV	V	VI	VII
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6 (кроме O)	+7 (кроме F)
Промежуточные степени окисления	—	—	—	+2, 0	+3, 0	+4, +2, 0	+5, +3, +1, 0
Низшая степень окисления	0	0	0	-4	-3	-2	-1

Некоторые химические элементы не подчиняются этим правилам. Среди них Водород, Кислород, Фтор:



Определение степени окисления элементов в соединениях

При определении степени окисления элементов в соединениях необходимо помнить:

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.
2. Фтор — наиболее электроотрицательный химический элемент, поэтому степень окисления Фтора во всех соединениях равна -1 .
3. Кислород — наиболее электроотрицательный элемент после Фтора, поэтому степень окисления Кислорода во всех соединениях (кроме фторидов) отрицательная: в большинстве случаев она равна -2 , а в пероксидах — -1 .
4. Степень окисления Водорода в большинстве соединений равна $+1$, а в соединениях с металлическими элементами (гидридах NaH , CaH_2 и др.) — -1 .
5. Степень окисления металлических элементов в соединениях всегда положительная.
6. У более электроотрицательного элемента всегда отрицательная степень окисления.
7. Сумма степеней окисления всех элементов в соединении равна нулю.

Алгоритм определения степеней окисления элементов в соединениях

1. Записываем формулу вещества	Fe_2O_3	H_2SO_4	KNO_3
2. Подписываем степени окисления Кислорода и Водорода и металлических элементов I–III групп (табл. 9)	$\overset{x}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$	$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$
3. Составляем уравнение для вычисления неизвестного заряда. Следует помнить, что степень окисления — это заряд на одном атоме. Если атомов определенного элемента больше одного, то его заряд следует умножить на количество атомов	$2 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ После упрощения: $2x - 6 = 0$	$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$ После упрощения: $2 + x - 8 = 0$	$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ После упрощения: $1 + x - 6 = 0$
4. Решаем составленное уравнение	$x = +3$	$x = +6$	$x = +5$
5. Подписываем вычисленную степень окисления	$\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$	$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$

Составление формул соединений по степени окисления элементов

Используя степени окисления, составлять формулы бинарных соединений проще, чем по валентности. При составлении формулы следует руководствоваться правилом электронейтральности.

Алгоритм составления формул соединений по известным степеням окисления элементов

1. Записываем символы элементов в нужном порядке и надписываем их степени окисления	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl} \end{matrix}$
2. Определяем наименьшее общее кратное (НОК) для значений степеней окисления (не обращая внимания на знак)	НОК (6 и 2) = 6	НОК (3 и 1) = 3
3. Количество атомов определенного элемента равно отношению НОК к степени окисления этого элемента	$6 : 6 = 1 \text{ (S)}$ $6 : 2 = 3 \text{ (O)}$	$3 : 3 = 1 \text{ (Fe)}$ $3 : 1 = 3 \text{ (Cl)}$
4. Записываем индексы после символов элементов	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O}_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl}_3 \end{matrix}$



Ключевая идея

Степень окисления характеризует количество электронов, которые участвуют в образовании связей в соединениях.



Контрольные вопросы

164. Дайте определение понятия «степень окисления».
165. В чем заключается сходство и различие понятий «степень окисления» и «валентность»?
166. Как можно определить высшую, низшую и промежуточную степени окисления элементов по Периодической системе?
167. Чему равна низшая степень окисления металлических элементов?
168. Сформулируйте алгоритм определения степеней окисления элементов в соединениях.
169. Какова степень окисления элементов в простых веществах? Почему она именно такая?



Задания для усвоения материала

170. По формулам веществ определите степени окисления всех элементов.

а) H_2 , H_2O , HCl , NaOH , NaNH_2 ;	г) SO_2 , S , H_2SO_4 , H_2S ;
б) PH_3 , NO_2 , H_2O_2 ;	д) Fe , Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
в) HCl , Cl_2 , CuCl_2 , KClO_3 ;	е) N_2 , N_2H_4 , N_2O_3 , HNO_3 .

- 171.** По Периодической системе определите возможные степени окисления — высшие, низшие и промежуточные (если они есть) — для элементов: Хлор, Фосфор, Натрий, Кальций, Карбон, Плюмбум, Алюминий.
- 172.** Определите степени окисления Карбона в соединениях: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$, C_2Cl_6 . (Обратите внимание, что во всех этих соединениях степень окисления Гидрогена равна +1, а Хлора — -1.)
- 173.** Приведите формулы соединений Нитрогена с положительной и отрицательной степенью окисления этого химического элемента.
- 174*.** Максимальная валентность и степень окисления Оксигена и Флуора отличаются от номеров групп Периодической системы, в которых они расположены. Как вы считаете, чем это можно объяснить?

§ 15. Окислительно-восстановительные реакции

Окисление и восстановление — противоположные процессы

В 7 классе вы уже ознакомились с реакциями окисления. Мы рассматривали их как реакции веществ с Кислородом с образованием оксидов. Можно сказать, что *окисление* — это процесс присоединения веществом атомов Кислорода (рис. 15.1, а). Вместе с окислением в природе происходит противоположный процесс, который сопровождается отдачей веществом атомов Кислорода. Этот процесс называют *восстановлением*. На примере реакции восстановления меди (рис. 15.1, б) становится понятным название этого процесса: поскольку из черного купрум(II) оксида получили блестящий металл, то было логично назвать этот процесс восстановлением металла.

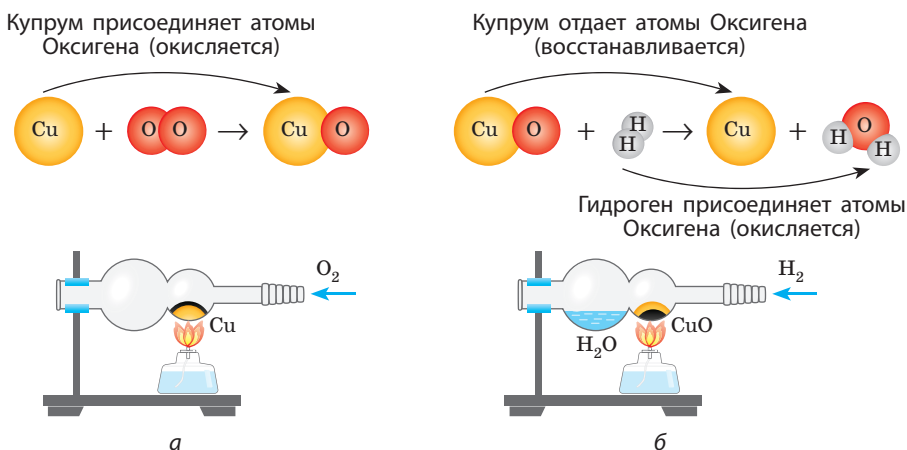


Рис. 15.1. Реакции окисления (а) и восстановления (б) меди

Обратите внимание: Купрум отдает атомы Оксигена и восстанавливается, но одновременно атомы Гидрогена соединяются с атомами Оксигена и окисляются (рис. 15.1, б).

Итак, процессы окисления и восстановления — это противоположные взаимосвязанные процессы: восстановление всегда сопровождается окислением, и наоборот. Поэтому используют термин *окислительно-восстановительные реакции* (сокращенно ОВР).

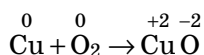
Электронная природа окислительно-восстановительных реакций

С развитием химии ученые установили электронную природу процессов окисления и восстановления. Одним из первых электронную теорию окислительно-восстановительных процессов предложил наш соотечественник Л. В. Писаржевский. Он сопоставил процессы окисления и восстановления с изменением степеней окисления элементов вследствие перехода электронов от атомов одних элементов к другим.

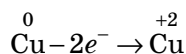


Реакции, в которых хотя бы один химический элемент меняет свою степень окисления, называют окислительно-восстановительными.

Рассмотрим еще раз реакцию окисления меди, но на этот раз обратим внимание на степени окисления элементов реагентов и продуктов реакции:

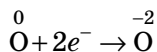


Мы видим, что в результате реакции Купрум повышает свою степень окисления с 0 до +2. Для этого атомы Купрума должны отдать по 2 электрона. Этот процесс можно описать схемой:



Окисление — это процесс отдачи электронов атомом (ионом) с повышением степени окисления.

В этой реакции Купрум понижает свою степень окисления с 0 до -2. Для этого атомы Оксигена должны принять по 2 электрона:

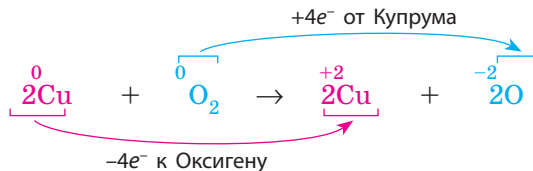


Так атомы Оксигена дополняют (восстанавливают) свою электронную оболочку.



Восстановление — это процесс присоединения электронов атомом (ионом) с понижением степени окисления.

Каждый атом Оксигена присоединяет по два электрона от атомов Купрума и восстанавливается



Каждый атом Купрума отдает по два электрона атомам Оксигена и окисляется

Элемент, который отдает электроны и тем самым повышает свою степень окисления, называют *восстановителем*. Вещество, содержащее элемент-восстановитель, также называют восстановителем. Поскольку восстановитель в ходе реакции отдает электроны, то сам он при этом окисляется.



Восстановитель — это частица (молекула, атом или ион), которая отдает электроны.

В реакции меди с кислородом атомы Купрума окисляются, поскольку отдают электроны, но они в этой реакции являются восстановителями, поскольку отдают электроны и восстанавливают атомы Оксигена.

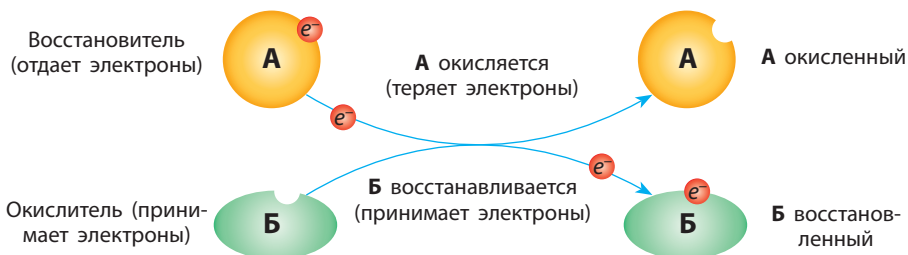
Элемент, который присоединяет электроны, а также вещество, в составе которого он содержится, называют *окислителем*. Поскольку окислитель в ходе реакции присоединяет электроны, то сам он при этом восстанавливается.



Окислитель — это частица (молекула, атом или ион), которая присоединяет электроны.

В реакции, которую мы рассмотрели, Оксиген восстанавливается, поскольку присоединяет электроны, но одновременно он является окислителем и окисляет Купрум.

В общем случае все определения, которые мы рассмотрели в этом подразделе, можно представить схемой:

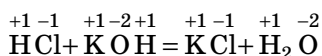


Украинский физико-химик, академик АН СССР и АН УССР. После окончания гимназии готовился стать врачом, но, ознакомившись с учебником Менделеева «Основы химии», решил посвятить себя этой науке. После окончания Одесского университета учился в Лейпциге в лаборатории Оствальда, где защитил диссертацию. Работал в Тарту, Киевском политехникуме, Екатеринославском горном институте (сейчас Национальный горный университет, г. Днепр). В годы гражданской войны сконструировал простой противогаз, сберегший здоровье многих солдат. Разработал теорию окислительно-восстановительных реакций. Был основателем и первым директором института физической химии НАН Украины, названного его именем.



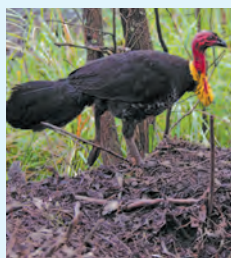
Лев Владимирович Писаржевский
(1874–1938)

Рассмотрим реакцию хлоридной кислоты со щелочью:



Легко заметить, что в этой реакции ни один химический элемент не меняет свою степень окисления, поэтому данная реакция не является окислительно-восстановительной, как и любая другая реакция ионного обмена. Главное отличие окислительно-восстановительных реакций от реакций ионного обмена заключается в том, что при окислительно-восстановительных реакциях происходит переход электронов от восстановителя к окислителю.

На островах Индонезии обитают сорные куры, или большеноги (*alectura lathami*). В отличие от большинства птиц они не высиживают свои яйца, а закапывают их в кучу гумуса, листьев и навоза. Яйца развиваются благодаря теплоте, выделяемой при окислительно-восстановительной реакции гниения растений. Благодаря нежной коже внутри клюва самец отслеживает температуру в таком «инкубаторе» и в зависимости от нее раскапывает яйца или засыпает их песком.



Значение окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции имеют большое значение в природе и деятельности человека. Они являются основой многих процессов жизнедеятельности живых организмов. В промышленности ОВР — один из главных методов получения новых веществ, в особенности металлов, а также в производстве кислот, лекарств, красителей и т. д.

Значение ОВР в природе

Фотосинтез — это окислительно-восстановительная реакция, обеспечивающая жизнь на планете. Под действием света в зеленых растениях происходит процесс, который можно описать суммарным уравнением: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2\uparrow$. Окислителем здесь выступает углекислый газ, а восстановителем — атомы Кислорода в составе воды.

Обмен веществ и энергии в клетках происходит в процессе многочисленных окислительно-восстановительных реакций. Процессы дыхания, пищеварения — все это цепи ОВР. Превращение энергии, освобождающейся при ОВР, в энергию химических связей молекул АТФ происходит в митохондриях.

Любая **реакция горения** является окислительно-восстановительной. С давних времен горение является источником энергии для человека. Горение древесины можно описать уравнением, обратным к процессу фотосинтеза: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Гниение также является окислительно-восстановительным процессом, который происходит при участии бактерий. В результате гниения выделяется энергия, необходимая для жизнедеятельности этих бактерий. Миллионы лет назад благодаря этим процессам сформировались полезные ископаемые.

Брожение — еще один пример природных ОВР. Этот процесс происходит при участии грибов, которые таким способом получают необходимую энергию. Человек использует брожение для приготовления квашеных овощей, дрожжевого теста, кисломолочных продуктов, сыра, пива и т. п.

В живых организмах случаются и **нежелательные процессы окисления**, следствием которых могут быть мутации ДНК и заболевания, в частности рак. Вещества-антиоксиданты, проявляющие восстановительные свойства, взаимодействуют с избыточными окислителями в организме и «нейтрализуют» их. Самый распространенный антиоксидант — витамин С.

Коррозия — это многостадийный окислительно-восстановительный процесс, описываемый уравнением: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$. Коррозию можно назвать процессом, противоположным получению металлов на заводах. Этот процесс приводит к повреждению металлических конструкций.



Значение ОВР в технике

Получение энергии из любого топлива основано на ОВР. Например, в двигателях внутреннего сгорания происходит реакция сгорания бензина. Энергия, выделяющаяся в результате реакции, превращается в механическую энергию для перемещения автомобиля.

В обычных **батарейках** также протекают ОВР, энергия от которых преобразуется в электрическую энергию. Такие источники электрического тока называют гальваническими элементами. Аккумуляторы в автомобилях, ноутбуках и мобильных телефонах — это также гальванические элементы, в которых протекают различные ОВР.

В **топливных элементах** энергия вырабатывается в результате окислительно-восстановительной реакции горения. Перспективным является топливный элемент, в котором происходит сгорание водорода, поскольку единственный продукт этой реакции — вода. Автомобили с такими топливными элементами будут экологически чистыми.

Окислительно-восстановительные реакции являются основой метода **гальванопластики** — покрытия поверхности тонким слоем металла. На изделие любой сложности из любого материала наносят слой металла. Этим методом наносят позолоту на деревянные изделия, хромируют детали автомобилей, бытовой техники и т. п.

Металлургические процессы — получение металлов — невозможны без ОВР. Металлы (железо, медь, свинец и др.) восстанавливают из руды коксом (специально обработанным углем). Алюминий из руды восстанавливают электрическим током. По выпуску черных металлов Украина занимает одно из первых мест в мире.

Без ОВР невозможен **химический анализ некоторых веществ**. Используя различные реагенты, определяют концентрацию кислорода, ионов Феррума или Хрома в смесях. Также с помощью ОВР можно определить содержание витамина С (аскорбиновой кислоты) во фруктах, соках и др.

Реакция азота с водородом $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ также является окислительно-восстановительной. На этой реакции основано **производство азотных удобрений и взрывчатых веществ**. Дешевый способ синтеза аммиака позволил повысить урожайность сельскохозяйственных культур. В Украине аммиак синтезируют в больших объемах на предприятиях «Ровноазот», Черкасский «Азот» и другие.



Ключевая идея

Окисление и восстановление — противоположные взаимосвязанные процессы, которые заключаются в обмене электронами.



Контрольные вопросы

175. Какие реакции называют окислительно-восстановительными? Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций в природе и быту.
176. Дайте определение понятиям «окислитель», «восстановитель», «окисление», «восстановление» с точки зрения электронной теории ОВР.
177. Можно ли любой процесс окисления охарактеризовать как горение? А можно ли любой процесс горения назвать процессом окисления?



Задания для усвоения материала

178. Определите, какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными. Для ОВР обозначьте стрелкой направление переноса электронов и их количество, как на схеме на с. 90.

а) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$;	д) $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;	е) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
в) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$;	ж) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$;
г) $6\text{NaOH} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;	з) $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$.
179. В каждом уравнении реакции определите элементы, которые являются восстановителями и окислителями:

а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$;	д) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$;
б) $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$;	е) $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$;
в) $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$;	ж) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$;
г) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$;	з) $5\text{Cl}_2 + 2\text{P} = 2\text{PCl}_5$.
180. Для каждого процесса отметьте количество отданных или принятых электронов, например: $\overset{0}{\text{Cu}} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$. Укажите, является процесс окислением или восстановлением.

а) $\overset{+2}{\text{Fe}} \dots \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$;	г) $\overset{0}{\text{N}_2} \dots \rightarrow \overset{+2}{2\text{N}}$;	ж) $\overset{+7}{\text{Mn}} \dots \rightarrow \overset{+4}{\text{Mn}}$;	к) $\overset{0}{\text{H}_2} \dots \rightarrow \overset{+}{2\text{H}}$;
б) $\overset{+2}{\text{Fe}} \dots \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$;	д) $\overset{0}{\text{O}_2} \dots \rightarrow \overset{-2}{2\text{O}}$;	з) $\overset{-3}{2\text{N}} \dots \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2}$;	л) $\overset{0}{\text{Ca}} \dots \rightarrow \overset{+2}{\text{Ca}}$;
в) $\overset{+5}{\text{N}} \dots \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}$;	е) $\overset{+7}{\text{Mn}} \dots \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}}$;	и) $\overset{-3}{\text{N}} \dots \rightarrow \overset{-2}{\text{N}}$;	м) $\overset{+6}{\text{S}} \dots \rightarrow \overset{-2}{\text{S}}$.
181. Охарактеризуйте значение ОВР в быту, технике, природе.
182. Изделия из серебра при длительном хранении тускнеют из-за образования на поверхности нерастворимого аргентум(II) сульфида черного цвета. Восстановить блеск серебра можно кипячением изделия в растворе соды вместе с алюминиевой фольгой. Какое вещество в этом случае будет окислителем, а какое — восстановителем? Составьте уравнение этой реакции.
183. Свободные радикалы в организме (частицы с неспаренными электронами) вызывают гибель клеток или их перерождение в раковые клетки. Нейтрализовать действие свободных радикалов могут некоторые

вещества, которые называются антиоксидантами, например аскорбиновая кислота. Предположите, какие свойства (окислителей или восстановителей) характерны для свободных радикалов и антиоксидантов.

§ 16. Окислители и восстановители

Вспомните:

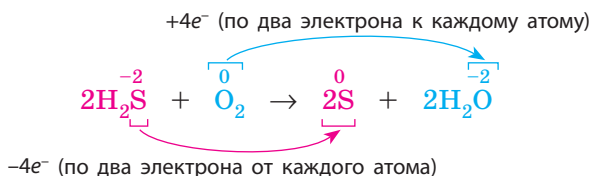
- как определить возможные степени окисления элементов (§ 14);
- металлические элементы находятся преимущественно в нижней левой части Периодической системы, а неметаллические — в верхней правой.

Окислители и восстановители

Атомы химических элементов в высшей степени окисления могут быть только окислителями, поскольку они могут только принимать электроны.

Элементы в низшей степени окисления могут быть только восстановителями, поскольку они могут только отдавать электроны. Если элемент находится в промежуточной степени окисления, то он может как принимать, так и отдавать электроны, следовательно, может проявлять свойства как восстановителя, так и окислителя. Характерные степени окисления некоторых элементов и соответствующие им соединения приведены в Приложении 2.

Например, рассмотрим Сульфур и характерные для него соединения с разной степенью окисления этого элемента. В гидросульфиде степень окисления Сульфура низшая и равна -2 , внешний энергетический уровень Сульфура завершённый, и он может только отдавать электроны. Таким образом, Сульфур со степенью окисления -2 может быть только восстановителем:

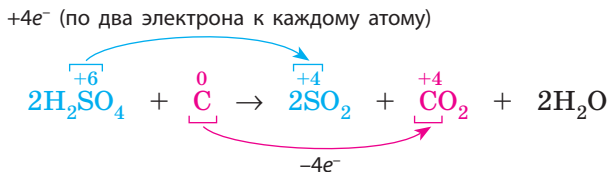


Высшая степень окисления Сульфура равна $+6$, которую он проявляет, например, в сульфатной кислоте. Концентрированная сульфатная кислота может окислять много веществ, и окислительные свойства в этих случаях проявляет именно Сульфур, который в степени окисления $+6$ отдал все электроны с внешнего энергетического

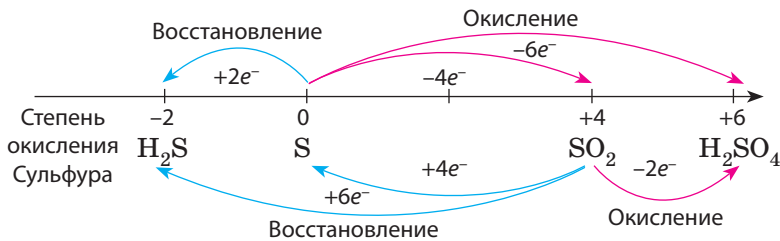
Элементы:

- в высшей степени окисления — только окислители;
- в низшей — только восстановители;
- в промежуточной — и окислители, и восстановители.

уровня и теперь может только их присоединять, т. е. быть только окислителем:

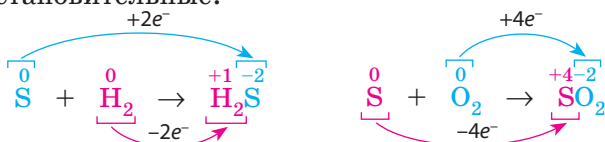


В промежуточных степенях окисления — 0 (в сере) и +4 (например, в SO_2) — атом Сульфура может как присоединять, так и отдавать электроны, проявляя как окислительные, так и восстановительные свойства. Он может восстанавливаться или окисляться до различных степеней окисления, что проиллюстрировано на схеме:



Низшая степень окисления (только восстановитель) Промежуточные степени окисления (и окислитель, и восстановитель) Высшая степень окисления (только окислитель)

Например, при взаимодействии серы с водородом Сульфур проявляет окислительные свойства, а при взаимодействии с кислородом — восстановительные:



Таким образом, химический элемент в зависимости от степени окисления, которую он проявляет в том или ином соединении, может быть как окислителем, так и восстановителем. Для определения возможности вступать в те или иные реакции необходимо сравнить степень окисления элемента в данном соединении со степенями окисления, которые может проявлять элемент, основываясь на строении его электронной оболочки.

Распространенные вещества-окислители

Окислительные свойства наиболее выражены у типичных неметаллов (галогены, кислород, сера), а также у некоторых сложных веществ, содержащих элементы в высоких степенях окисления (+5 ... +7).



Кислород O_2 — самый распространенный на Земле окислитель. Он способен окислять многие простые и сложные вещества, образуя оксиды. Эти реакции сопровождаются выделением большого количества теплоты. При этом сам кислород восстанавливается до низшей степени окисления:

$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$$

Самый сильный окислитель среди простых веществ — **фтор** F_2 . При обычных условиях он реагирует с большинством веществ, а при нагревании окисляет и благородные металлы — золото и платину. В атмосфере фтора горит даже вода. Фтор не может быть восстановителем, т. к. Флуор не имеет положительной степени окисления.

Концентрированная сульфатная кислота H_2SO_4 — сильный окислитель благодаря Сульфору. Чаще всего в реакциях он восстанавливается до степени окисления +4, образуя сульфур(IV) оксид SO_2 . Разбавленная сульфатная кислота — слабый окислитель, поскольку в этом случае окислителем является ион Гидрогена H^+ .

Нитратная кислота HNO_3 — сильный окислитель благодаря Нитрогену. В реакциях он восстанавливается до разных степеней окисления от +4 до -3. Смесь концентрированных нитратной и хлоридной кислот («царская вода») реагирует даже с золотом и платиной: $Au + 4HCl + HNO_3 = HAuCl_4 + NO\uparrow + 2H_2O$.

Калий перманганат $KMnO_4$ — один из важнейших реагентов в химических лабораториях. Он проявляет сильные окислительные свойства благодаря Мангану. Его используют как окислитель в органическом синтезе, химическом анализе, для получения кислорода в лабораториях. Применяют в медицине как антисептическое средство.

Калий дихромат $K_2Cr_2O_7$ — ценный окислитель, который используют для производства красителей, дубления кожи, в пиротехнике, живописи. Его смесь с концентрированной сульфатной кислотой (хромпик) используют для мытья стеклянной лабораторной посуды, чтобы избавиться от незаметных пятен.

Водород перексид H_2O_2 — распространенный в химических лабораториях реагент. В нем Кислород проявляет степень окисления -1, которая является для него промежуточной, следовательно, водород перексид можно использовать и как окислитель, и как восстановитель.

Распространенные вещества — восстановители

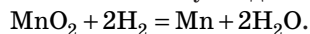
Восстановительные свойства характерны для многих простых веществ (металлы и некоторые неметаллы (водород, углерод)), а также для соединений неметаллических элементов в низших степенях окисления ($-4 \dots -1$): H_2S , NH_3 , HI , CH_4 и др.



Самым распространенным восстановителем в промышленности является **углерод**, а именно кокс, который добывают специальной обработкой **угля**. Кокс используют для восстановления металлов из оксидов: $\text{PbO} + \text{C} = \text{Pb} + \text{CO}$.



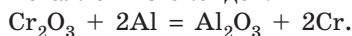
Водород H_2 — распространенный восстановитель. Его также используют для восстановления металлов:



Из-за огнеопасности водород не так распространен в промышленности, как кокс, но в реакциях с водородом получают металлы значительно высшего качества (чистые).



Металлы — типичные восстановители, причем чем левее расположен металл в ряду активности, тем сильнее его восстановительные свойства. Некоторые металлы применяют в промышленности для восстановления других металлов из оксидов:



Ключевая идея

Химические элементы в высшей степени окисления могут проявлять только окислительные свойства, в низшей степени — только восстановительные свойства. Если элемент находится в промежуточной степени окисления, он может быть как окислителем, так и восстановителем.



Контрольные вопросы

- 184.** В какой степени окисления элементы могут проявлять свойства: а) только окислительные; б) только восстановительные; в) и окислительные, и восстановительные? Ответ поясните.
- 185.** Приведите примеры веществ, проявляющих сильные окислительные и восстановительные свойства. Поясните свой выбор.
- 186.** Как зависит активность атомов элемента в окислительно-восстановительных реакциях от его степени окисления?



Задания для усвоения материала

- 187.** Может ли проявлять восстановительные свойства: а) атом Флуора; б) флуорид-ион; в) атом Натрия; г) ион Натрия? Ответ поясните.
- 188.** Почему фтор и кислород в химических реакциях являются преимущественно окислителями? Существуют ли еще простые вещества, которые были бы только окислителями или только восстановителями?
- 189.** В каждом ряду веществ найдите элемент, содержащийся во всех трех веществах. Определите его степень окисления в этих соединениях. По степени окисления определите, в каком веществе этот элемент может быть только окислителем, в каком — только восстановителем, а в каком — проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

а) NaH , H_2 , HCl ;	г) HCl , Cl_2 , HClO_4 ;
б) NH_3 , NO , HNO_3 ;	д) Cr , CrCl_3 , CrO_3 ;
в) H_2S , SO_2 , H_2SO_4 ;	е) Mn , MnO_2 , KMnO_4 .
- 190.** Составьте уравнения реакций горения в кислороде приведенных веществ и определите элемент-восстановитель.
Железо, водород, фосфор, сероводород, карбон(II) оксид, метан CH_4 .
- 191.** Составьте уравнение горения кальция в кислороде. Атомы какого вещества отдают электроны, а какого — принимают?
- 192.** Составьте уравнения реакций восстановления водородом следующих веществ: вольфрам(VI) оксид, хром(III) оксид, титан(IV) оксид. В каждой реакции определите элемент-окислитель.
- 193.** Железо можно получить восстановлением феррум(III) оксида углеродом, водородом, алюминием. Составьте соответствующие уравнения реакций. Назовите окислитель и восстановитель в каждой реакции.
- 194.** В алюминий бромиде Алюминий находится в высшей степени окисления, а Бром — в низшей. Какой элемент в этом соединении может быть окислителем, а какой — восстановителем? Ответ поясните, используя уравнения реакций: $\text{AlBr}_3 + 3\text{Na} = 3\text{NaBr} + \text{Al}$; $2\text{AlBr}_3 + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Br}_2$.
- 195.** Несколько веков назад картины писали красками, содержащими свинцовые белила. За многие годы такие картины почернели из-за превращения белил в плумбум(II) сульфид черного цвета. При реставрации картин их обрабатывают раствором гидроген пероксида, благодаря чему черный плумбум(II) сульфид окисляется до белого вещества, в котором Сульфур проявляет степень окисления +6. В какое соединение превращается плумбум(II) сульфид? Составьте уравнение этой реакции. Как вы считаете, можно ли гидроген пероксид использовать для отбеливания серебряных изделий, которые темнеют из-за покрытия аргентум(I) сульфидом?
- 196.** В каком воздухе быстрее потускнеет серебро: в чистом или загрязненном? Составьте план эксперимента, который мог бы доказать ваше мнение.
- 197.** В дополнительных источниках найдите информацию об использовании окислительно-восстановительных процессов в быту и промышленности.

§ 17. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса

Понятие об электронном балансе.

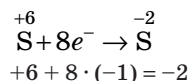
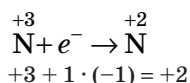
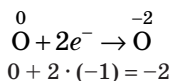
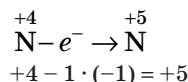
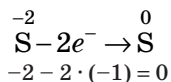
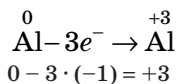
Схемы окисления и восстановления

Уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые мы рассмотрели в предыдущих параграфах, выглядят достаточно привычно: и в реагентах, и в продуктах в реакции записано не более двух формул веществ. Но часто встречаются уравнения реакций, где и в реагентах, и в продуктах записаны по три или больше формул. Подобрать коэффициенты для таких уравнений достаточно сложно. В этих случаях составляют так называемый электронный баланс. В 9 классе мы рассмотрим составление электронного баланса для простых окислительно-восстановительных реакций, но в дальнейшем вам может понадобиться подобрать коэффициенты в сложных уравнениях, а сделать это без электронного баланса будет непросто.

При повышении степени окисления атом отдает электроны; при понижении — принимает.

Важным этапом при составлении электронного баланса является запись схем процессов окисления и восстановления. Такие схемы вам уже знакомы из двух предыдущих параграфов. При их составлении необходимо помнить, что у электрона отрицательный заряд -1 : для повышения степени окисления атом должен отдать электроны (отрицательные заряды), а для понижения — принять.

Проанализируйте схемы окисления и восстановления элементов и обратите внимание, что суммарный заряд в обеих частях этих схем одинаковый.

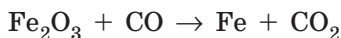


Составление электронного баланса для ОВР

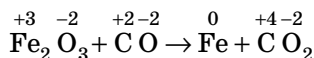
Основной принцип составления электронного баланса заключается в том, что в окислительно-восстановительных реакциях электроны переходят от одного атома к другому, поэтому число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.

При составлении электронного баланса следует придерживаться определенного алгоритма. Рассмотрим его на примерах.

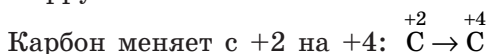
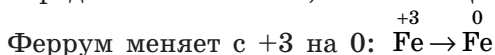
Пример 1. Подберите коэффициенты методом электронного баланса для уравнения реакции взаимодействия феррум(III) оксида с угарным газом:



1. Определяем степени окисления всех химических элементов, входящих в состав реагентов и продуктов реакции:



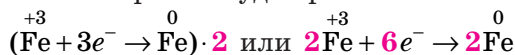
2. Определяем элементы, изменяющие степени окисления:



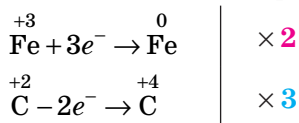
3. Для уравнивания зарядов в обеих частях схем необходимо написать число отданных или принятых электронов. Получаем схемы окисления и восстановления:



4. Суть электронного баланса заключается в том, что количество принятых и отданных электронов должно быть одинаковым. Чтобы сравнить количество принятых (в нашем случае 3) и отданных (в нашем случае 2) электронов, необходимо схему восстановления умножить на 2, а схему окисления — на 3. В этом случае в обеих схемах количество электронов будет равно 6:



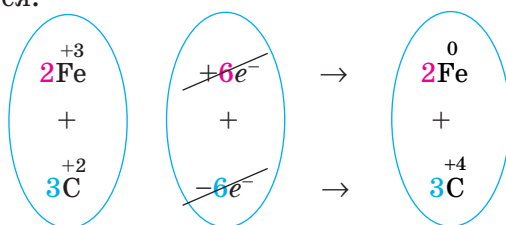
Обычно это записывают следующим образом:



Для определения коэффициентов, на которые умножаются схемы окисления и восстановления, можно использовать значение наименьшего общего кратного (НОК) для количества электронов в обеих схемах. В нашем случае принимается 3 электрона, а отдается 2. Для этих

чисел НОК = 6, следовательно, обе схемы надо умножить так, чтобы в каждой было по 6 электронов: первую — на 2, а вторую — на 3.

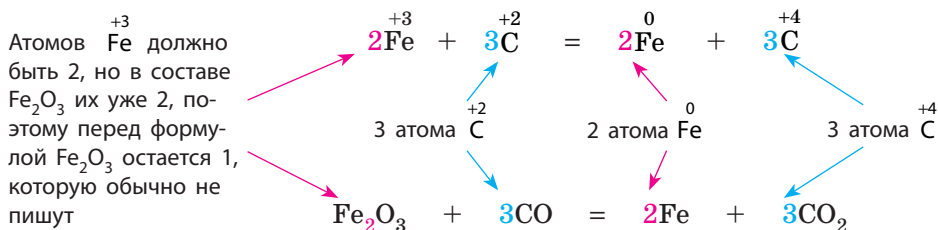
5. Сложим почленно левые и правые части схем окисления и восстановления с учетом умножения на коэффициенты. Схемы реакций складывают, как обычные математические уравнения, что вы делаете на уроках математики при решении систем линейных уравнений. Обратите внимание, что количество электронов в схемах окисления и восстановления — противоположные числа, поэтому при сложении они сокращаются:



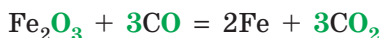
Получаем суммарную схему:



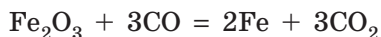
6. Коэффициенты в суммарной схеме показывают, сколько атомов того или иного элемента должно быть в молекулярном уравнении. С учетом этого расставляем коэффициенты в молекулярном уравнении:

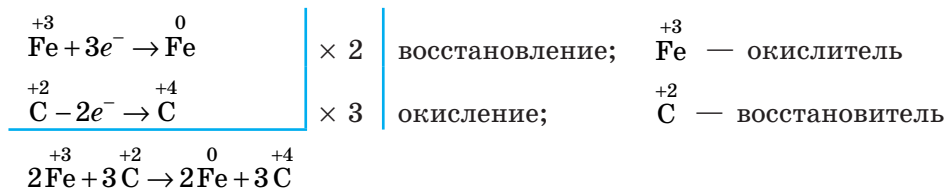


После переноса коэффициентов необходимо проверить, уравнилось ли количество атомов других элементов, которых не было в схемах окисления и восстановления. В нашем случае это Кислород: в обеих частях уравнения записано по 6 атомов Кислорода:



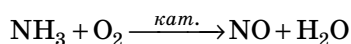
7. При оформлении электронного баланса принято указывать процессы окисления и восстановления, а также элемент-окислитель и элемент-восстановитель. Итак, получаем электронный баланс, оформленный следующим образом:



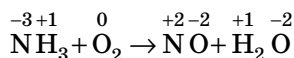


По данному алгоритму можно подобрать коэффициенты для уравнения любой окислительно-восстановительной реакции.

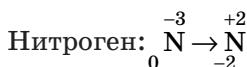
Пример 2. Подберите коэффициенты методом электронного баланса для уравнения реакции взаимодействия аммиака с кислородом в присутствии катализатора:



1. Записываем схему реакции и отмечаем степени окисления элементов:



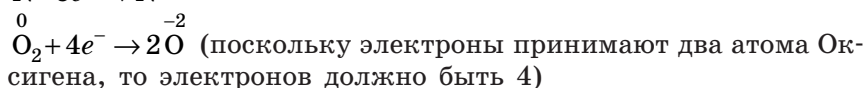
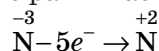
2. Степени окисления меняют:



Оксиген: $\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{\text{O}}$ (обратите внимание, что формула кислорода записывается в виде двухатомной молекулы)



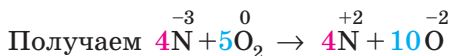
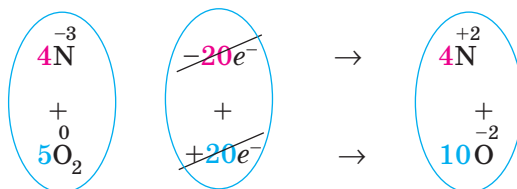
3. Уравниваем заряды и дописываем электроны:



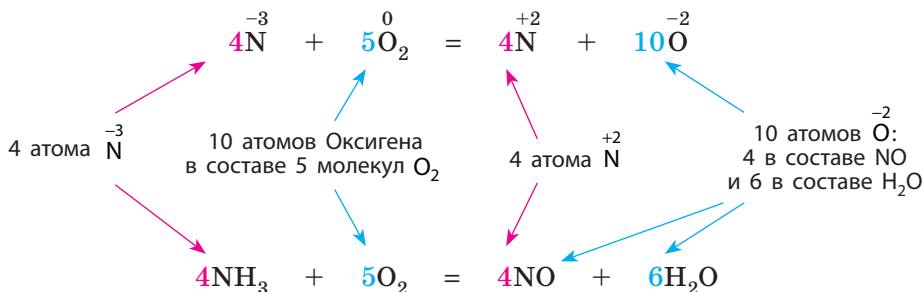
4. Уравниваем количество принятых и отданных электронов:



5. Складываем почленно схемы окисления и восстановления:

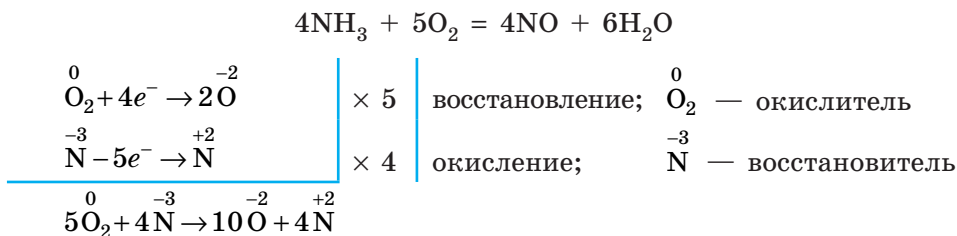


6. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение:



Проверяем число атомов Гидрогена: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ (по 12 в обеих частях).

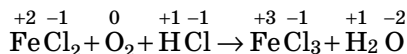
7. Оформленный электронный баланс будет выглядеть следующим образом:



Пример 3. Подберите коэффициенты методом электронного баланса для реакции окисления феррум(II) хлорида в кислотной среде:



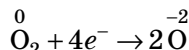
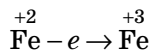
1. Записываем схему реакции и отмечаем степени окисления элементов:



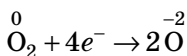
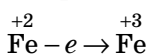
2. Степени окисления меняют:



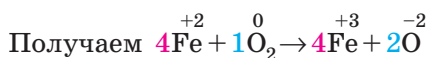
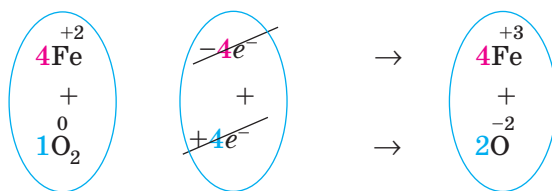
3. Уравниваем заряды и дописываем электроны:



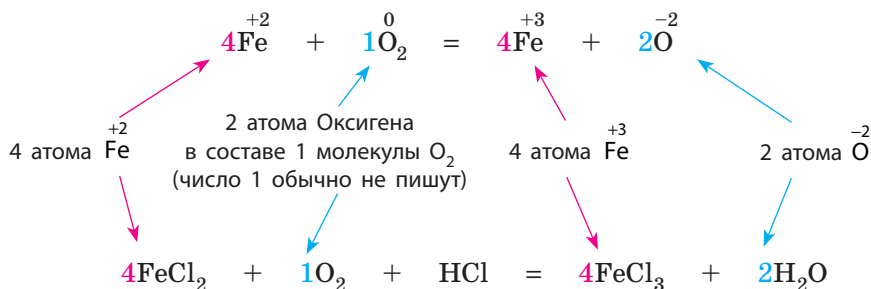
4. Уравниваем число принятых и отданных электронов:



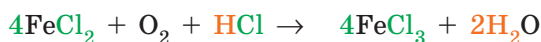
5. Складываем почленно схемы окисления и восстановления:



6. Переносим коэффициенты в молекулярное уравнение:



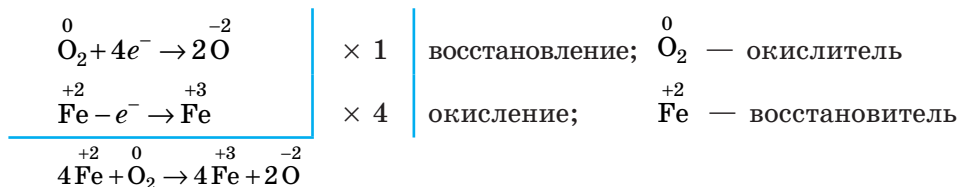
Проверяем количество атомов Хлора и Гидрогена в левой и правой частях уравнения:



Чтобы уравнивать количество атомов Хлора и Водорода, перед формулой HCl нужно поставить коэффициент 4:



7. Получаем электронный баланс:



Ключевая идея

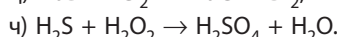
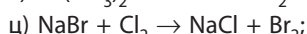
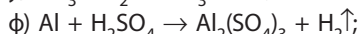
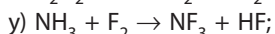
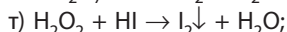
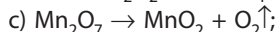
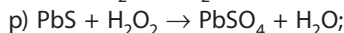
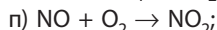
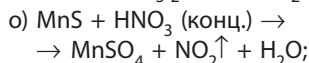
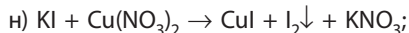
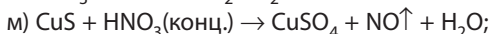
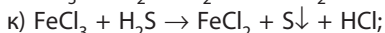
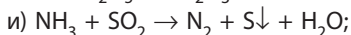
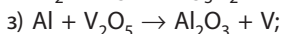
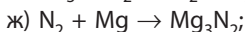
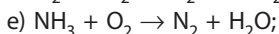
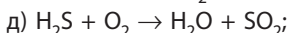
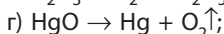
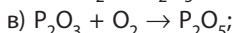
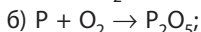
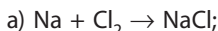
Суть электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций заключается в уравнивании количества электронов: отданных восстановителем и принятых окислителем.



Задания для усвоения материала

198. Составьте уравнения реакций восстановления водородом плумб(II) оксида, купрум(II) оксида, нитроген(IV) оксида до простых веществ. Подберите к ним коэффициенты методом электронного баланса. Назовите окислители и восстановители.

199. Подберите коэффициенты методом электронного баланса для схем реакций. Укажите окислитель и восстановитель:



§ 18. Тепловой эффект химических реакций

Вспомните: одним из признаков химической реакции является выделение или поглощение теплоты.

Экзотермические и эндотермические реакции

Вы уже знаете, что при растворении веществ может выделяться или поглощаться энергия. В ходе химических реакций реакционная смесь также может выделять энергию в окружающую среду или поглощать ее из нее. В большинстве химических реакций энергия выделяется или поглощается в виде теплоты, а в некоторых реакциях — в виде света.

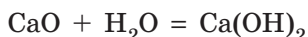
Экзотермические реакции:

- протекают с выделением теплоты;
- после инициации прекращаются, когда израсходуется один из реагентов;
- реакционная смесь в процессе реакции разогревается.



Химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими.

Если в ходе реакции выделяется теплота, то реакционная смесь разогревается. Экзотермическими являются все реакции горения и многие другие реакции. Например, при гашении извести (взаимодействии кальция оксида с водой) выделяется так много теплоты, что вода может закипеть и распушить твердое вещество. Поэтому кальций гидроксид также называют «пушонкой» (рис. 18.1):



Много теплоты выделяется также в процессе реакций с участием химически активных веществ — галогенов, щелочных металлов и др.

Некоторые экзотермические реакции не начинаются сразу после смешивания (начала контакта) реагентов. Например, деревья постоянно контактируют с кислородом (в воздухе), но не воспламеняются. Для того чтобы началось горение, необходимо подогреть древесину, т. е. *инициировать реакцию*. После инициации горение само себя «поддерживает» и не закончится, пока не прекратится доступ кислорода или вся древесина не сгорит.



Рис. 18.1. Гашение негашеной извести водой сопровождается выделением большого количества теплоты

Таким образом, для экзотермических реакций характерно следующее: они не прекращаются, пока не израсходуется один из реагентов; реакционная смесь в ходе реакции разогревается.



Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются эндотермическими.

К эндотермическим реакциям относятся большинство реакций разложения, например разложение кальций карбоната (известняка):



Большинство эндотермических реакций необходимо постоянно поддерживать, обычно нагреванием. Например,

Эндотермические реакции:

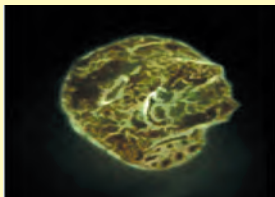
- происходят с поглощением теплоты;
- останавливаются при прекращении подогрева;
- реакционная смесь в процессе реакции охлаждается.



Существуют химические реакции, в которых энергия выделяется в виде света. Самой распространенной такой реакцией является горение. Но есть и другие. Так, при хранении белого фосфора на воздухе он сразу начинает реагировать с кислородом. Часть энергии в процессе этой реакции выделяется в виде света, поэтому белый фосфор светится в темноте. Это явление называют *хемилюминесценцией*. Именно оно стало интригой детектива «Собака Баскервилей» сэра А. Конан Дойла.

Явление хемилюминесценции присуще и живым организмам: химические реакции обуславливают свечение в темноте светлячков, некоторых медуз и др. К слову сказать, хемилюминесценция очень распространена среди растений и животных в фантастическом мире кинофильма «Аватар».

Существуют химические реакции, происходящие с поглощением света. Их называют *фотохимическими*. Самая известная фотохимическая реакция — это фотосинтез. Также под действием света происходит превращение кислорода в озон. В фотохимических процессах принимают участие особые молекулы сетчатки нашего глаза, благодаря чему мы видим.



Белый фосфор
на воздухе в темноте



Свечение светлячков



Свечение обитателей
океанских глубин

чтобы началось разложение кальций карбоната, его необходимо нагреть до температуры около 1100°C и постоянно ее поддерживать. При эндотермической реакции теплота поглощается, и, если прекратить нагрев, процесс остановится.

Редко встречаются эндотермические реакции, протекающие при обычных условиях. Их легко распознать по охлаждению реакционной смеси. Например, при взаимодействии барий гидроксида с аммоний нитратом реакционная смесь замерзает, а сосуд покрывается каплями воды и даже может примерзнуть к подставке (рис. 18.2):



Рис. 18.2. Взаимодействие барий гидроксида с аммоний нитратом



Тепловой эффект химических реакций. Понятие об энтальпии

Как вы уже знаете, при химических реакциях происходит перегруппировка атомов, содержащихся в веществах-реакентах. Для этого необходимо часть химических связей разорвать. И наоборот, в ходе образования продуктов реакции возникают новые связи. Поскольку разрыв и образование химических связей сопровождается поглощением и выделением энергии соответственно, то для химических реакций характерно выделение или поглощение энергии (рис. 18.3).

Количественно все виды взаимодействий (энергию химических связей, межмолекулярных взаимодействий и др.) в веществе определяют специальной величиной — *энтальпией* (от греч. *entalpio* — нагреваю).

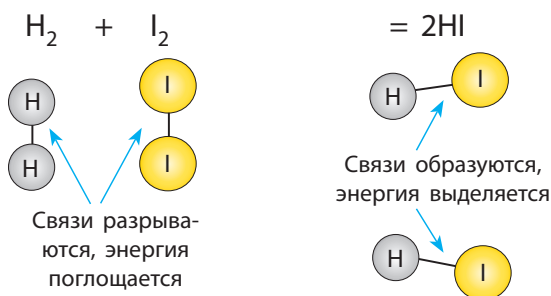


Рис. 18.3. Разрыв и образование химических связей при реакции водорода с йодом



Энтальпия — физическая величина, характеризующая энергию системы (вещества или смеси), которая доступна для преобразования в теплоту при постоянном давлении.

Энтальпию вещества еще называют его «теплосодержанием», поскольку она показывает, сколько теплоты «запасено» в веществе. Энтальпию обозначают буквой ***H***. В системе СИ единицей измерения энтальпии является Дж/моль (кДж/моль), но все еще используют устаревшую единицу — калорию.

Измерить энтальпию вещества невозможно, поэтому на практике используют величину, характеризующую изменение энтальпии при протекании процессов, — ΔH . Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в процессе взаимодействия (т. е. ΔH), можно определить экспериментально. Изменение энтальпии в реакционной смеси при химических реакциях составляет *тепловой эффект химической реакции*.

Энтальпия:

- характеризует «теплосодержание» вещества;
- обозначается ***H***;
- единица измерения — Дж/моль или кДж/моль;
- разница энтальпии продуктов реакции и реагентов ΔH — это тепловой эффект реакции.



Тепловой эффект реакции ΔH — это разница между энтальпией продуктов реакции и энтальпией реагентов:

$$\Delta H(\text{реакции}) = H(\text{продуктов реакции}) - H(\text{реагентов})$$

Если энтальпия продуктов реакции меньше энтальпии реагентов ($\Delta H < 0$, т. е. является отрицательной величиной), то энтальпия системы уменьшается, а избыточная энергия выделяется в окружающую

Выдающийся химик. Родился в Женеве, затем семья переехала в Россию. Учился в Дерптском университете, где в 20 лет защитил диссертацию, в которой исследовал лечебное действие минеральных вод. Работал вместе с Берцелиусом в Стокгольме, а потом — в Иркутске. В 28 лет его избрали в Петербургскую академию наук, он стал заведующим кафедрой Петербургского технологического института. Разработал способ получения серебра из минералов и описал свойства многих минералов, первым заметил каталитическое действие платины. Но наибольшее признание получил как основатель термохимии: сформулировал основной ее закон — закон постоянства суммы теплоты, названный его именем.



Герман Иванович Гесс (1802–1850)

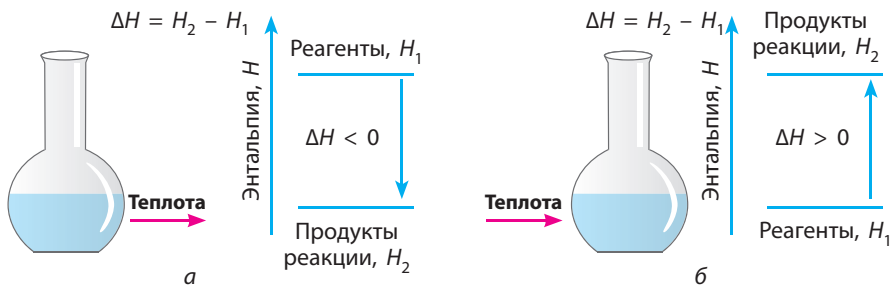


Рис. 18.4. Изменение энтальпии системы при экзотермической (а) и эндотермической (б) реакциях

среду в виде теплоты или света (рис. 18.4, а). Это соответствует экзотермической реакции.

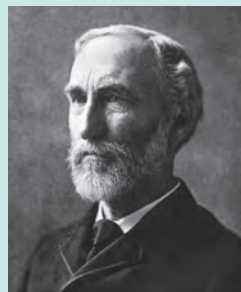
В эндотермических реакциях, наоборот, энтальпия продуктов реакции больше энтальпии реагентов ($\Delta H > 0$, т. е. является положительной величиной). Энергия, необходимая для увеличения энтальпии, поглощается из окружающей среды (рис. 18.4, б).

Каким будет значение ΔH , зависит только от энергетического запаса реагентов и продуктов реакции, т. е. для каждой реакции количество теплоты, которое выделится (поглотится), зависит только от природы веществ и их количества.

Тепловые эффекты реакций изучает специальный раздел химии — термохимия. Основателем термохимии считают Германа Гесса, но самый большой вклад в ее развитие сделал Джозайя Гиббс, который

- **Экзотермические реакции:**
 $\Delta H < 0$ — теплота выделяется.
- **Эндотермические реакции:**
 $\Delta H > 0$ — теплота поглощается.

Американский физико-химик и математик, один из основателей химической термодинамики. В 19 лет закончил Йельский университет, а через пять лет защитил диссертацию и в должности профессора преподавал там латынь, математику и математическую физику. Основные исследования Гиббса были связаны с изучением тепловых процессов в химии, где он достиг выдающихся результатов. Его именем названы многие из разработанных им понятий химической термодинамики: энергия Гиббса, парадокс Гиббса, каноническое распределение Гиббса и др. В 40 лет был избран в Национальную академию наук США. До сих пор в его работах не найдено ни одной ошибки, а все его идеи используют в современной науке.



Джозайя Уиллард Гиббс (1839–1903)

применил законы физики и математическое моделирование для изучения химических процессов и основал новый раздел химии — химическую термодинамику.

Лингвистическая задача

1. На греческом *exo* означает «извне», *endon* — «внутри». Что, по вашему мнению, означают термины «экзотермический» и «эндотермический»?
2. На латыни *calor* и на греческом *therme* означает «теплота». *Dynamis* — греческое слово, означающее «сила, мощь», а *kinetikos* — «то, что приводит в движение». Предположите, какое значение имеют термины «калория», «калориметрия», «термометр», «термодинамика», «химическая кинетика».



Ключевая идея

В процессе эндотермических реакций реакционная среда охлаждается, а в экзотермических — нагревается.



Контрольные вопросы

200. Дайте определение понятиям «тепловой эффект реакции», «эндотермическая реакция», «экзотермическая реакция».
201. Приведите примеры экзотермических и эндотермических реакций.
202. Как обозначают изменение энтальпии реакции? В каких единицах ее измеряют?
203. Как по значению изменения энтальпии реакции определить, является химическая реакция экзотермической или эндотермической?
204. Почему при химических реакциях обязательно происходит выделение или поглощение энергии? Ответ поясните.
205. Как изменяется температура реакционной среды, если происходит экзотермическая реакция? эндотермическая реакция?
206. Как можно различить экзо- и эндотермические реакции?



Задания для усвоения материала

207. Как вы считаете, почему большинство реакций разложения являются эндотермическими?
208. Процессы выращивания пшеницы и изготовления из нее хлеба требуют энергии. Сначала растение поглощает солнечный свет и превращает углекислый газ и воду в углеводы в процессе фотосинтеза. Пшеницу собирают и перемалывают в муку. Муку привозят в пекарню, где выпекают хлеб. Хлеб употребляют в пищу люди. Энергия из пищи расходуется человеком для физической активности. Какие формы энергии и как превращаются из одной формы в другую в этих процессах?
209. Предложите план эксперимента для определения теплового эффекта химической реакции. Какие измерения вы должны сделать для достижения цели? Какие факторы будут влиять на точность эксперимента?

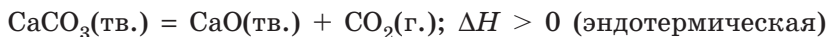
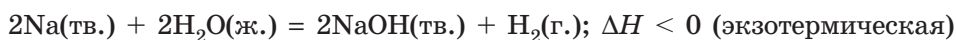
§ 19. Термохимические уравнения реакций

Понятие о термохимических уравнениях реакций

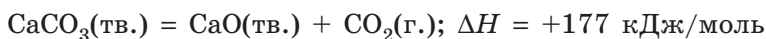
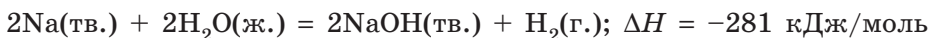
Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называют **термохимическими уравнениями**. Тепловой эффект приводят как значение изменения энтальпии реакции ΔH . В термохимических уравнениях, в отличие от обычных химических уравнений, обязательно указывают агрегатные состояния веществ (жидкое «ж.», твердое «тв.» или газообразное «г.»). Это связано с тем, что одно и то же вещество в разных агрегатных состояниях обладает разной энтальпией. Поэтому химическая реакция с участием одинаковых веществ, но в разном агрегатном состоянии характеризуется разным тепловым эффектом.

Тепловой эффект реакции в термохимических уравнениях обозначают двумя способами:

1) указывают только знак ΔH — если нужно просто отметить, является реакция экзо- или эндотермической:



2) указывают количественное значение — при необходимости проведения расчетов:



Изменение энтальпии, приведенное в термохимическом уравнении, — это такая же часть химического уравнения, как и формулы веществ, и поэтому подчиняется тем же самым соотношениям. Например, для уравнения горения этана:

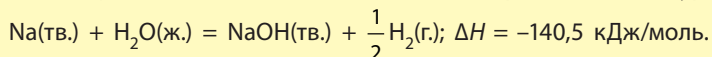


Расходуется:	Образуется:	Выделяется теплоты:
2 моль C_2H_6		3120 кДж
7 моль O_2		3120 кДж
	4 моль CO_2	3120 кДж
	6 моль H_2O	3120 кДж

Для других количеств реагентов или продуктов количество теплоты пропорционально изменится.



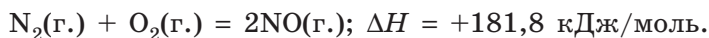
Часто для облегчения пользования термохимическими уравнениями коэффициенты в них сокращают так, чтобы перед формулами веществ, по которым ведутся расчеты, стоял коэффициент 1. Конечно, в таком случае другие коэффициенты могут получиться дробными, при этом необходимо пропорционально уменьшать и значение изменения энтальпии. Так, для реакции взаимодействия натрия с водой, приведенной выше, можно записать термохимическое уравнение:



Составление термохимических уравнений реакций

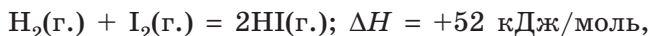
Пример 1. При реакции азота количеством вещества 1 моль с кислородом с образованием диоксида азота поглощается 181,8 кДж энергии. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Решение. Поскольку энергия поглощается, то ΔH является положительным числом. Термохимическое уравнение будет выглядеть так:

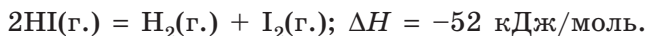


Пример 2. Для реакции синтеза гидроген йодида из простых газообразных веществ $\Delta H = +52 \text{ кДж/моль}$. Составьте термохимическое уравнение разложения гидроген йодида до простых веществ.

Решение. Реакции синтеза гидроген йодида и его разложения — это противоположные реакции. Анализируя рисунок 18.4, можно сделать вывод, что в этом случае вещества, а следовательно, и их энтальпии одинаковы. Разница только в том, какое из веществ является продуктом реакции, а какое — реагентом. Основываясь на этом, делаем вывод, что в противоположных процессах ΔH одинаковы по значению, но разные по знаку. Итак, для реакции синтеза гидроген йодида:



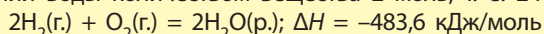
а для реакции его разложения:



Поскольку на практике измеряют массу или объем веществ, то есть необходимость составлять термохимические уравнения, используя именно эти данные.

Пример. При образовании жидкой воды массой 18 г из простых веществ выделилось 241,8 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

Решение. Вода массой 18 г соответствует количеству вещества $n(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 18 \text{ г} / 18 \text{ г/моль} = 1 \text{ моль}$. А в уравнении реакции образования воды из простых веществ перед формулой воды стоит коэффициент 2. Значит, в термохимическом уравнении необходимо отметить изменение энтальпии при образовании воды количеством вещества 2 моль, т. е. $241,8 \cdot 2 = 483,6$:





На этикетках продуктов питания обязательно приводят данные об их энергетической ценности, которую часто называют калорийностью. Большинство людей информация о калорийности продуктов наводит на размышления: «На сколько я поправлюсь, если я это съем?» На самом деле цифры, которые указаны на этикетке,— это тепловой эффект реакции полного сгорания 100 г этого продукта до углекислого газа и воды. Этот тепловой эффект часто приводят в устаревших единицах измерения теплоты — калориях или килокалориях (1 кал = 4,18 Дж, 1 ккал = 4,18 кДж), откуда и произошел термин «калорийность».



Ключевая идея

Изменение энтальпии — количественная характеристика выделенной или поглощенной теплоты в процессе химической реакции.



Задания для усвоения материала

- 210.** Какие уравнения реакций называют термохимическими?
- 211.** Определите, какие из приведенных термохимических уравнений соответствуют экзотермическим процессам? эндотермическим процессам?
- $4\text{P(тв.)} + 5\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{тв.}); \Delta H = -2984 \text{ кДж/моль};$
 - $2\text{Al(тв.)} + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 2\text{Fe(тв.}); \Delta H = -850 \text{ кДж/моль};$
 - $\text{S(тв.)} + \text{O}_2(\text{г.}) = \text{SO}_2(\text{г.}); \Delta H = -297 \text{ кДж/моль};$
 - $2\text{HgO(тв.)} = 2\text{Hg(ж.)} + \text{O}_2(\text{г.}); \Delta H = +362 \text{ кДж};$
 - $\text{H}_2(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) = 2\text{HCl(г.}); \Delta H = -185,6 \text{ кДж/моль};$
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв.}) + 6\text{O}_2(\text{г.}) = 6\text{CO}_2(\text{г.}) + 6\text{H}_2\text{O(ж.}); \Delta H = -2800 \text{ кДж/моль}.$
- 212.** По термохимическому уравнению синтеза аммиака вычислите, сколько теплоты выделится: а) при расходовании азота количеством вещества 1 моль; б) образовании аммиака количеством вещества 2 моль.
- $$\text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2(\text{г.}) = 2\text{NH}_3(\text{г.}); \Delta H = -92 \text{ кДж/моль}.$$
- 213.** Изменение энтальпии реакции сгорания угля равно 393,5 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 214.** При сгорании метана количеством вещества 1 моль выделилось 890 кДж энергии. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 215.** Феррум(II) оксид восстанавливается карбон(II) оксидом до железа. Эта реакция сопровождается выделением 1318 кДж теплоты при получении 1 моль железа. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

- 216.** При взаимодействии водорода с йодом образовался водород йодид количеством вещества 2 моль. При этом поглотилось 101,6 кДж энергии. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 217.** По термохимическим уравнениям в задании 211 составьте термохимические уравнения реакций: а) образования ртути(II) оксида из простых веществ; б) разложения гидроген хлорида; в) образования глюкозы в процессе фотосинтеза.
- 218.** При сгорании карбон(II) оксида количеством вещества 2 моль выделилось 566 кДж энергии. Составьте термохимическое уравнение реакции.
- 219.** На разложение барий карбоната массой 197 г расходуется 272 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 220.** При взаимодействии железа массой 56 г с серой выделилось 95 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 221.** Сравните приведенные термохимические уравнения и объясните различия в изменении энтальпии:
 $\text{CH}_4(\text{г.}) + 2\text{O}_2(\text{г.}) = \text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г.}); \Delta H = -802 \text{ кДж/моль};$
 $\text{CH}_4(\text{г.}) + 2\text{O}_2(\text{г.}) = \text{CO}_2(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}); \Delta H = -890 \text{ кДж/моль}.$
- 222*.** Изменение энтальпии реакции нейтрализации хлоридной кислоты натрий гидроксидом равно –56,1 кДж/моль, а калий гидроксидом — –56,3 кДж/моль. При реакции нитратной кислоты с литий гидроксидом изменение энтальпии равно –55,8 кДж/моль. Как вы считаете, почему тепловые эффекты этих реакций почти совпадают?

§ 20. Скорость химической реакции

Вспомните: металлы, расположенные в ряду активности до водорода, взаимодействуют с кислотами с образованием соли соответствующей кислоты и водорода.

Понятие о скорости реакции

Изучая химические свойства различных соединений и наблюдая за процессами в природе, вы, наверное, обратили внимание, что различные реакции протекают в течение разного времени. Ржавчина на железных изделиях образуется за несколько месяцев, горение свечи длится несколько часов, а взрыв происходит почти мгновенно — за миллионные доли секунды. Все эти реакции протекают с различными скоростями.

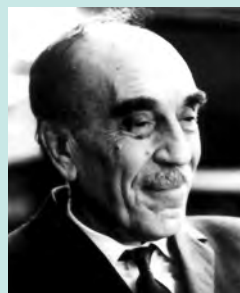
Скорость химической реакции определяют подобно скорости движения тела, которую вы изучали в курсе физики.



Скорость химической реакции v — это физическая величина, равная отношению изменения количества образовавшегося или израсходованного вещества Δn к промежутку времени Δt .

$$v = \frac{\Delta n(\text{продукта})}{\Delta t}, \text{ или } v = \frac{-\Delta n(\text{реагента})}{\Delta t}$$

Выдающийся физико-химик, лауреат Нобелевской премии по химии 1956 года. В 1917 году окончил Петроградский университет. В 36 лет стал академиком АН СССР. Разработал теорию теплового взрыва газовых смесей, которая стала основой учения о распространении пламени, детонации, горении взрывчатых веществ, заложил основы современной теории горения и др. Но важнейшими являются его работы по теории цепных реакций: он открыл существование разветвленных цепных реакций, определил механизм цепных процессов, сформулировал теорию, математически описывающую процессы при протекании цепных реакций. За работы в этом направлении ему присуждена Нобелевская премия.



Николай Николаевич Семенов
(1896–1986)

Единицей измерения скорости реакции является моль/с. В процессе химических реакций концентрации реагентов уменьшаются, а продуктов реакции — увеличиваются (рис. 20.1). Поэтому в приведенных формулах изменение количества вещества Δn продуктов приведено с положительным знаком, а реагентов — с отрицательным. Чем больше изменение количества вещества и чем меньше время, за которое произошло это изменение, тем выше скорость реакции. Из приведенного графика видно, что вначале скорость реакции высока и со временем она постепенно снижается, поскольку уменьшается количество вещества реагентов.

Скорость химической реакции зависит от многих факторов: природы веществ, температуры, давления, наличия катализатора и др. Для управления химическими процессами важно знать, как зависит скорость реакции от этих

Скорость химической реакции равна отношению изменения количества вещества реагентов или продуктов реакции к промежутку времени:

- чем больше Δn , тем выше скорость реакции;
- чем больше Δt , тем ниже скорость реакции.

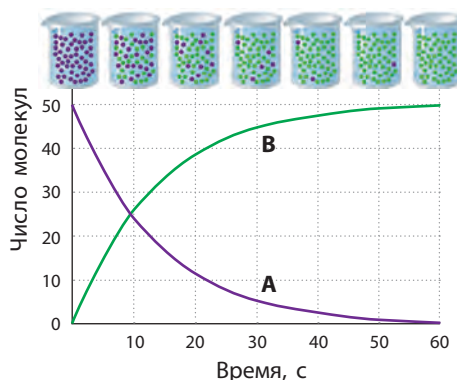


Рис. 20.1. Изменение числа молекул реагента (A) и продукта реакции (B) во время химической реакции (фиолетовым цветом обозначены данные о реагентах, зеленым — о продуктах реакции)

Скорость реакции повышается при:

- использовании химически более активных веществ;
- увеличении концентрации реагента;
- измельчении реагентов;
- повышении температуры;
- использовании катализаторов.

факторов. Это позволит создавать условия для того, чтобы полезные реакции происходили быстрее, а нежелательные — медленнее.

Изучением скорости химических реакций занимается химическая кинетика — раздел физической химии. Большой вклад в ее развитие внесли С. Аррениус, Я. Вант-Гофф, Н. Н. Семенов, Н. М. Эммуэль, Р. В. Кучер и другие.

Зависимость скорости реакции от природы реагентов

Скорость реакции существенно зависит от *природы реагентов*. Чем вещества более химически активны, тем быстрее они вступают в те или иные взаимодействия.

Например, щелочные металлы активно взаимодействуют с водой (часто со взрывом), тогда как магний или кальций с водой едва реагируют, а золото и серебро с ней вообще не взаимодействуют. Поэтому чем активнее вещество (в данном случае — чем активнее металл), тем выше скорость реакции.

Рассмотрим как можно количественно описать эту зависимость на примере реакции коррозии железных изделий.

Задача 1. На чугунной тележке за 100 часов образовалось 300 мг ржавчины, а на стальной с такой же площадью поверхности — 200 мг за 200 часов. В каком случае скорость коррозии выше и во сколько раз?

Решение. Чугун и сталь — металлические сплавы на основе железа, оба подвергаются коррозии во влажном воздухе. Оценим скорость коррозии. В формуле для вычисления скорости реакции приведено количество вещества. Однако количество вещества прямо пропорционально массе, поэтому изменение массы также можно использовать для оценки скорости вместо изменения количества вещества.

Скорость коррозии тележки:

$$\text{чугунной: } v_1 = \frac{300 \text{ мг}}{100 \text{ ч}} = 3 \text{ мг/ч, стальной: } v_1 = \frac{200 \text{ мг}}{200 \text{ ч}} = 1 \text{ мг/ч.}$$

Ответ: скорость коррозии чугунной тележки в три раза выше, чем стальной.

Зависимость скорости реакции от концентрации веществ

Скорость реакции существенно зависит от *концентрации реагентов*. Так, многие вещества в чистом кислороде горят намного быстрее, чем в воздухе: вспомните, как в 7 классе вы определяли наличие чистого кислорода тлеющей лучиной (рис. 20.2). Чем больше концентрация кислорода, тем быстрее происходит горение.



Рис. 20.2. Тлеющая лучина при внесении в чистый кислород вспыхивает

Зависимость скорости реакции от концентрации можно объяснить тем, что условием взаимодействия двух веществ является столкновение частиц этих веществ друг с другом. Чем больше частиц содержится в некотором объеме, тем чаще они сталкиваются, а следовательно, больше частиц взаимодействуют в единицу времени.

Зависимость скорости реакции от степени измельчения веществ

Для веществ в твердом агрегатном состоянии понятие «концентрация» не используют, кроме того, реакции с твердыми веществами проходят не во всем объеме смеси, а только на поверхности веществ. Скорость большинства реакций с участием твердых веществ повышается при их *измельчении*: чем мельче вещество, тем больше площадь поверхности контакта (рис. 20.3), а следовательно, выше скорость реакции.

Всем известно, что алюминиевые изделия в воздухе не горят. Однако порошок алюминия при внесении в пламя загорается, разбрасывая сноп искр (рис. 20.4, с. 120). А если такой порошок вдуть в огонь, то может произойти взрыв. Недаром очень измельченный алюминий используют как твердое топливо для ракетополетов, в том числе тех,

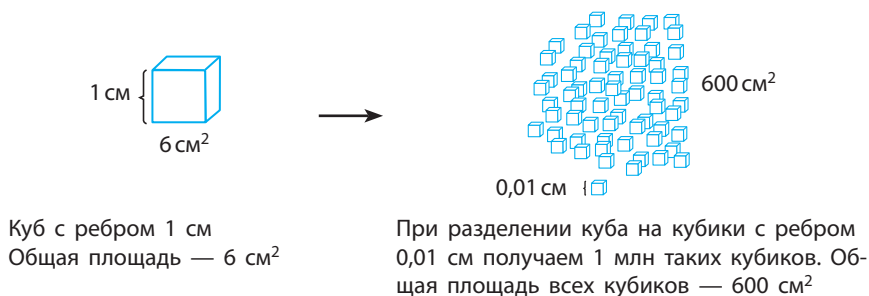


Рис. 20.3. Увеличение общей площади поверхности при измельчении вещества



Рис. 20.4. Горение порошка алюминия



Рис. 20.5. Морской запуск ракеты (Sea Launch) с ракетоносителем, изготовленным на украинском заводе «Южмаш» (г. Днепр)

которые производят на предприятии «Южмаш» в г. Днепр (рис. 20.5). Чем мельче частицы алюминия, тем быстрее они реагируют с кислородом. Так же происходит и при измельчении других веществ.

Некоторые, на первый взгляд, «безопасные» вещества (сахар, мука, древесина и др.) при измельчении и распылении в воздухе могут взрываться. Так, в последнее время произошел ряд таких трагических случаев: на деревообрабатывающем заводе «Пинскдрев» взорвалась древесная пыль (г. Пинск, Беларусь, 2010 г.), сахарная пыль на заводе г. Саванна (штат Джорджия, США, 2008 г.), мучная пыль на мукомольном заводе в г. Семей (Казахстан, 2014 г.).

Зависимость скорости реакции от температуры

Еще одним важным фактором является *температура*. Если смешать водород и кислород, то реакция между ними при комнатной температуре происходить не будет. При постепенном повышении температуры до 400 °C начинает медленно выделяться водяной пар. При дальнейшем нагревании скорость реакции повышается, а при 600 °C произойдет взрыв: реакция закончится мгновенно.

Наш жизненный опыт подтверждает, что скорость большинства химических реакций увеличивается при повышении температуры. Так, мясо при комнатной температуре портится гораздо быстрее, чем в холодильнике. В странах с теплым и влажным климатом фрукты созревают раньше, а машины ржавеют быстрее, чем в северных странах.

Экспериментально доказано, что



при нагреве на каждые 10 °C скорость большинства реакций повышается примерно в три раза.

Голландский химик, первый в мире лауреат Нобелевской премии по химии (1901 год). Мировое признание получил после публикации статьи о строении молекул, которая объясняла наличие оптических изомеров органических соединений. Профессор Амстердамского университета, член Берлинской академии наук. Имел основательную математическую подготовку, которая позволила ему решить ряд проблем при исследовании скорости реакции. Применение закона Авогадро и газовых законов для определения свойств разбавленных растворов позволило ему заложить основы теории электролитической диссоциации, сформулированной позже его учеником С. Аррениусом.



Якоб Хендрик Вант-Гофф (1852–1907)

Это правило называют *правилом Вант-Гоффа*. По нему можно оценить время протекания реакций при различных температурах, а также ускорение определенных реакций при повышении температуры.

Правило Вант-Гоффа можно записать в виде формулы. Если известны скорость реакции v_1 при температуре T_1 и скорость реакции v_2 при температуре T_2 , то:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ — температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при нагревании на 10°C .

Для различных реакций этот коэффициент принимает значения от 2 до 4.



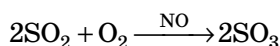
Зависимость скорости реакции от наличия катализатора

Во многих случаях скорость реакции можно повысить при помощи специальных веществ — *катализаторов*. О таких веществах вы уже узнали в предыдущих классах.



Катализатор — это вещество, которое участвует в реакции и изменяет ее скорость, но само в реакции не расходуется.

Обычно катализатор не указывают ни в реагентах, ни в продуктах реакции, а записывают его над стрелкой, например:



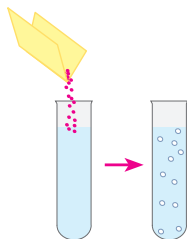


Рис. 20.6. При обычных условиях гидроген пероксид почти не разлагается (слева), но при добавлении катализатора — манган(IV) оксида — реакция ускоряется так, что жидкость почти закипает от количества выделяемого кислорода (справа)

Катализаторы могут как ускорять реакцию, так и тормозить ее. Ускорение реакции называют *положительным катализом*, а сами катализаторы — положительными. Торможение реакций называют *отрицательным катализом*, или *ингибированием*, а соответствующие катализаторы — отрицательными, или *ингибиторами*.

Например, при наличии соединений Купрума, Феррума, Никола, Мангана или Хрома реакция разложения гидроген пероксида значительно ускоряется (рис. 20.6). Универсальным катализатором можно назвать платину, поскольку она проявляет каталитическую активность почти во всех реакциях.

Катализаторы имеют большое значение для современной промышленности и науки. Около 90% химических взаимодействий протекают при наличии катализаторов. Многие важные химические реакции без катализаторов были бы невозможны или происходили бы при слишком высоких температурах, как, например, реакция синтеза аммиака из азота и водорода, важность которой мы уже рассмотрели в параграфе 15.



Реакции по переработке нефти на нефтеперерабатывающих заводах происходят только при наличии катализаторов, что позволяет получать высококачественный бензин, дизельное и авиационное топливо, масла и др.

Выхлопные трубы на автомобилях обязательно оборудуют специальными устройствами — каталитическими нейтрализаторами, которые превращают угарный газ в более безопасный углекислый газ, уменьшая выбросы вредных веществ в воздух.

На сахароперерабатывающих заводах из обычного крахмала при наличии кислот (катализатором реакции являются катионы Гидрогена H^+) получают патоку — сладкий сироп, который затем используют в пищевой промышленности для изготовления кондитерских изделий, напитков, мороженого, некоторых сортов хлеба, спортивного питания и т. п.

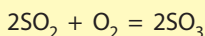
Химические реакции в живых организмах также происходят при участии катализаторов, которые называют *ферментами*. Из курса биологии вам известно, что ферменты катализируют все без исключения реакции в клетках. Отличительной чертой ферментов является их высокая специфичность: для каждой биохимической реакции существует свой фермент. Один фермент катализирует только одну конкретную реакцию. Это происходит благодаря тому, что форма молекулы фермента соответствует форме молекулы, реакцию которой она катализирует (рис. 20.7).



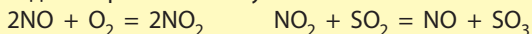
Рис. 20.7. Форма молекулы фермента и молекулы, преобразование которой он катализирует, подходят друг к другу, как ключик к замочку

Другая особенность ферментов заключается в том, что их участие в реакциях нетипично зависит от температуры. До определенной критической температуры скорость ферментативной реакции увеличивается, а затем происходит разрушение фермента, его каталитическое действие нивелируется, и реакция прекращается. Поэтому у больных с высокой температурой биохимические процессы в организме происходят иначе, чем у здоровых. А при повышении температуры тела выше 42°C человек может умереть, поскольку жизненно важные ферменты разрушаются.

Действие катализаторов обусловлено тем, что они образуют с реагентами промежуточные соединения. Например, реакция сернистого газа с кислородом при обычных условиях происходит крайне медленно:



Но если добавить nitrogen(II) оксид, то реакция будет проходить в две стадии и очень быстро даже при обычных условиях:



В первой реакции nitrogen(II) оксид расходуется, а во второй — образуется снова. Это вещество является катализатором, т. е. оно участвует в реакции, ускоряя ее, но его общее количество при этом не изменяется.

Термин «катализатор» греческого происхождения — *katalysis*, что означает «разрушение». Этот термин ввел И. Я. Берцелиус во времена, когда известные каталитические реакции были преимущественно реакциями разложения веществ, в частности, каталитическое разложение крахмала с образованием глюкозы, а далее — спирта и углекислого газа. А термин «ингибитор» имеет прямое значение и происходит от латинского *inhibere* — «сдерживать, останавливать».





- Однажды два инженера-химика общались у открытой емкости с пергидролем (концентрированным раствором гидроген пероксида), который был подготовлен к разливу. А на следующий день в этом сосуде остались только примеси пероксида. Оказалось, что один из инженеров работал в цехе по изготовлению манган(IV) оксида и во время разговора неосторожно стряхнул несколько кристалликов со своей одежды в емкость с пергидролем. Этого оказалось достаточно, чтобы за ночь весь пероксид разложился. Хорошо, что сосуд был открытым, иначе в закрытом сосуде при таких условиях произошел бы взрыв.
- Самая быстрая среди известных реакций — соединение атомов Гидрогена в газовой фазе с образованием молекулы водорода H_2 — происходит за 10^{-14} с. А самые медленные реакции в горных породах длятся миллионы лет.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

Влияние концентрации и температуры на скорость реакции цинка с хлоридной кислотой

Оборудование: штатив с пробирками, стакан с горячей водой, шпатель, горелка.

Реактивы: хлоридная кислота с массовыми долями 5 % и 15 %, цинк.

Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, одежду, в глаза; при попадании вещества смойте его большим количеством воды.

1. Пронумеруйте две одинаковые пробирки.

2. В пробирку № 1 налейте 1 мл хлоридной кислоты с массовой долей гидроген хлорида 5 %, а в пробирку № 2 — такое же количество кислоты с массовой долей гидроген хлорида 15 %. В обе пробирки опустите по одной грануле цинка. Что наблюдаете? В каком случае реакция происходит с большей скоростью и почему?

3. Пробирку № 1 из предыдущего опыта опустите в стакан с горячей водой или нагрейте на горелке. Сравните интенсивность выделения водорода до и после погружения в горячую воду. Поясните наблюдения.

4. Сделайте обобщающий вывод.

Лингвистическая задача

- На латыни *fermentum* означает «закваска». Такое же значение имеет греческое слово *zyme*. Как вы думаете, почему биологические катализаторы называют ферментами, или энзимами?



Ключевая идея

Скорость химической реакции характеризует количество вещества, которое прореагировало или образовалось в результате реакции за единицу времени (секунду, минуту, сутки или год).



Контрольные вопросы

- 223.** Дайте определение скорости реакции, катализатора, ингибитора.
- 224.** От каких факторов зависит скорость реакции? Объясните, как влияют эти факторы на скорость реакции. Приведите примеры.
- 225.** Прокомментируйте изменение концентраций реагентов и продуктов реакции на рисунке 20.1.
- 226.** Почему продукты питания обычно хранят в холодильнике?
- 227.** Почему в формуле скорости химической реакции изменение количества вещества продуктов реакции является положительной величиной, а изменение количества вещества реагентов — отрицательной?
- 228.** Почему различные химические реакции, требующие различных условий для их протекания, в живых организмах происходят быстро при одинаковой температуре и давлении? Ответ подтвердите примерами.
- 229.** Объясните, почему существует опасность взрыва при наличии большого количества сухого горючего порошкообразного вещества. Приведите примеры таких ситуаций.



Задания для усвоения материала

- 230.** Изменится ли скорость реакции между водородом и кислородом, если к этой смеси добавить азот?
- 231.** Используя знания о факторах влияния на скорость химической реакции, обоснуйте утверждения: а) в костре щепки сгорают намного быстрее, чем целое полено такой же массы; б) при пожаре нельзя открывать окна; в) при пищевом отравлении часто назначают активированный уголь, действие которого эффективнее, если таблетки измельчить; г) чтобы повысить температуру пламени, в костер нагнетают воздух; д) ветчина при температуре 180° готовится гораздо быстрее, чем при 120°C; е) для стерилизации консервов или медицинского оборудования их определенное время выдерживают при высокой температуре; ж) пищевые продукты дольше хранятся в вакуумных пакетах; з) летом повышается опасность пищевых отравлений; и) срок службы медных водопроводных труб значительно больше железных (стальных).
- 232.** По данному рисунку 20.1 докажите, что скорость реакции максимальна в момент смешивания веществ (в начале реакции) и со временем уменьшается. Как это можно объяснить?
- 233.** В две колбы налили хлоридную кислоту. В первую добавили железо количеством вещества 0,01 моль, а во вторую — такое же количество цинка. В какой колбе реакция закончится раньше?

- 234.** Для каждой пары приведенных процессов определите, какой из них характеризуется большей скоростью: а) ржавление железа или потемнение меди; б) горение воска или горение бумаги; в) выпаривание бензина или выпаривание воды. В каждом случае поясните свой выбор.
- 235.** На этикетке с мороженым вы прочитали информацию о его сроке годности и условиях хранения, но некоторые места на этикетке были затерты: «### при температуре минус $(24 \pm 2)^\circ\text{C}$, @@@ при температуре минус $(18 \pm 2)^\circ\text{C}$ ». Вы обратились за помощью к продавцу, на что получили ответ: «В одном месте там должно быть написано “12 месяцев”, а в другом — “10 месяцев”». Какая надпись должна стоять вместо символов ###, а какая — вместо @@@? Как вы считаете, как долго можно хранить мороженое при температуре $+20^\circ\text{C}$?
- 236.** Было проведено два опыта по получению кислорода нагреванием калий перманганата. В первом опыте получили 75 мл кислорода за 3 мин, а во втором — 100 мл за 5 мин. В каком случае скорость реакции выше?
- 237.** За месяц до начала занятий лаборант приготовил водный раствор гидроген пероксида, в 1 л которого находилось 0,3 моль H_2O_2 . Первого сентября учительница химии обнаружила, что количество гидроген пероксида в колбе уменьшилось вдвое. Вычислите скорость разложения гидроген пероксида (моль/сутки), считая, что в месяце 30 дней. Какой объем кислорода (н. у.) выделился из 5 л раствора за это время?
- 238.** В первой колбе происходила реакция между кальций карбонатом и хлоридной кислотой, в результате которой за определенное время выделился газ массой 6,6 г. Во второй колбе взаимодействовали водород и йод и за такой же промежуток времени образовался продукт реакции массой 16,64 г. В каком случае реакция происходила быстрее?
- 239.** Смешали карбон(II) оксид количеством вещества 0,15 моль с кислородом. Через 10 секунд после начала реакции количество вещества угарного газа уменьшилось до 0,1 моль. Вычислите скорость этой реакции.
- 240.** Как вы считаете, по какому принципу выбирают вещества (реагент или продукт реакции) для экспериментального определения скорости химической реакции? Опишите методику эксперимента и (при необходимости) прибор для определения скорости химической реакции: а) цинка с хлоридной кислотой; б) горения серы в воздухе.
- 241.** Приведите примеры химических процессов, которые желательно: а) ускорять; б) замедлять; в) поддерживать скорость на определенном уровне. Каким образом в каждом случае можно контролировать или менять скорость реакции?
- 242*.** Предложите план эксперимента для определения скорости химической реакции. Какие измерения вы должны сделать для достижения цели? Какие факторы будут влиять на точность эксперимента?
- 243*.** Вспомните из курса физики, что означает понятие «скорость движения». Что сходного и чем отличаются понятия «скорость движения тела» и «скорость химической реакции»?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

Влияние различных факторов на скорость химических реакций

Оборудование: штатив с пробирками, горелка, шпатель.

Реактивы: HCl (5 %), цинк гранулированный и порошкообразный, образцы железа и меди, раствор гидроген пероксида (5 %), MnO_2 , лучина для выявления наличия кислорода.

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- при нагревании не прикасайтесь руками к горячим предметам;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, одежду, в глаза; при попадании вещества смойте его большим количеством воды.

1. Пронумеруйте шесть одинаковых пробирок. В пробирки № 1 и № 2 налейте по 1 мл хлоридной кислоты. В пробирку № 1 поместите гранулу цинка, а в № 2 — щепотку порошка цинка. Сравните интенсивность выделения водорода в пробирках № 1 и № 2. Поясните наблюдения.

2. В пробирки № 3 и № 4 налейте по 1 мл хлоридной кислоты. В пробирку № 3 добавьте образец железа, а в пробирку № 4 — меди. Сравните интенсивность выделения водорода в пробирках № 1, № 3 и № 4. Поясните наблюдения.

3. В пробирку № 5 налейте 1 мл раствора гидроген пероксида. Наблюдаете ли выделение газа? Нагрейте пробирку почти до кипения. Выделяется ли газ после нагрева? Определите наличие кислорода в пробирке при помощи тлеющей лучины. Сделайте вывод о влиянии нагрева на скорость реакции.

4. В пробирку № 6 налейте 1 мл раствора гидроген пероксида. Добавьте щепотку манган(IV) оксида. Сравните скорость выделения кислорода в пробирках № 6 и № 5 (после нагрева). Поясните наблюдения.

Вывод. Сделайте обобщающий вывод к практической работе. Для этого используйте ответы на вопросы:

1. Какие факторы и как влияют на скорость химической реакции?
2. Поясните механизм влияния нагрева и степени измельчения вещества на скорость химической реакции.
3. Отличается ли механизм изменения скорости реакции при измельчении реагентов и изменении концентрации? Ответ поясните.

§ 21. Классификация химических реакций

Классификация реакций по количеству и составу реагентов и продуктов реакции

При изучении химии вы уже ознакомились со многими типами химических реакций. В этом параграфе мы обобщим эти знания и классифицируем известные вам реакции по различным признакам.

Реакции по количеству и составу реагентов и продуктов:

- соединения: $A + B \rightarrow C$
- разложения: $A \rightarrow B + C + D$
- замещения: $A + BC \rightarrow AC + B$
- обмена: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

Реакции соединения соответствуют схеме: $A + B \rightarrow C$. Наиболее характерными являются:

- взаимодействие простых веществ: $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
- гидратация оксидов: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
- взаимодействие кислотных оксидов с основными: $CO_2 + CaO = CaCO_3$

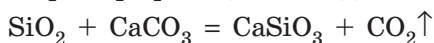
Реакции разложения соответствуют схеме: $A \rightarrow B + C + D$. Разложению подвергаются вещества всех известных вам классов соединений:

- кислоты: $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$
- гидроксиды: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
- соли: $CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$
- оксиды: $2HgO = 2Hg + O_2 \uparrow$

Реакции замещения соответствуют схеме: $A + BC \rightarrow AC + B$. Обычно происходят между одним простым и одним сложным веществом:

- металл с оксидом: $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$
- металл с кислотой: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
- металл с солью: $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu \downarrow$
- неметалл с оксидом: $C + PbO = CO + Pb$

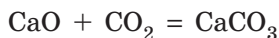
Хотя встречаются и реакции замещения между двумя сложными веществами, как, например, реакция оксида с солью:



Реакции обмена соответствуют схеме: $AB + CD \rightarrow AD + CB$. Это самая распространенная группа реакций между сложными веществами, в частности, между кислотами, основаниями, солями и оксидами.

Обратимые и необратимые реакции

Часто направление реакции зависит от условий ее проведения. Например, при обычных условиях происходит реакция образования кальций карбоната:



Однако при нагревании до высокой температуры (до 1000 °С) начинает преобладать реакция разложения кальций карбоната:



Часто случается, что при одинаковых условиях реакция может происходить в двух противоположных направлениях. В частности, приведенная выше реакция в определенном интервале температур протекает в двух направлениях.

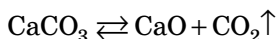
Реакции по возможности протекания в противоположных направлениях:

- обратимые;
- необратимые.



Реакции, которые при заданных условиях протекают как в прямом, так и в обратном направлениях, называют обратимыми.

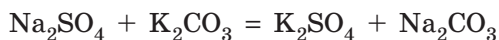
Для записи уравнений таких реакций вместо знака равенства используют знак обратимости (противоположно направленные стрелки):



Обратимые процессы очень распространены. Это диссоциация воды и слабых кислот, взаимодействие водорода с бромом, йодом, азотом и др.

Необратимыми являются реакции, продукты которых не способны реагировать друг с другом с образованием исходных веществ. Поэтому в необратимых реакциях все реагенты взаимодействуют друг с другом полностью с образованием продуктов реакции. Большинство реакций в неорганической химии являются именно необратимыми (в отличие от реакций с участием органических веществ).

Иногда ошибочно считают, что если при сливании растворов электролитов не выделяется газ, вода или осадок, то происходит обратимая реакция. Например, между растворами натрия сульфата и калий карбоната:



Но в обратимых реакциях превращения происходят одновременно в двух направлениях, а в этом случае преобразований вообще нет. После сливания растворов Na_2SO_4 и K_2CO_3 образуется раствор, содержащий смесь ионов Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , между которыми полностью отсутствует какая-либо химическая реакция.

Классификация реакций по тепловому эффекту

Каждая химическая реакция сопровождается тепловым эффектом: при химическом взаимодействии теплота может выделяться или поглощаться. Экзотермические реакции проходят с выделением теплоты, а эндотермические — с поглощением теплоты.

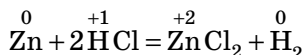
Реакции по тепловому эффекту:

- экзотермические;
- эндотермические.

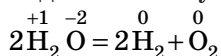
Классификация реакций по изменению степени окисления

Степени окисления элементы изменяют в окислительно-восстановительных реакциях. Среди них выделяют:

• *межмолекулярные* ОВР — элементы, изменяющие степени окисления, содержатся в составе разных молекул (формульных единиц). Это самый распространенный тип окислительно-восстановительных реакций:



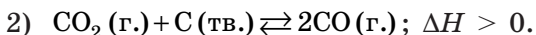
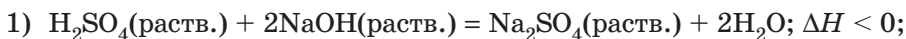
• *внутримолекулярные* ОВР — элементы, меняющие степени окисления, входят в состав одной молекулы (формульной единицы):



Химические реакции, в которых степени окисления элементов не меняются, являются кислотно-основными. В кислотно-основных реакциях кислотные вещества взаимодействуют с основными. Реакции ионного обмена между солями относятся к кислотно-основным, хотя их описывают не уже известной вам теорией кислот и оснований Аррениуса, а другими, более общими теориями кислот и оснований.

Среди кислотно-основных реакций выделяют группу реакций, которые называют реакциями *нейтрализации* — это реакции взаимодействия кислот со щелочами с образованием соли и воды.

Пример. Классифицируйте приведенные химические реакции по различным классификационным признакам:



Реакция 1 — реакция обмена. Она протекает только в одном направлении, а следовательно, является необратимой. Теплота при реакции выделяется, поэтому эта реакция является экзотермической. Ни один элемент не меняет свою степень окисления, значит, она является кислотно-основной, причем относится к реакциям нейтрализации.

Реакция 2 — реакция соединения. Поскольку она проходит в обоих направлениях, то является обратимой. Она относится к эндотермическим из-за поглощения теплоты в прямой реакции. В ходе реакции атомы Карбона меняют степень окисления, поэтому она является окислительно-восстановительной, причем межмолекулярной.

Реакции с изменением степени окисления:

- окислительно-восстановительные:
межмолекулярные,
внутримолекулярные;
- кислотно-основные:
нейтрализации.



Ключевая идея

Классификация химических реакций заключается в распределении их на группы согласно определенным важным признакам. При классификации главное — выявить эти характерные признаки химической реакции.

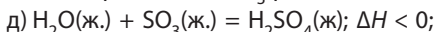
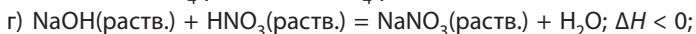
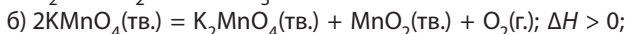


Задания для усвоения материала

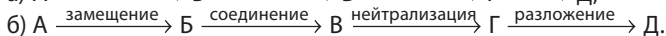
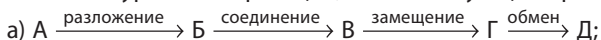
244. Назовите признаки, по которым можно классифицировать химические реакции. На какие типы разделяют химические реакции по этим признакам?

245. Приведите по одному примеру: а) эндотермической реакции разложения; б) реакции соединения между газами; в) окислительно-восстановительной реакции разложения; г) экзотермической реакции между твердым и газообразным веществами; д) окислительно-восстановительной реакции замещения между твердым и жидким веществами.

246. Классифицируйте по различным признакам следующие химические реакции:



247. Составьте уравнения реакций, соответствующие приведенным схемам:



248. Определите, какие химические реакции изображены на рисунке 21.1. Составьте их уравнения и классифицируйте по различным признакам.

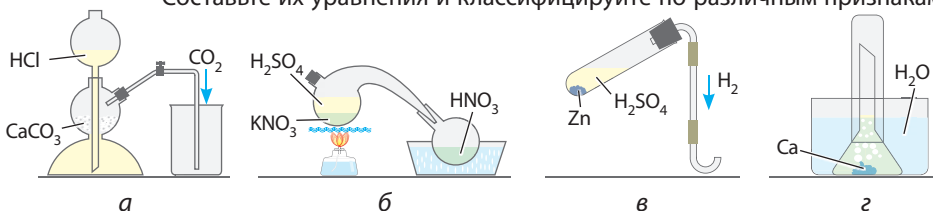


Рис. 21.1. Примеры химических реакций



Темы учебных проектов по теме «Химические реакции»:

- Эндотермические реакции на службе у человека.
- Экзотермические реакции в жизнедеятельности живых организмов.



Проверьте свои знания по теме «Химические реакции», выполнив тестовые задания на сайте.

ТЕМА 3. НАЧАЛЬНЫЕ ПОНЯТИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ

В этом разделе вы узнаете...

- об особенностях органической химии и органических соединений;
- что из атомов Карбона и Гидрогена состоит множество веществ;
- что углеводороды — незаменимые вещества для человечества;
- что полимерами можно заменить почти любой материал;
- все ли жирные на ощупь вещества являются жирами;
- почему крахмал и вата несладкие и как их сделать сладкими;
- из каких веществ состоят живые организмы;
- что пища — это смесь органических полимеров.

§ 22. Введение в органическую химию

Возникновение органической химии

Вы уже знаете, что химические вещества образуются атомами различных химических элементов. Среди всех химических элементов отдельное место занимает Карбон, поскольку он является основой множества природных и синтетических соединений. Карбон образует десятки миллионов веществ, изучением которых занимается *органическая химия*.



Органическая химия — это раздел химии, изучающий соединения Карбона, их свойства и методы получения.

Это определение не является абсолютно точным, поскольку существуют соединения Карбона (углекислый и угарный газы, карбонатная кислота, карбонаты и т. д.), которые по характеру свойств относят к неорганическим. Но это лишь доказывает, что принципиальной разницы между органическими и неорганическими веществами не существует, поскольку органические соединения могут превращаться в неорганические, и наоборот.

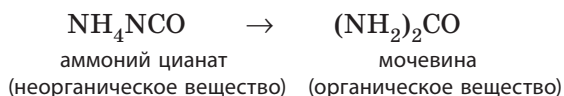
Органические вещества известны человечеству с давних времен — это масла, винный спирт, уксусная кислота, сахар, крахмал и другие. Но долгое время эти вещества могли получать только из живых организмов (растений и животных) или продуктов их жизнедеятельности и не могли искусственно их синтезировать. Это объясняли теорией витализма (от латин. *vita* — жизнь), согласно которой органические вещества могут образовываться только в живых

Известный немецкий химик. По желанию родителей закончил медицинский факультет Марбургского университета, хотя с детства увлекался химией. Получив звание доктора медицины, врачом не стал, но уговорил Берцелиуса взять его к себе лаборантом, после чего переквалифицировался на химика. В 28 лет стал профессором, работал во многих университетах Германии. Был автором нескольких учебников по химии, по которым учились следующие поколения. Но самым известным достижением Вёлера было получение мочевины из аммоний цианата NH_4NCO — первый в истории искусственный синтез органического вещества, давший начало бурному развитию органической химии.



Фридрих Вёлер
(1800–1882)

организмах под воздействием некой «жизненной силы». Именно поэтому в 1807 году шведский химик Йенс Якоб Берцелиус предложил название «органические» для обозначения веществ, которые получают из живых организмов. Переворот в представлении об органических веществах произошел после известного опыта Фридриха Вёлера. В 1828 году Вёлер из неорганического соединения в обычной пробирке синтезировал мочевины, которую до сих пор получают лишь из мочи и потому считали исключительно органическим веществом:



И хотя мочевина была не таким уж и важным веществом, но опыт Вёлера доказал, что органические вещества могут образовываться и без «жизненной силы». Это было крахом теории витализма. После сообщения Вёлера многие химики начали проводить опыты по получению органических веществ. Началось бурное развитие нового направления — органической химии.

История органической химии насчитывает много выдающихся имен, но среди всех химиков-органиков следует в первую очередь отметить двух — Фридриха Кекуле и Александра Бутлерова, чьи исследования были наиболее значимыми для понимания строения органических веществ и стали мощным инструментом для развития органической химии.



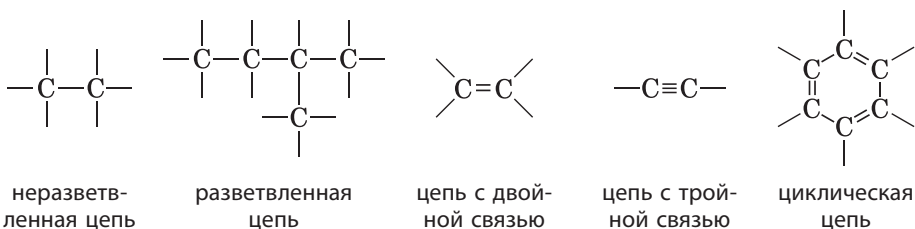
Рис. 22.1. Почтовая марка Немецкой почтовой компании в честь синтеза Фридриха Вёлера

Понятие об органических веществах

Сегодня органическими называют как природные, так и синтетические соединения Карбона. Их известно уже более 20 миллионов. Органические вещества играют важную роль в природе, поскольку являются основой жизни на Земле. Это основная составляющая пищевых продуктов, их издавна применяют как сырье для изготовления тканей, они содержатся в составе различных видов топлива (рис. 22.2). Современные синтетические органические высокомолекулярные соединения используют в качестве конструкционных материалов, для изготовления волокна и т. п. Многие из них по своим свойствам превосходят природные аналоги. Органические соединения являются основными компонентами лекарств, моющих средств и др.

Почему именно Карбон является основой органических веществ? В отличие от других химических элементов, Карбон может образовывать огромное число соединений, что обусловлено двумя важными свойствами его атомов:

- атомы Карбона могут образовывать между собой прочные химические связи и соединяться в достаточно длинные карбоновые цепи: неразветвленные, разветвленные и циклические;
- атомы Карбона могут образовывать между собой и с атомами других элементов связи различной кратности — одинарные, двойные и тройные:



а



б



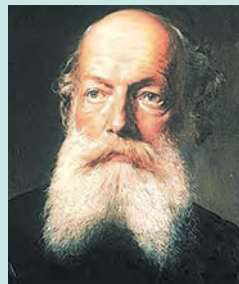
в



г

Рис. 22.2. Органические вещества: а — продукты питания; б — лекарственные препараты; в — строительные материалы; г — топливо и смазочные материалы

Выдающийся немецкий химик-органик. Изучал архитектуру, но после лекций Либиха заинтересовался химией. Работал в университетах Парижа, Гейдельберга, Гента, а в 36 лет стал профессором Боннского университета, где работал до конца жизни. Научная деятельность была посвящена теоретической и синтетической органической химии. Синтезировал и установил структурные формулы многих природных веществ. Первым высказал мнение, что валентности элементов являются целыми числами, классифицировал все элементы по валентности, заложил понятие о валентности как о фундаментальном свойстве атомов (теорию валентности). Эта теория была основой теории химического строения Бутлерова.



**Фридрих Август
Кекуле фон Штра-
дониц (1829–1896)**

Органические вещества обладают некоторыми общими свойствами:

- состоят из атомов Карбона, Гидрогена, часто содержат Нитроген, Оксиген, хотя могут содержать атомы и других элементов;
- атомы Карбона в молекулах соединены в различные цепи;
- между атомами в молекулах преимущественно неполярные или слабополярные ковалентные связи;
- имеют преимущественно молекулярное строение, поэтому для них характерны низкие температуры плавления и кипения;
- большинство из них не растворяются в воде, являются летучими жидкостями или легкоплавкими твердыми веществами, многие из них газообразны при нормальных условиях;
- растворимые в воде органические соединения обычно являются неэлектролитами;
- преимущественно являются горючими веществами;
- при нагревании выше 300 °C обычно разлагаются.

Выдающийся химик, академик Петербургской академии наук. Сначала увлекался биологией, но под влиянием лекций Зинина заинтересовался химией. В 26 лет защитил докторскую диссертацию, а в 29 лет стал профессором Казанского университета. В 1868 году с подачи Менделеева был избран профессором Санкт-Петербургского университета. В 1861 году (в возрасте 33 лет!) сформулировал основные положения теории химического строения органических соединений. А. М. Бутлеров — основатель известной казанской («бутлеровской») школы химиков-органиков, среди которых В. В. Марковников, А. М. Зайцев, А. Е. Фаворский.



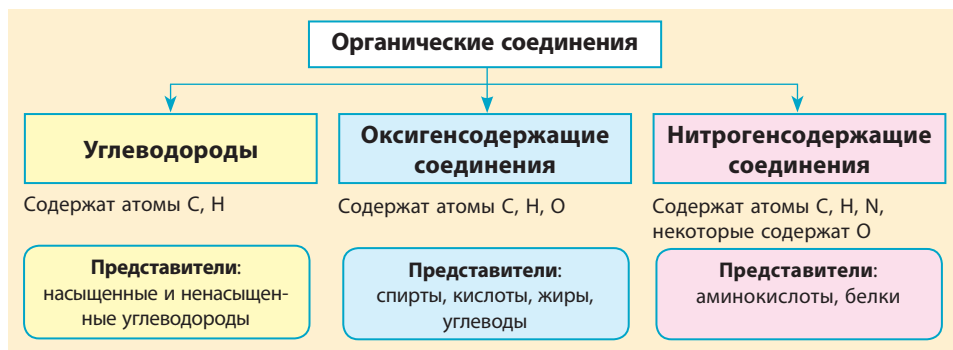
**Александр Михай-
лович Бутлеров
(1828–1886)**

Классификация органических соединений

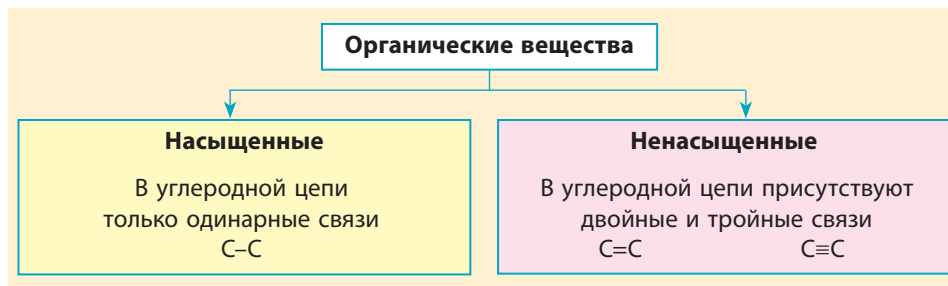
Для изучения органических веществ удобно классифицировать их по строению или свойствам, подобно тому как классифицируют неорганические вещества (схема 1, с. 5).

• По содержанию химических элементов

Простейшие органические соединения содержат только два элемента — Карбон и Гидроген, их называют углеводородами (от двух слов — «углерод» и «водород»), часто органические соединения содержат атомы Оксигена или Нитрогена. Поскольку эти четыре элемента образуют почти все органические соединения, содержащиеся в живых организмах, их называют *элементами-органогенами*.



• По наличию кратной связи между атомами Карбона



В молекулах некоторых органических соединений содержатся определенные группы атомов, являющиеся характерными для всех соединений этого класса. Их называют *характеристическими* (или *функциональными*) группами. У углеводородов такие группы отсутствуют, группа атомов –COOH обязательно содержится в молекулах органических кислот и является характерной для карбоновых кислот.



По наличию характеристических групп различают следующие классы органических веществ:

- **углеводороды**: характеристические группы отсутствуют;
- **спирты**, в молекулах которых есть гидроксильная группа $-\text{OH}$;
- **карбоновые кислоты**, в молекулах которых есть карбоксильная группа $-\text{COOH}$;
- **аминокислоты**, в молекулах которых есть карбоксильная группа $-\text{COOH}$ и аминогруппа $-\text{NH}_2$.

Конечно, приведенные классификации не отражают всего разнообразия органических соединений, но именно эти вещества вы будете изучать в 9 классе, а с другими ознакомитесь при дальнейшем изучении химии.



Ключевая идея

Предметом изучения органической химии являются органические соединения, их превращения и методы получения. К органическим относятся вещества природного и синтетического происхождения, образованные атомами Карбона.



Контрольные вопросы

249. Что изучает органическая химия?
250. Какими были взгляды сторонников теории витализма на получение органических веществ?
251. Что стало импульсом для развития органической химии? Почему?
252. Какие вещества называют органическими? Приведите примеры органических веществ.
253. Сформулируйте основные различия между органическими и неорганическими веществами.
254. Какие химические элементы содержатся в органических соединениях?
255. Какие особенности Карбона обуславливают существование большого количества органических соединений?
256. По каким признакам классифицируют органические соединения?



Задания для усвоения материала

257. Самое простое органическое вещество — метан CH_4 . К каким группам органических соединений он относится?
258. Даны формулы трех углеводородов: CH_3-CH_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, $\text{CH}\equiv\text{CH}$. Предложите способ классификации этих веществ по различным признакам.
259. Как вы считаете, почему органическую химию выделяют в отдельный раздел?
260. Найдите в дополнительных источниках различные определения органической химии. Чем они отличаются от определения, приведенного в параграфе? Какое из них, по вашему мнению, наиболее точное?

§ 23. Метан — простейший углеводород

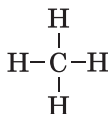
Вспомните:

- как составляют электронно-графические формулы молекул (§ 2);
- что сравнить плотность газов можно, вычислив относительную плотность газа, равную отношению молекулярных масс газов (Приложение 1).

Молекулярная и структурная формулы метана

Вы уже знаете, что простейшие органические вещества — это углеводороды, состоящие из атомов только двух элементов: Карбона и Гидрогена. Среди углеводородов простейшими соединениями являются *насыщенные углеводороды*, или алканы.

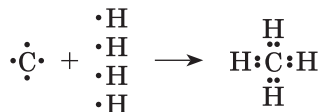
Молекулярная формула метана — CH_4 . В его молекуле четыре атома Гидрогена соединены ковалентными связями с атомом Карбона, и структурная формула метана имеет вид:



У Карбона и Гидрогена близкие значения электроотрицательности (2,55 и 2,20 соответственно). Поэтому связь между ними является *ковалентной неполярной*. Молекула метана также *неполярна*.

Строение молекулы метана. Основное и возбужденное состояния атома Карбона

В молекуле метана четыре связи $\text{C}-\text{H}$ — это ковалентные связи, для реализации которых необходимо образование четырех общих электронных пар:



Вспомните, что в обычном (основном) состоянии на внешнем энергетическом уровне атома Карбона содержится четыре электрона: одна пара на s -орбитали и два неспаренных электрона на p -орбиталях.

В таком состоянии атом Карбона может образовать только две ковалентные связи. Но для образования четырех связей на внешнем уровне должно быть четыре неспаренных электрона. Поэтому атом Карбона поглощает небольшое количество энергии и переходит в *возбужденное* состояние, в котором один электрон с s -орбитали переходит на свободную p -орбиталь.

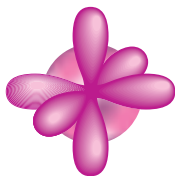


Рис. 23.1. В атоме Карбона в основном состоянии s -орбиталь и три p -орбитали располагаются так, что ядро атома совпадает с центром каждой орбитали. При таком расположении s -орбиталь недоступна для перекрывания

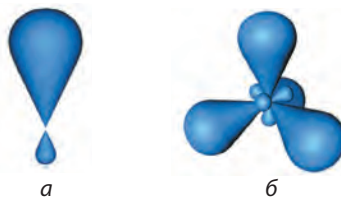
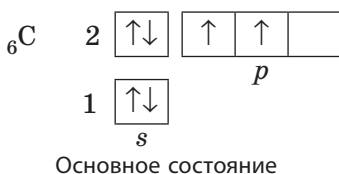
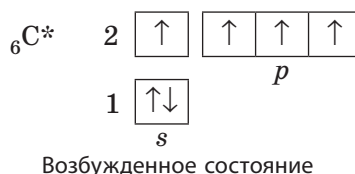


Рис. 23.2. Измененные орбитали внешнего энергетического уровня (a) и их расположение в атоме Карбона в возбужденном состоянии (b)



Но даже при таком переходе электрона одна s -орбиталь и три p -орбитали внешнего уровня не могут образовать четыре связи, поскольку s -орбиталь пространственно недоступна для перекрывания с орбиталями других атомов (рис. 23.1). Именно поэтому, когда атом Карбона переходит в возбужденное состояние, все четыре орбитали внешнего энергетического уровня обретают одинаковую энергию, а следовательно, и форму (несимметричной объемной восьмерки) (рис. 23.2, a) и ориентируются уже по-другому (рис. 23.2, b): они направлены к вершинам правильной треугольной пирамиды (тетраэдра). При такой форме и ориентации все орбитали атома Карбона в возбужденном состоянии без ограничений могут перекрываться с орбиталями других атомов (рис. 23.3).

При образовании химических связей между атомами Карбона и Гидрогена эти связи также направлены к вершинам треугольной пирамиды под углом $109,5^\circ$, поэтому молекулы метана имеют форму тетраэдра (рис. 23.4).



Рис. 23.3. Перекрывание орбиталей возбужденного атома Карбона с s -орбиталями атомов Гидрогена в молекуле метана

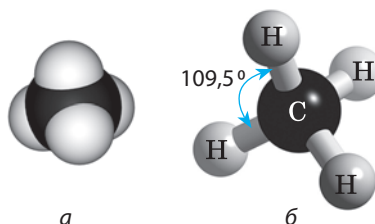
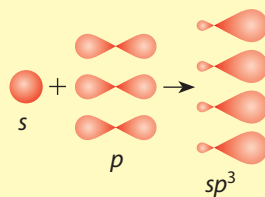


Рис. 23.4. Модели молекулы метана: a — шаровая; b — шаростержневая



Изменение формы и ориентации атомных орбиталей при переходе атомов в возбужденное состояние называют *гибридизацией*, а орбитали, подвергшиеся изменению, — *гибридизованными*. При образовании молекул метана изменяются одна s -орбиталь и три p -орбитали, поэтому такое состояние атома Карбона называют sp^3 -гибридизованным (см. рисунок).



Три одинаковые p -орбитали в атоме Карбона в основном состоянии должны быть расположены так, чтобы быть максимально удаленными друг от друга. Именно поэтому p -орбитали расположены по взаимно перпендикулярным осям (рис. 23.1). В возбужденном состоянии одинаковых (гибридизованных) орбиталей уже четыре, и они также должны быть максимально отдалены друг от друга. Именно этим и объясняется тетраэдрическая ориентация sp^3 -гибридизованных орбиталей. Явление гибридизации объясняет форму как органических, так и неорганических молекул, но об этом вы подробнее узнаете при углубленном изучении химии.

Физические свойства метана и распространенность в природе

Метан — при обычных условиях бесцветный газ без запаха; плотность при 0°C равна $0,7168 \text{ кг/м}^3$, нерастворимый в воде ($0,02 \text{ г}$ метана в 1 кг воды при 25°C), при сильном охлаждении превращается в летучую жидкость ($t_{\text{кип.}} = -161,6^\circ\text{C}$), а при дальнейшем охлаждении — в бесцветные кристаллы ($t_{\text{пл.}} = -182,5^\circ\text{C}$).

При концентрации в воздухе от $4,4$ до 17% метан взрывается. Метан является основным компонентом природного газа, которым мы пользуемся в быту, и потому утечка газа может повлечь опасные последствия (рис. 23.5). Из-за отсутствия у метана запаха выявить

его утечку было бы невозможно, поэтому к природному газу еще в момент добычи добавляют специальные вещества с запахом (одоранты). Обычно это органические вещества класса меркаптанов с характерным запахом тухлого мяса.

Метан нетоксичен и в малых концентрациях безопасен для человека, но при значительном содержании его в воздухе ($25\text{--}30\%$) человек может потерять сознание и умереть, поскольку метан не поддерживает дыхания.



Рис. 23.5. Последствия взрыва природного газа в многоэтажном жилом доме, 13 октября 2007, г. Днепр

Метан — один из парниковых газов, поскольку он вызывает парниковый эффект, причем даже сильнее углекислого газа в 20–25 раз. В последние годы концентрация метана в воздухе существенно увеличивается ввиду интенсивного развития животноводства: каждая корова за сутки выделяет около 300 л метана, а мировое поголовье коров насчитывает более 1,5 млн, не считая остального крупного рогатого скота.

Метан — распространенное в природе вещество. Его содержание в природном газе составляет 77–99 %, в попутном нефтяном газе — 31–90 %. Также метан содержится в составе рудничного и болотного газов.

В Украине запасы метана в виде природного газа оцениваются примерно в 1,5 трлн м³ (28-е место среди всех стран мира). Самые крупные месторождения газа сосредоточены в Днепропетровско-Донецком нефтегазоносном регионе и в Прикарпатье. Месторождения природного газа есть на равнинной части Крымского полуострова и в Черноморском и Азовском шельфах. По мнению специалистов, Украина имеет перспективы добычи природного газа мирового масштаба в северной части Черноморского шельфа, где, возможно, сосредоточено крупнейшее месторождение природного газа под дном Черного моря.

В больших объемах метан транспортируют по трубопроводам. Метан можно хранить при повышенном давлении в специальных стальных баллонах, окрашенных в красный цвет (рис. 23.6).

Значительное количество метана находится на Земле в виде так называемых газогидратов (продуктов соединения с водой). Такие соединения существуют только при низкой температуре и высоком давлении, поэтому встречаются преимущественно в северных морях и залегают на глубине около 1 км. Запасы такого метана оценивают в 100 раз больше, чем запасы всех разведанных на сегодня месторождений природного газа.



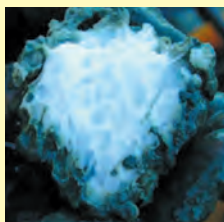
Рис. 23.6. Стальные баллоны с метаном окрашивают в красный цвет

- Выбор меркаптана для придания запаха метану не случаен: обоняние человека может воспринять запах меркаптана, даже если в 1 л воздуха его будет всего лишь 10^{-16} моль. В такой концентрации даже собака не способна почувствовать его запах.
- В Украине газовое (с использованием метана) освещение улиц впервые было внедрено во Львове в 1858 году, а затем появилось в Одессе, Харькове, Киеве и Черновцах. Позже в этих городах газ начали использовать в качестве топлива.

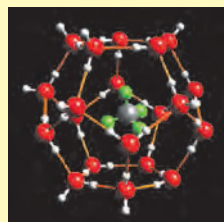




Газогидраты являются клатратными соединениями (от латин. *clathratus* — то, что закрыто решеткой, посажено в клетку), или соединениями включения. Клатратными называют соединения, в которых небольшие молекулы, такие как у метана, находятся в полостях между молекулами жидкой воды (как показано на рисунке) и фактически являются газовыми гидратами. Такие соединения характерны для многих газообразных веществ, в частности метана, но они устойчивы только при высоком давлении и низкой температуре. При попадании гидрата метана в обычные условия он разлагается на газообразный метан и жидкую воду. Один объем гидрата метана может выделить 160–180 объемов чистого газа.



а



б

Внешний вид клатрата метана (а) и его строение (б) (желтыми линиями обозначены водородные связи)



Ключевая идея

Углеводороды — простейшие органические вещества, состоящие из атомов Карбона и Гидрогена. Метан — простейший углеводород.



Контрольные вопросы

261. Напишите структурную и электронную формулы метана. Назовите тип связи в метане.
262. Чем отличаются основное и возбужденное состояния атомов Карбона? Как это связано с возможностью образования молекулы метана?
263. Опишите физические свойства метана.
264. Для чего в природный газ добавляют вещества с сильным запахом?



Задания для усвоения материала

265. Определите, во сколько раз плотность метана больше (меньше) воздуха.
266. Используя информацию параграфа, вычислите массовую долю метана в его насыщенном при 25 °C растворе в воде.
267. При температуре 0 °C растворимость метана в воде составляет 0,04 г на 1 кг воды. Вычислите объем метана, который можно выделить из насыщенного при такой температуре раствора массой 1000 кг.
268. Вычислите минимальный объем метана, который должен вытечь из бытовой газовой печи, чтобы воздух на кухне стал взрывоопасным. Считайте, что площадь кухни составляет 10 м², высота потолка — 2,5 м, а давление на кухне не меняется. Другие данные найдите в тексте параграфа. (Помните, что утечка любого количества газа является крайне опасной ситуацией!)

269. В 2015 году потребление природного газа в Украине составило около 34 млрд м³ в год. Найдите в тексте параграфа необходимую информацию и рассчитайте, на сколько лет Украине хватит собственных разведанных запасов природного газа при условии потребления его на том же уровне.

§ 24. Гомологи метана — насыщенные углеводороды

Вспомните:

- молекулярные формулы отражают только качественный и количественный состав веществ, а структурные — еще и порядок соединения атомов;
- при составлении структурных формул каждую химическую связь между атомами обозначают черточкой.

Гомологи и гомологический ряд метана

В предыдущем параграфе вы уже ознакомились с простейшим углеводородом — метаном, являющимся также простейшим представителем класса органических соединений алканов. Алканы — достаточно большой класс соединений, но у всех представителей алканов есть общий признак: их молекулярные формулы соответствуют общей формуле $C_n H_{2n+2}$, где n — число атомов Карбона в молекуле. Если вы вместо n подставите любое целое число, то получите молекулярную формулу алкана. Например, если подставить $n = 1$, то получим формулу метана CH_4 . Формулы и названия первых десяти представителей алканов представлены в таблице 10.

Таблица 10. Первые десять представителей алканов

Число атомов Карбона n	Формула	Название	Число атомов Карбона n	Формула	Название
1	CH_4	Метан	6	C_6H_{14}	Гексан
2	C_2H_6	Этан	7	C_7H_{16}	Гептан
3	C_3H_8	Пропан	8	C_8H_{18}	Октан
4	C_4H_{10}	Бутан	9	C_9H_{20}	Нонан
5	C_5H_{12}	Пентан	10	$C_{10}H_{22}$	Декан

Обратите внимание, что первые четыре представителя алканов — метан, этан, пропан и бутан — имеют исторически сложившиеся названия. Названия следующих алканов образуются от греческих числительных добавлением суффикса *-ан-*: пентан, гексан и т. д.

Проанализируйте молекулярные формулы веществ в таблице. Как отличается состав молекул метана и этана? Формула метана — CH_4 ,

а этана — C_2H_6 . Их формулы отличаются на один атом С и два атома Н, т. е. на группу атомов CH_2 . Как отличается состав молекул этана и бутана? Они отличаются на два атома С и четыре атома Н, т. е. на две группы атомов CH_2 .



Соединения одного класса, имеющие сходное строение, но отличающиеся по составу на одну или несколько групп CH_2 , называют гомологами.

Группу CH_2 называют **гомологической разницей**. Совокупность всех гомологов образует **гомологический ряд**.

Метан и его гомологи образуют гомологический ряд класса алканов. Первые представители этого ряда с небольшим числом атомов Карбона в молекуле называют *низшими* алканами, а с большим числом — *высшими*. Впрочем, четкой границы между ними нет.

Структурные формулы и строение молекул гомологов метана

Еще в начале развития органической химии ученые выяснили, что подавляющее большинство органических соединений являются веществами молекулярного строения. Но при определении формул органических веществ возникла проблема, связанная с валентностью элементов в их составе. К примеру, если определять валентность атомов Карбона в этане C_2H_6 , то по правилам, которые вы изучали в 7 классе, у Карбона должна быть валентность III, что противоречит действительности. Исследования Ф. Кекуле и А. Бутлерова доказали, что формально вопрос валентности в органической химии рассматривать нельзя. Валентность Карбона в органических соединениях всегда IV, это становится понятным, если вместо молекулярных формул использовать структурные. Именно поэтому в органической химии используют структурные формулы, а молекулярные формулы — для решения расчетных задач, поскольку по ним легче рассчитывать молярную массу.

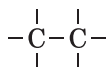
При составлении структурных формул следует помнить, что атомы Карбона в молекулах органических веществ соединены друг с другом и образуют карбоновую цепь (карбоновый скелет).

Рассмотрим составление структурных формул на примере этана.

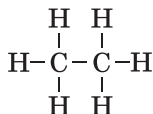
1. Изображаем карбоновую цепь — в этане она состоит из двух атомов Карбона, соединенных одинарной связью:



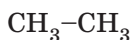
2. Карбон четырехвалентен, поэтому от каждого атома Карбона рисуем черточки так, чтобы у каждого атома их было по четыре:



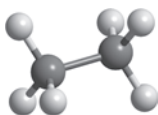
3. Дописываем символы атомов Гидрогена и получаем структурную формулу этана:



Часто структурные формулы записывают в сокращенном виде, не изображая связи С–Н. Сокращенные структурные формулы намного компактнее, чем развернутые:



Структурные формулы показывают последовательность соединения атомов, но не отражают пространственного строения молекул. Атомы Карбона в молекулах гомологов метана находятся в возбужденном состоянии, как и в молекулах метана, о чем вы узнали в предыдущем параграфе. Значит, все химические связи от каждого атома Карбона направлены к вершинам тетраэдра, и молекула этана имеет такой пространственный вид:



По приведенному алгоритму можно составить структурные формулы других углеводородов:

	пропан C_3H_8	бутан C_4H_{10}	пентан C_5H_{12}
Структурные формулы:	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Сокращенные структурные формулы:	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Модели молекул:			

При составлении структурных формул соединений других классов также следует соблюдать эти принципы и, главное, помнить и правильно учитывать валентность элементов.

Проанализируйте все структурные формулы, приведенные в этом разделе. Видно, что атомы Карбона четырехвалентны, к тому же, каждый атом Карбона соединяется с четырьмя другими атомами (Карбона или Гидрогена). Значит, все валентные возможности атомов Карбона «насыщены» другими атомами, и они уже не способны присоединить ни одного атома. Такие углеводороды называют *насыщенными*. Главным признаком насыщенных соединений является то, что в их молекулах все связи между атомами Карбона одинарные.



Насыщенные соединения — это органические соединения, в молекулах которых атомы Карбона соединены друг с другом только одинарными ковалентными связями.

Метан и его гомологи (углеводороды класса алканов) — это насыщенные углеводороды.



- Название первого члена гомологического ряда алканов «метан» произошло от названия соответствующего ему спирта — метилового. Этот спирт издавна называли древесным, поскольку добывали его из древесины. Слово «метил» происходит от греческих слов *methy* — вино и *hile* — лес (буквально — «вино из леса»).
- Алкан с самой длинной карбоновой цепью — нонаконтатриктан $C_{390}H_{782}$ — синтезировали в 1985 году английские химики И. Бидд и М. Уайтинг.



Ключевая идея

Для каждого класса органических соединений характерен свой гомологический ряд. Состав соединений одного ряда отражает общая формула.



Контрольные вопросы

270. Какова валентность атомов Карбона в органических соединениях?
271. Какие углеводороды называют алканами? Приведите их общую формулу.
272. Почему метан и его гомологи называют насыщенными углеводородами?
273. Дайте определение понятиям «гомолог», «гомологический ряд», «гомологическая разница».
274. Что общего и различного в строении двух гомологов?



Задания для усвоения материала

275. Составьте полную и сокращенную структурные формулы гомологов метана с числом атомов Карбона 6 и 8.
276. Докажите, что пропан и октан являются гомологами.
277. Сколько химических связей в молекуле пропана? Сколько в них связей C–C и сколько C–H?

278. Из приведенного перечня формул углеводородов выпишите формулы гомологов метана: C_3H_6 , C_4H_{10} , C_6H_6 , $C_{14}H_{30}$, C_8H_8 .
279. Определите массовые доли Карбона в метане и пропане. В каком веществе массовая доля Карбона больше? Можно ли из этого сделать вывод о том, как меняется массовая доля Карбона в алканах с увеличением числа атомов Карбона в молекуле? Можно ли сделать такой же вывод без расчета массовых долей?
280. Какой гомолог метана обладает плотностью, почти равной плотности воздуха?

§ 25. Свойства метана и его гомологов, их применение

Вспомните: метан — неполярное вещество молекулярного строения, что определяет его нерастворимость в воде, летучесть, низкую температуру кипения.

Физические свойства гомологов метана

Поскольку вещества гомологического ряда метана имеют сходное строение и отличаются только длиной карбоновой цепи, то их физические свойства также подобны.

При обычных условиях первые четыре члена гомологического ряда метана (от CH_4 до C_4H_{10}) — газы, следующие (от C_5H_{12} до $C_{16}H_{34}$) — жидкости, а соединения с большим числом атомов Карбона — твердые вещества (рис. 25.1). Это объясняется тем, что с увеличением длины карбоновой цепи увеличивается молекулярная масса веществ, поэтому возрастает количество энергии, необходимой для плавления или испарения веществ. Значит, для любого гомологического ряда справедливо правило, что с увеличением числа атомов Карбона повышаются температуры плавления и кипения веществ.

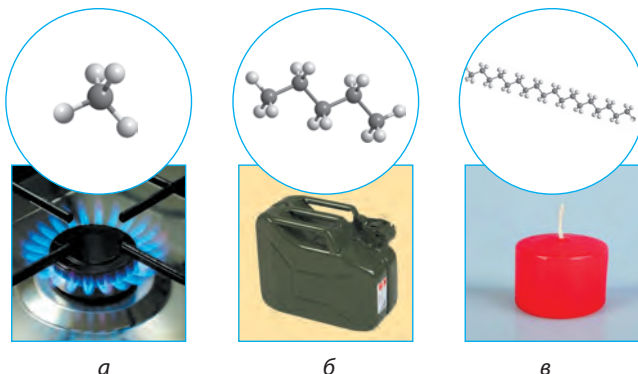


Рис. 25.1. Зависимость физических свойств алканов от длины карбоновой цепи:
а — газ; б — жидкость; в — твердое вещество



Рис. 25.2. Алканы: а, б — промышленная цистерна и бытовой баллон сжиженной смеси пропана с бутаном; в — октан (бесцветная жидкость); з — парафин (белое вещество, смесь твердых алканов)

Пропан и бутан являются газами, однако хорошо сжижаются при охлаждении и повышенном давлении. В быту и промышленности часто используют сжиженную смесь пропана и бутана (рис. 25.2, а, б).

Все гомологи метана — бесцветные вещества. В отличие от газообразных и твердых алканов, жидкие обладают специфическим углеводородным или цветочным запахом (рис. 25.2, в).

Все гомологи метана — неполярные соединения, поэтому они почти нерастворимы в воде, а твердые — жирные на ощупь (рис. 25.2, з). Именно поэтому алканы и другие нециклические углеводороды еще называют алифатическими соединениями (от греч. *aleiphar* — жир). Жидкие алканы легче воды, а при смешивании с водой смесь расслаивается: алкан собирается сверху, а вода — снизу (рис. 25.3). Поэтому нефть, состоящая преимущественно из жидких алканов, при попадании в воду растекается тонким слоем по поверхности, что представляет большую угрозу для окружающей среды (рис. 25.4).

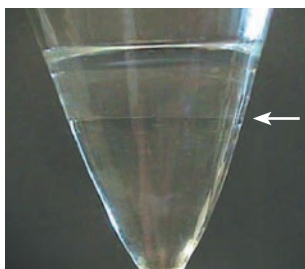


Рис. 25.3. Октан не растворяется в воде, а собирается над слоем воды (четко видна граница раздела)

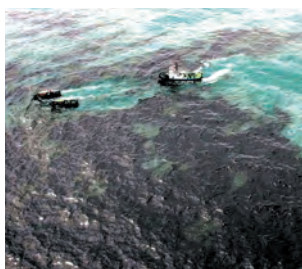


Рис. 25.4. Пятно нефти на поверхности океана



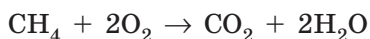
Рис. 25.5. Растворитель для краски — уайт-спирит — это смесь жидких углеводородов

Поскольку алканы являются неполярными соединениями, они хорошо смешиваются друг с другом и растворяют другие неполярные вещества (рис. 25.5).

Химические свойства метана и его гомологов

Алканы — химически неактивные вещества, из-за чего в XIX веке их называли «химическими мертвецами». К началу XX века для них не было известно ни одной химической реакции, кроме горения.

Алканы активно взаимодействуют с кислородом. Например, метан горит бледно-синим пламенем, слабо заметным при ярком солнечном свете:

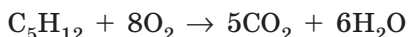


Обратите внимание! В уравнениях реакций с участием органических веществ знак равенства всегда заменяют стрелкой, чтобы не спутать его с обозначением двойной связи.

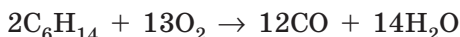
При горении метана выделяется большое количество теплоты — около 50 кДж на 1 г углеводорода.

С воздухом метан образует взрывчатые смеси (вспомните из § 23, какое содержание метана является взрывоопасным). При работе с метаном, например при использовании газовых плит или баллонов, необходимо постоянно следить за тем, чтобы пламя не погасло.

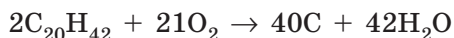
Гомологи метана также окисляются кислородом воздуха, причем полное окисление до углекислого газа происходит только при горении в избытке кислорода. Например, для пентана:



Если кислорода недостаточно, то вместо углекислого газа образуется чрезвычайно ядовитый угарный газ:

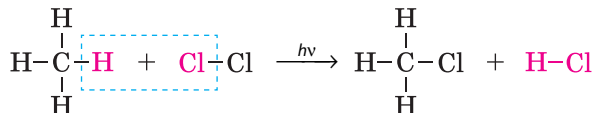


Высшие гомологи метана, т. е. алканы с большим числом атомов Карбона, при горении могут также образовывать углерод. Так, например, обычные бытовые парафиновые свечи, состоящие из смеси твердых алканов, при горении образуют коптящее пламя. Копоть — это частицы сажи (углерода), не успевшие сгореть:

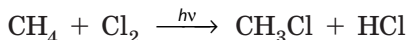


Кроме кислорода алканы реагируют только с очень активными веществами, например с галогенами. Реакции взаимодействия с галогенами называют *галогенированием*. Взаимодействие алканов с хлором или бромом происходит только при освещении или нагревании. При этом

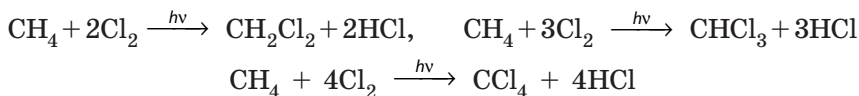
один атом галогена замещает атом Гидрогена в составе органической молекулы, а другой соединяется с высвободженным атомом Гидрогена и образует молекулу гидроген галогенида (символом $h\nu$ в уравнениях реакций обозначают, что реакция происходит при освещении):



С использованием молекулярных формул это уравнение записывают следующим образом:



При избытке галогена могут замещаться несколько атомов Гидрогена:



При хлорировании метана образуются ценные вещества: CH_2Cl_2 — дихлорметан (хлористый метилен), который используют как растворитель в лабораториях, в жидкостях для снятия лака и для обезжиривания поверхностей, при изготовлении быстрорастворимого кофе и экстракта хмеля; CHCl_3 — трихлорметан (хлороформ) является ценным растворителем в производстве лекарств и красителей, с середины XIX века и до недавнего времени его использовали в качестве наркоза при хирургических операциях; CCl_4 — тетрахлорметан, который используют как растворитель для жиров и смол, это одно из немногих негорючих органических веществ, благодаря чему его использовали для тушения пожаров в военной и авиационной технике.



Керосиновую лампу изобрели во Львове работники аптеки «Под золотой звездой» Игнатий Лукасевич и Ян Зег в 1853 году. В том же году во львовском госпитале при свете керосиновой лампы была проведена первая хирургическая операция. Впоследствии керосиновая лампа была представлена на международной выставке в Мюнхене и отмечена специальной грамотой.



Памятник изобретателям керосиновой лампы, г. Львов

Лингвистическая задача

- На латыни *parum* означает «мало» или «незначительно», а *affinis* — «родственный».
- Почему, по вашему мнению, в XIX веке алканы называли парафинами?

В керосиновых
лампах

Парафиновые свечи



В газовых печах

Вазелин и вазелино-
вое маслоПропан-бутановая
смесь для автоном-
ного отопленияЖидкие алканы —
основа моторного
топливаПолучение хлад-
агентов для холо-
дильных устройствПолучение ве-
ществ для моющих
средств**Рис. 25.6.** Применение алканов

Применение метана и его гомологов

Насыщенные углеводороды — важные вещества в нашей жизни. Большие объемы добытых углеводородов используют в качестве разнообразного топлива: бензин, керосин, дизельное топливо, авиационный бензин, мазут (его сжигают на тепловых электростанциях). Из насыщенных углеводородов путем химических превращений добывают много ценных веществ: синтетические моющие средства, растворители, хладагенты для холодильников, пластмассы, каучуки и т. д. (рис. 25.6).



Ключевая идея

Метан и его гомологи — неполярные и химически малоактивные вещества.



Контрольные вопросы

- 281.** Опишите физические свойства и применение метана и его гомологов.
- 282.** Как меняются температуры плавления и кипения у членов одного гомологического ряда с увеличением числа атомов Карбона в молекуле? Почему?
- 283.** Какие химические свойства характерны для метана и его гомологов? Составьте уравнение реакции полного сгорания метана.
- 284.** При каких условиях возможно неполное сгорание алканов? Чем это может быть опасно?



Задания для усвоения материала

285. В чем сходны и чем различаются физические свойства бутана и гексана?
286. Как отличить две жидкости — гексан и воду — по их физическим свойствам? Предложите не менее трех способов.
287. Составьте уравнение реакции полного сгорания пропана. Какой объем кислорода необходим для сжигания пропана объемом 5,6 л (н. у.)? Какой объем углекислого газа при этом образуется?
288. Образец парафина массой 1 г полностью сожгли в кислороде. Вычислите массу осадка, который выделится при пропускании образовавшегося углекислого газа через известковую воду при условии образования только средней соли. Примите, что молекулы парафина содержат в среднем по 24 атома Карбона.
289. Вычислите массу хлорметана, которую можно получить из метана объемом 5,6 л (н. у.).
290. Вычислите массу продуктов реакций, которые могут образоваться при взаимодействии метана количеством вещества 0,15 моль с хлором объемом (н. у.): а) 3,36 л; б) 6,72 л; в) 10,08 л; г) 13,44 л.
- 291*. В Украине во многих домах пользуются газовой плитой. Вычислите, какая доля от теплоты сгорания природного газа расходуется на нагревание, а какая рассеивается. Необходимая для расчетов информация: на средней конфорке газовой печи сжигается 0,25 м³ газа в час, вода массой 1 кг на такой конфорке нагревается от комнатной температуры (20 °С) до кипения за 8 минут, теплоемкость воды — 4,2 кДж/(кг · °С), при сгорании природного газа количеством вещества 1 моль выделяется около 760 кДж теплоты, молярный объем газа при таких условиях равен 24 л/моль.
- 292*. Найдите в дополнительных источниках информацию о применении алканов. Объясните, какими физическими или химическими свойствами алканов обусловлено их применение.

§ 26. Соотношение объемов газов в химических реакциях

Вспомните: в равных объемах двух газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул (закон Авогадро).

Многие реакции происходят при участии газообразных веществ, в частности углеводородов. Исследуя реакцию водорода с кислородом, французский ученый Гей-Люссак обнаружил, что два объема водорода всегда реагируют с одним объемом кислорода, образуя два объема газообразной воды (водяного пара). Исследовав еще несколько реакций, Гей-Люссак выяснил, что, когда газы реагируют между собой, их объемы всегда соотносятся друг с другом как небольшие целые числа (рис. 26.1).

Это правило Гей-Люссак опубликовал в 1808 году, оно получило название *закона объемных соотношений*:

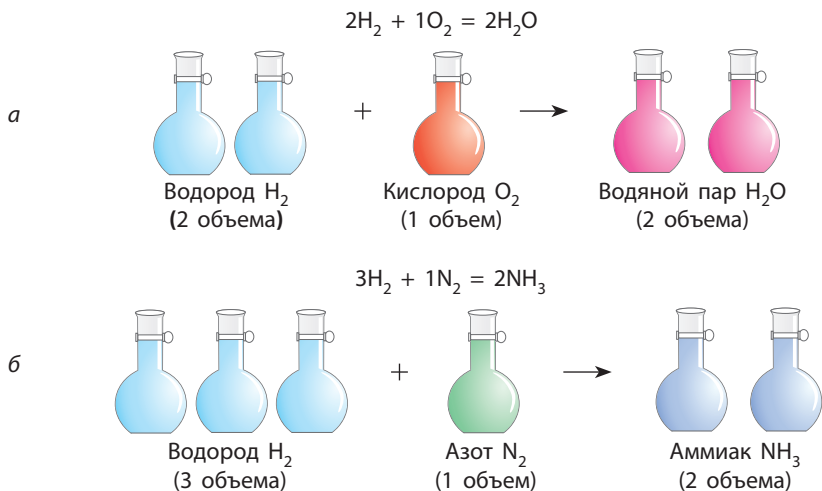


Рис. 26.1. Соотношение объемов газов, реагирующих между собой: **а** — 2 л водорода реагируют с 1 л кислорода, образуя 2 л водяного пара; **б** — 3 л водорода реагируют с 1 л азота, образуя 2 л аммиака



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

Этот закон легко объяснить, основываясь на законе Авогадро, согласно которому одинаковое число молекул газообразных веществ при одинаковых условиях занимают одинаковый объем. Если в реакцию образования газообразной воды на каждую молекулу кислорода вступают две молекулы водорода, то и объемы кислорода и водорода должны соотноситься как 1 к 2: с каждым литром кислорода в реакцию должны вступить два литра водорода.

Обратите внимание! В реакциях с газообразными веществами объемы газов соотносятся как числа, равные стехиометрическим коэффициентам в уравнениях реакций.

По закону объемных соотношений легко решать задачи, в которых необходимо вычислить объемы газообразных веществ.

Обратите внимание! В задачах на определение объемов газов, которые вам встречались ранее, обязательно были указаны условия измерения газов (точнее, указано, что объемы измерены при нормальных условиях), поэтому для расчетов необходимо было использовать молярный объем газов (22,4 л/моль). Закон Гей-Люссака позволяет проводить вычисления с объемами газов, измеренными при любых условиях. Главное, чтобы все объемы были измерены при одинаковых условиях.

Французский химик и физик. Окончил Политехническую школу в Париже. С 1809 года профессор химии в Сорбонне, с 1806 года — член Парижской Академии наук, а с 1822 — ее президент. Работал в различных областях физики и химии. Независимо от Дальтона открыл закон, устанавливающий соотношение между степенью расширения газов и температурой. Открыл закон кратных объемов, разработал химический метод получения щелочных металлов. Впервые построил кривые зависимости растворимости солей в воде от температуры. Совместно с Шеврелем получил патент на производство стеариновых свечей. Изобрел переносной ртутный барометр.



Жозеф Луи Гей-Люссак (1778–1850)

Задача. Вычислите объем кислорода, необходимый для сжигания метана объемом 1 л. Какой объем углекислого газа при этом образуется?

Дано:

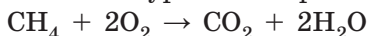
$$V(\text{CH}_4) = 1 \text{ л}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

Решение:

Составим уравнение реакции:



Для сгорания одной молекулы метана нужны две молекулы кислорода. Соответственно, объемы метана и кислорода соотносятся как 1 : 2. Таким образом, при сгорании любого объема метана расходовается в два раза больше кислорода:

$$V(\text{O}_2) = 2 \cdot V(\text{CH}_4) = 2 \cdot 1 \text{ л} = 2 \text{ л}.$$

Коэффициенты перед метаном и углекислым газом в уравнении реакции одинаковы, поэтому их объемы будут равными: сколько метана сгорит, именно столько углекислого газа и образуется.

$$V(\text{CO}_2) = V(\text{CH}_4) = 1 \text{ л}.$$

Ответ: 2 л O_2 , 1 л CO_2 .



Ключевая идея

Объемы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа, равные стехиометрическим коэффициентам в уравнениях реакций.



Контрольные вопросы

293. Сформулируйте закон объемных соотношений.

294. Объясните справедливость закона объемных соотношений, основываясь на законе Авогадро.



Задания для усвоения материала

295. Определите, при сгорании какого газа — метана, этана или пропана — выделится наибольший объем углекислого газа.
296. Запишите формулу газообразного гомолога метана, при сгорании которого образуется углекислый газ, объем которого в четыре раза больше начального объема углеводорода.
297. Сравните, в каком случае образуется больше углекислого газа: при сгорании метана объемом 5 м^3 или массой 5 кг .
298. Разрушительная сила взрыва газов зависит от соотношения объемов газообразных продуктов реакции к объему газообразных реагентов. Определите, в каком случае разрушительная сила будет больше: при взрыве смеси 1 л метана или 1 л пропана с необходимым количеством кислорода. Для расчетов примите, что в реакции происходит полное сгорание вещества, а образованная вода газообразна.
299. Вычислите объем кислорода, необходимого для полного сгорания смеси, состоящей из 40 л метана и 20 л этана.
300. Составьте уравнение реакции полного сгорания: а) бутана; б) пентана; в) гептана. Как меняется объем кислорода, необходимый для полного сгорания алканов, с увеличением числа атомов Карбона в молекуле?
301. Во сколько раз суммарный объем реагентов при сгорании метана превышает суммарный объем продуктов? (Объемом образованной воды можно пренебречь.)
302. Вычислите, во сколько раз увеличивается объем смеси этана с кислородом с соотношением объемов газов $2:7$ при полном взаимодействии веществ (примите, что образованная вода газообразна).
303. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания H_2S объемом 15 л . Какой объем SO_2 при этом выделится?
304. Вычислите объемы этана и кислорода, вступивших в реакцию, и объем образованного углекислого газа, если: а) $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 200 \text{ мл}$; б) $V(\text{O}_2) = 3,5 \text{ л}$; в) $V(\text{CO}_2) = 800 \text{ м}^3$.
305. Вычислите объем кислорода, необходимого для полного сгорания алкана объемом 3 л , относительная плотность которого по гелию равна 18 .
306. Какой объем озона можно получить из кислорода объемом 15 л ?

§ 27. Этен и этин — ненасыщенные углеводороды

Вспомните: как образуются кратные ковалентные связи (§ 2).

Молекулярная и структурная формулы этена и этина



Ненасыщенные углеводороды — это углеводороды, в молекулах которых между атомами Карбона есть кратные связи — двойные или тройные.

Этен (этилен) — ненасыщенный углеводород, первый представитель гомологического ряда алкенов, главный признак которых — наличие в молекулах одной двойной связи между атомами Карбона.

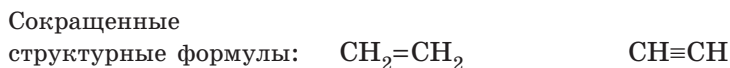
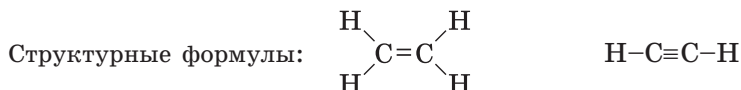
Этин (ацетилен) — ненасыщенный углеводород, первый представитель гомологического ряда алкинов, в молекулах которых обязательно есть одна тройная связь между атомами Карбона.

В молекулах этих углеводородов есть по два атома Карбона, о чем можно узнать из их названия: названия «этен» и «этин» происходят от названия алкана этана, в молекуле которого есть два атома Карбона.

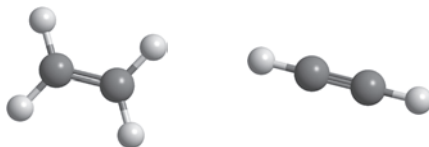
Составим структурные формулы этена и этина. Как и в случае с алканами, сначала запишем карбоновую цепь:



У этена каждый атом Карбона уже образует по две связи, следовательно, для соединения с Гидрогеном также остается по две связи. В этине каждый атом Карбона образует по три связи и может присоединить только по одному атому Гидрогена. Итак, для этена и этина:



Модели молекул:



Теперь мы можем посчитать атомы в молекулах и получаем молекулярные формулы: этен — C_2H_4 , этин — C_2H_2 .

Сравните структурные и молекулярные формулы этена и этина с соответствующими формулами этана: в молекуле этена на два атома Гидрогена меньше, чем в молекуле этана, а в молекуле этина — на четыре атома меньше. По этой причине атомы Карбона в молекулах этена и этина не полностью насыщены атомами Гидрогена, поэтому этен и этин — это ненасыщенные углеводороды.

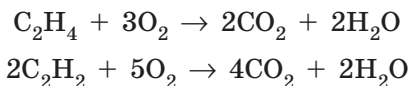
Физические свойства этена и этина

Физические свойства ненасыщенных углеводородов подобны свойствам насыщенных углеводородов. Этен и этин при обычных условиях газообразны, бесцветны, плохо растворяются в воде (растворимость этена составляет 22,6 мл, а этина — 137 мл в 100 мл воды при 0°C), хорошо растворяются в органических растворителях, не имеют запаха,

температура плавления этена $-169,2^{\circ}\text{C}$, этина — $-80,8^{\circ}\text{C}$; температура кипения этена — $-103,7^{\circ}\text{C}$, этина — $83,8^{\circ}\text{C}$. Технический этин, добываемый карбидным методом, обладает специфическим резким запахом.

Химические свойства этена и этина

Как и алканы, этен и этин активно вступают в реакцию горения с кислородом. Этен и этин — очень взрывоопасные вещества. Причем этин в воздухе вспыхивает от малейшей искры (даже от статического электричества пальцев руки), поэтому его обычно получают непосредственно перед использованием. Продуктами горения этих углеводородов, как и в случае алканов, являются углекислый газ и вода:



Горение этина широко используют в технике для сварки и резки металлов, поскольку ацетилен — рекордсмен по температуре пламени. Сконструированы специальные ацетиленовые горелки, в которых при правильно подобранном режиме подачи этина и кислорода температура пламени достигает 3000°C (рис. 27.1).

В отличие от алканов ненасыщенные углеводороды химически очень активны. Причем благодаря ненасыщенности наиболее характерными для них являются реакции присоединения, в результате которых к каждому атому Карбона при двойной или тройной связи присоединяется атом или группа атомов.

Гидрирование (гидрогенизация) — реакция присоединения водорода. Этин реагирует с водородом при нагревании в присутствии никелевого катализатора с образованием этена:

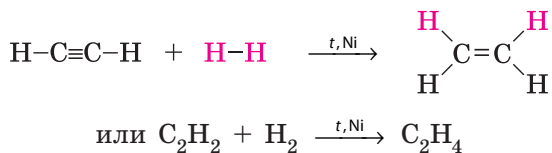


Рис. 27.1. Пламя ацетиленокислородной горелки (а) и баллон для получения ацетилена из кальций карбида CaC_2 перед подачей его в горелку — генератор ацетилена (б)

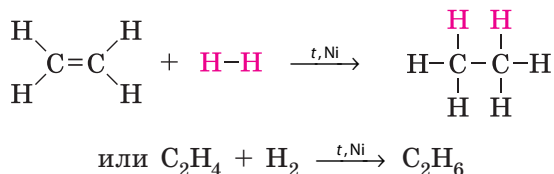


а

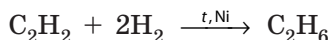


б

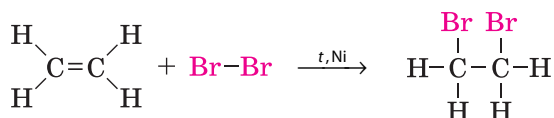
Этен также является ненасыщенным углеводородом и может соединяться с водородом при таких же условиях:



При достаточном количестве водорода этин может сразу присоединять максимальное количество водорода и превращаться в этан:



Если алканы с галогенами вступают в реакцию замещения, то ненасыщенные углеводороды с галогенами реагируют, как с водородом: вступают в реакцию присоединения. Например:



Для этой реакции катализатор не нужен. Она происходит даже в водном растворе брома. При пропускании этена или этина через бромную воду (раствор брома в воде) ее желто-коричневая окраска исчезает. Эту реакцию используют как качественную для выявления ненасыщенных соединений.

Применение ненасыщенных углеводов

Этен в чистом виде почти не применяют, из него получают другие ценные химические продукты (рис. 27.2). Одно из самых ценных свойств этена — способность полимеризоваться, о чем будет идти речь в следующем параграфе. Благодаря этому свойству из него получают различные пластмассы.

Этен обладает интересным свойством: он является фитогормоном, ускоряющим созревание плодов. Обычно овощи и фрукты, нуждающиеся в длительной транспортировке, например, из стран Африки или Южной Америки, срывают еще зелеными: если их сорвать спелыми, они быстро испортятся. А уже на месте фрукты и овощи помещают в специальную камеру с небольшим содержанием этилена (около 2 мл этилена на 1 л воздуха), где в течение 1–2 суток они дозревают.



Производство пластмасс



Изготовление взрывчатых веществ



Изготовление антифризов



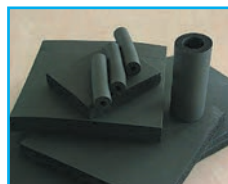
Для дозревания овощей и фруктов



Получение технического этилового спирта



Получение высокооктанового топлива



Получение синтетического каучука



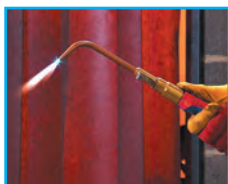
Получение органических растворителей

Рис. 27.2. Применение этена

Этин используют в ацетиленовых горелках для сварки и резки металлов. Он также является сырьем для синтеза ценных веществ и материалов (рис. 27.3).



Производство лекарственных веществ



В ацетиленовых горелках



Получение синтетического каучука



Производство искусственных волокон



Изготовление лакокрасочных материалов



Производство синтетических красителей



Получение поливинилхлорида (ПВХ)



Получение ароматических веществ для парфюмерных средств

Рис. 27.3. Применение этина



Этилен для стимуляции созревания плодов использовали еще в Древнем Египте. Египтяне специально слегка мяти финики, инжир и другие плоды: повреждение тканей стимулирует образование этилена растениями и ускоряет созревание. В Древнем Китае в закрытых помещениях специально сжигали деревянные ароматические палочки или свечи с целью стимулировать созревание фруктов: при сгорании свечей или древесины выделяется не только углекислый газ, но и другие промежуточные продукты неполного сгорания, в частности этилен.



Ключевая идея

Этен и этин, подобно алканам, являются неполярными веществами, но, в отличие от алканов, они более химически активны благодаря ненасыщенности.



Контрольные вопросы

- 307.** Какие углеводороды называют ненасыщенными? В чем их главное отличие от насыщенных углеводородов?
- 308.** Охарактеризуйте физические свойства этена и этина.
- 309.** Изобразите молекулярную и структурную формулы этена и этина.
- 310.** Составьте уравнения реакций горения этена и этина.
- 311.** Опишите применение этена и этина.
- 312.** В чем заключается существенное отличие химических свойств ненасыщенных углеводородов от насыщенных? Составьте уравнения реакций взаимодействия этена и этина: а) с водородом; б) с хлором.



Задания для усвоения материала

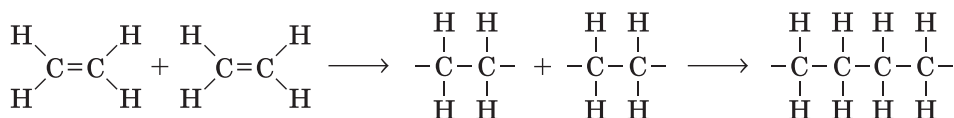
- 313.** Определите, у какого углеводорода — этена или этина — плотность больше. Сравните их плотность с плотностью воздуха.
- 314.** Сравните объемы углекислого газа, образующегося при полном сгорании равных объемов этана, этена и этина.
- 315.** На сгорание равных объемов какого углеводорода — этана, этена или этина — расходуется меньше кислорода?
- 316.** Используя информацию параграфа, вычислите массовую долю этена и этина в их насыщенных при температуре 0°C растворах в воде.
- 317.** Как изменяется растворимость этена и этина в воде при повышении температуры? Наблюдаются ли видимые признаки при нагревании насыщенного при определенной температуре раствора этена? этина?
- 318.** Вычислите объем водорода (н. у.), с которым взаимодействует: а) этен массой 7 г; б) этин объемом 5,6 л (н. у.).
- 319.** Вычислите объем этена (н. у.), необходимый для обесцвечивания бромной воды массой 400 г, в которой массовая доля брома составляет 2%.
- 320.** Как изменится объем смеси этилена с кислородом, в которой соотношение объемов газов составляет 1 : 3, при условии полного взаимодействия веществ и образования воды: а) жидкой; б) газообразной?

§ 28. Понятие о полимерах. Полиэтилен

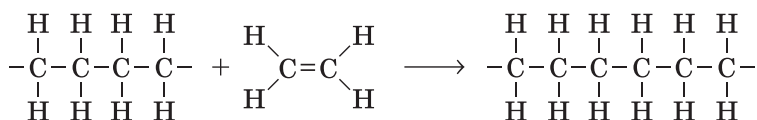
Реакция полимеризации

Как вы помните из предыдущего параграфа, этен — это ненасыщенный углеводород. Благодаря этому атомы Карбона в его молекулах могут присоединять другие атомы. Одной из химических реакций, в которых реализуется такое свойство этена, является *реакция полимеризации* (от греч. *polymeros* — состоящий из многих частей).

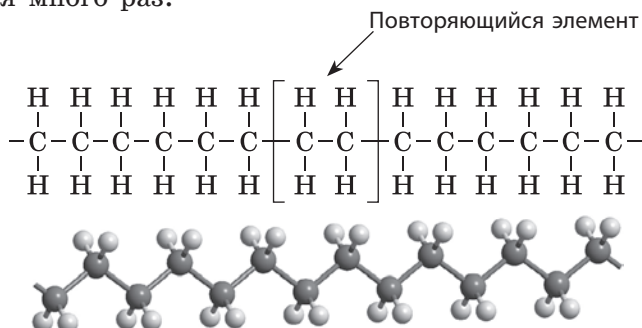
Под действием определенных веществ (инициаторов) двойная связь в молекуле этена может разрываться и атомы Карбона могут присоединять другие атомы, в частности атомы Карбона другой молекулы этена:



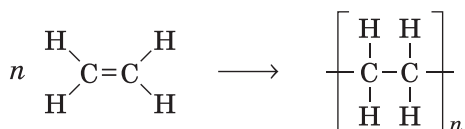
Образовавшаяся частица также способна присоединить молекулу этена:



И так может продолжаться до тех пор, пока при определенных условиях присоединение не остановится. В результате реакции образуются очень большие молекулы, в которых одинаковый фрагмент повторяется много раз:



Условно уравнение реакции полимеризации записывают следующим образом:



Суть реакции полимеризации состоит в объединении большого количества молекул ненасыщенных углеводородов — *мономеров* — друг с другом (рис. 28.1). Продукты реакции полимеризации называют *полимерами*, в их молекулах многократно повторяется фрагмент молекулы мономера.



Полимеризация — процесс соединения большого числа молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в молекулу полимера.

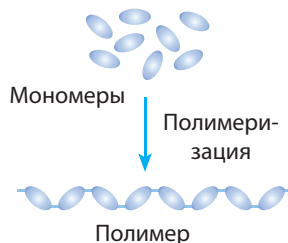
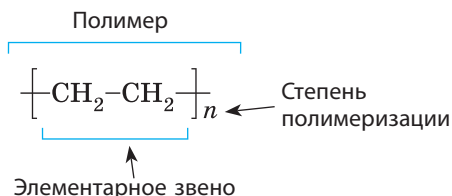


Рис. 28.1. Молекулы мономера объединяются в молекулу полимера

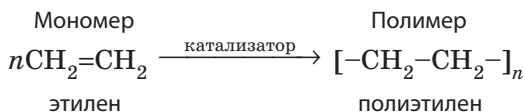
Повторяющийся фрагмент в молекуле полимера называют *элементарным звеном*, число n — *степенью полимеризации*:



Степень полимеризации показывает число молекул мономера, которые объединились в одну молекулу полимера. Она может быть от тысячи до сотен тысяч. Поскольку молекулы полимеров состоят из большого количества фрагментов, у них очень большие молекулярные массы. Именно поэтому другое название полимеров — *высокомолекулярные соединения*.

В формулах полимеров не указано, чем заканчивается карбоновая цепь. На концах молекулы полимера находятся фрагменты молекул растворителя или инициатора полимеризации. Эти атомы почти не влияют на свойства полимера.

Названия полимеров происходят от названия мономеров. В нашем случае в реакцию полимеризации вступил этилен (этен), поэтому продукт реакции называют полиэтиленом:



Обратите внимание, что этилен и полиэтилен имеют одинаковый качественный и количественный состав: оба состоят из атомов Карбона и Гидрогена, причем в обоих веществах на один атом Карбона приходится два атома Гидрогена. Важным отличием между ними является то, что в молекуле этена присутствует двойная связь — это ненасыщенный

углеводород, а в полиэтилене все связи одинарные. Фактически полиэтилен — это алкан с высокой молекулярной массой, поэтому химически он достаточно инертен. Полиэтилен не взаимодействует ни с кислотами, ни со щелочами, устойчив к действию окислителей. Именно химической стойкостью полиэтилена объясняется его широкое применение.

Элементарное звено полиэтилена $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ состоит из двух одинаковых групп атомов $-\text{CH}_2-$. Почему же формулу полиэтилена не записывают в упрощенном виде $[-\text{CH}_2-]_n$? Это делать не принято, так как формула полимера должна отображать его связь с исходным веществом — мономером, в данном случае этиленом $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

Большинство полимеров (кроме некоторых биополимеров) отличаются от низкомолекулярных веществ тем, что не имеют определенной молекулярной массы. В каждом образце полиэтилена молекулы имеют разную длину и массу, поэтому, когда говорят о полимерах, используют понятие *средней молекулярной массы*.



Физические свойства и применение полиэтилена

Самым распространенным из полимеров является полиэтилен. Это малопрозрачное вещество плохо проводит теплоту и электрический ток, жирное на ощупь и напоминает парафин. Иногда в быту его неправильно называют целлофаном (целлофан — это совсем другой материал, изготавливаемый из целлюлозы, он только внешне напоминает полиэтиленовую пленку).

Чистые полимеры на практике обычно не используют. На их основе изготавливают различные материалы, которые называют пластмассами, или пластиками. Для их изготовления к полимерам добавляют различные вещества: стабилизаторы, пластификаторы, красители, вспениватели и т. п. Таким образом из достаточно небольшого числа полимеров изготавливают огромное количество различных пластмасс.

У большинства полимеров есть также недостатки — термическая нестойкость, горючесть и хрупкость, но благодаря достижениям науки в последнее время изобретено много новых полимерных материалов. Возможно, пластмассы вскоре станут единственным материалом, который человечество будет использовать, тем самым сохраняя природные материалы.

В промышленности полиэтилен изготавливают в виде гранул, которые затем подвергают термической обработке (рис. 28.2). Молекулярная масса поли-



Рис. 28.2. Гранулы полиэтилена

этилена колеблется от 30 тыс. до 3 млн в зависимости от давления, при котором происходит реакция полимеризации (табл. 11).

Таблица 11. Сравнение различных видов полиэтилена

Признак для сравнения	Полиэтилен низкой плотности LDPE (полученный при давлении ок. 2000 атмосфер)	Полиэтилен высокой плотности HDPE (полученный при давлении ок. 40 атмосфер)
Молекулярная масса	Низкая	Высокая
Температура размягчения	Выше 100 °C	Выше 120 °C
Температура плавления	Выше 120 °C	Выше 125 °C
Плотность	Около 0,90 г/см ³	Около 0,95 г/см ³
Характеристика	Достаточно пластичен, мягкий, изготовленные из него пакеты не шуршат, глянцевые, воскообразные	Более жесткий, прочный, устойчив к высоким температурам и действиям химических веществ
Применение	Упаковочные материалы: пленка для обертывания, контейнеры, пакеты, выдерживающие нагрузку до 4 кг	Трубы большого диаметра, канистры, сосуды для растворителей, пакеты, выдерживающие нагрузку до 20 кг



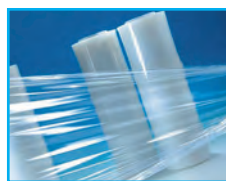
Канистры и посуда для реактивов



Соединительные элементы



Пищевые контейнеры



Пленка для обертывания



Пленка для теплиц



Пищевые пакеты



Трубы



Пакеты для мусора

Рис. 28.3. Применение полиэтилена



В 1882 году американский химик Чарльз Макинтош во время опытов с натуральным каучуком неосторожно пролил на халат раствор каучука в бензине. Через некоторое время он заметил, что брызги воды стекают по халату, а не пропитывают его. Халат стал водонепроницаемым. Через год Макинтош организовал производство дождевых плащей, которые назвали его именем — «макинтоши».



Ключевая идея

Полиэтилен — синтетическое органическое соединение, не встречающееся в живой природе. Он является основой многих ценных материалов, которые заменили природные материалы.



Контрольные вопросы

- 321.** Какие вещества называют полимерами? Чем они отличаются от других материалов?
- 322.** Что общего между мономером и элементарным звеном полимера? Чем они отличаются?
- 323.** Дайте определение понятиям «реакция полимеризации», «мономер», «полимер», «степень полимеризации» и «элементарное звено».
- 324.** Охарактеризуйте физические свойства полиэтилена.
- 325.** Назовите сферы применения полиэтилена.
- 326.** Объясните, почему химические свойства полиэтилена отличаются от свойств этилена.



Задания для усвоения материала

- 327.** Определите общие и отличительные признаки между: а) алканами и полиэтиленом; б) этеном и полиэтиленом.
- 328.** Из § 2 вспомните особенности аморфных и кристаллических веществ. Исходя из физических свойств полиэтилена сделайте вывод, к каким веществам он относится: кристаллическим или аморфным.
- 329.** Перечислите сферы применения полиэтилена. Обоснуйте, благодаря каким физическим свойствам полиэтилен применяют именно так и является ли оправданной замена природных материалов полиэтиленом.
- 330.** Средняя относительная молекулярная масса полиэтилена, полученного при низком давлении, равна 280 тыс. Сколько молекул этилена расходуется в среднем на образование одной молекулы полимера?
- 331.** Вычислите и сравните массовые доли Карбона и Гидрогена: а) в этене; б) в полиэтилене состава $[-CH_2-CH_2-]_{1000}$.
- 332*.** В дополнительных источниках найдите информацию о способах получения, химических и физических свойствах, а также применении пластмасс.
- 333*.** Как вы считаете, может ли человечество полностью отказаться от использования природных материалов в пользу пластмасс? Перечислите все «за» и «против» такой замены.

§ 29. Природные источники углеводородов

Вспомните: дистилляция (перегонка) — способ разделения смеси летучих жидкостей методом постепенного выпаривания с последующей конденсацией.

Нефть. Перегонка нефти

Многие органические вещества, с которыми вы имеете дело в повседневной жизни,— пластмассы, краски, моющие средства, лекарства, лаки, растворители — синтезированы из углеводородов. В природе есть три основных источника углеводородов — нефть, природный газ и каменный уголь.

Нефть — одно из важнейших полезных ископаемых. Невозможно представить нашу жизнь без нефти и продуктов ее переработки. Не зря страны, богатые нефтью, играют важную роль в мировой экономике.

Нефть — это темная маслянистая жидкость, залегающая в земной коре (рис. 29.1). Она представляет собой однородную смесь из нескольких сотен веществ — преимущественно насыщенных углеводородов с числом атомов Карбона в молекуле от 1 до 40.

Для переработки этой смеси используют как физические, так и химические методы. Сначала нефть разделяют на простые смеси — *фракции* — путем *перегонки* (дистилляции или ректификации), основанной на том, что различные вещества в составе нефти кипят при различных температурах (табл. 12). Перегонка происходит в ректификационной колонне при значительном нагреве (рис. 29.2). Фракции с самыми большими температурами кипения, разлагающиеся при высокой температуре, перегоняют при пониженном давлении.



Рис. 29.1. Внешний вид нефти

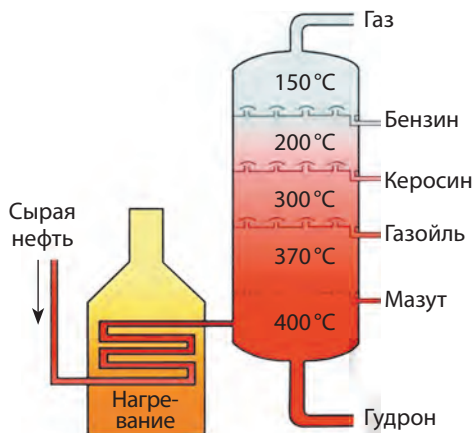


Рис. 29.2. Схема перегонки нефти в ректификационной колонне

Таблица 12. Фракции перегонки нефти

Фракция	Число атомов Карбона в молекулах	Температура кипения, °С	Применение
Газовая фракция	1–4	Свыше 200 °С	Топливо
Бензин	5–10	20–180	Автомобильное горючее
Лигроин	6–12	160–200	Топливо, сырье для синтеза
Керосин	10–16	180–250	Авиационный бензин
Газойль	13–25	220–350	Дизельное горючее
Тяжелый газойль (мазут)	26–30	350–430	Топливо для тепло-электростанций
Тяжелый мазут	Больше 30	При нагревании разлагается, перегоняют при пониженном давлении	Производство асфальта, битума, парафина, смазочных материалов, топливо для котельных

Украина достаточно богата запасами нефти. Основные месторождения сосредоточены в трех нефтегазоносных регионах: восточном (Сумская, Полтавская, Черниговская и Харьковская области), западном (Львовская и Ивано-Франковская области) и южном (Причерноморье, шельфы Азовского и Черного морей). Запасы нефти в Украине оцениваются в около 2 млрд тонн, но значительная их часть сосредоточена на больших глубинах (5–7 км). Ежегодная добыча нефти в Украине составляет около 2 млн тонн при потребности в 16 млн тонн, поэтому, к сожалению, Украина пока вынуждена импортировать значительные объемы нефти.

Химическая переработка нефтепродуктов

Некоторые продукты перегонки нефти можно использовать сразу, без дальнейшей переработки, — это бензин и керосин, но они составляют лишь 20–30 % нефти. К тому же после перегонки бензин получается низкого качества (с небольшим октановым числом, т. е. при сжатии в двигателе он взрывается, а не сгорает). Двигатель, работающий на таком топливе, издает характерный стук и быстро выходит из строя. Для повышения качества бензина и увеличения его выхода нефть подвергают химической переработке.

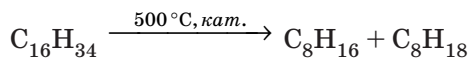


Рис. 29.3. Модель установки для крекинга нефти



Рис. 29.4. Кременчугский нефтеперерабатывающий завод

Один из важнейших способов химической переработки нефти — **крекинг** (от англ. *to crack* — расщеплять, ломать, поскольку при крекинге происходит разрыв карбоновых цепей) (рис. 29.3). При нагревании до 500°C без доступа воздуха в присутствии специальных катализаторов длинные молекулы алканов расщепляются на более мелкие. При крекинге из насыщенных углеводородов образуется смесь легких насыщенных и ненасыщенных углеводородов, например:



Благодаря этому процессу увеличивается выход бензина и керосина. Такой бензин иногда называют крекинг-бензином.



Одной из характеристик, определяющей качество бензина, является октановое число, которое показывает возможность детонации (взрыва) топливно-воздушной смеси в двигателе. Чем выше значение октанового числа, тем меньше вероятность детонации, а следовательно, выше качество бензина.

Гептан непригоден в качестве моторного топлива, он детонирует с большей вероятностью, тогда как изооктан (2,2,4-триметилпентан) обладает противоположными свойствами — он почти не детонирует в двигателе. Эти два вещества стали основой шкалы определения качества бензина — шкалы октановых чисел. В этой шкале гептан получил значение 0, а изооктан — 100. Согласно этой шкале, бензин с октановым числом 95 обладает такими же детонационными свойствами, как и смесь 95 % изооктана и 5 % гептана.



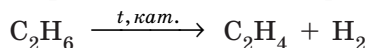
Октановое число бензина обязательно указывают на заправочных колонках

Переработка нефти происходит на специальных предприятиях — нефтеперерабатывающих заводах. Там проводят как ректификацию сырой нефти, так и химическую переработку полученных нефтепродуктов. В Украине есть шесть нефтеперерабатывающих заводов: в Одессе, Кременчуге, Херсоне, Лисичанске, Надворнянске и Дрогобыче. Суммарная мощность всех украинских предприятий по переработке нефти превышает 52 млн тонн в год.

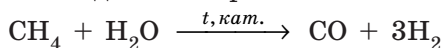
Природный газ

Второй по важности источник углеводородного сырья — это природный газ, главной составляющей которого является метан (93–99 %). Природный газ используют в первую очередь как эффективное топливо. При его сгорании не образуется ни зола, ни ядовитый угарный газ, поэтому природный газ считается экологически чистым топливом.

Большое количество природного газа использует химическая промышленность. Переработка природного газа сводится главным образом к получению ненасыщенных углеводородов и синтез-газа. Этилен и ацетилен образуются при отщеплении водорода от низших алканов:

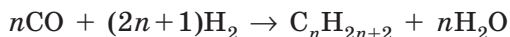


Синтез-газ — смесь карбон(II) оксида и водорода — получают нагреванием метана с водяным паром:



Из этой смеси, используя разные катализаторы, синтезируют оксигенсодержащие соединения — метиловый спирт, уксусную кислоту и др.

При пропускании над кобальтовым катализатором синтез-газ превращается в смесь алканов, представляющую собой синтетический бензин:



Каменный уголь

Еще одним источником углеводородов является каменный уголь. В химической промышленности его перерабатывают путем коксования — нагревания до 1000 °C без доступа воздуха (рис. 29.5, с. 170). При этом образуются кокс и каменноугольная смола, масса которой составляет лишь несколько процентов от массы угля. Кокс используют как восстановитель в металлургии (например, для получения железа из его оксидов).

Каменноугольная смола содержит несколько сотен органических соединений, преимущественно ароматических углеводородов, которые получают из нее перегонкой.



Рис. 29.5. Из коксохимической печи достают готовый кокс

Каменный уголь также используют в качестве топлива, однако при этом возникают большие экологические проблемы. Во-первых, уголь содержит негорючие примеси, которые при сгорании топлива превращаются в шлаки; во-вторых, в составе угля содержатся небольшие количества соединений Сульфура и Нитрогена, при сгорании которых образуются оксиды, загрязняющие атмосферу.

По запасам угля Украина занимает одно из первых мест в мире. На территории, равной 0,4 % от мировой, в Украине сосредоточено около 5 % мировых запасов энергетического сырья, 95 % из которых приходится именно на каменный уголь (около 54 млрд тонн). В 2015 году добыча угля составила 40 млн тонн, что почти вдвое меньше, чем в 2011 году. Сегодня в Украине 300 каменноугольных шахт, причем 40 % из них добывают коксующийся уголь (который можно перерабатывать на коксе). Добыча сосредоточена преимущественно в Донецкой, Луганской, Днепропетровской и Волынской областях.

Лингвистическая задача

На греческом *pyro* означает «огонь», а *lysis* — «разложение». Как вы считаете, почему термины «крекинг» и «пиролиз» часто используют как синонимы?



Ключевая идея

Основными источниками углеводородов для промышленности являются нефть, каменный уголь и природный газ. Для более эффективного применения эти природные ископаемые необходимо подвергнуть переработке для выделения отдельных веществ или смесей.



Контрольные вопросы

- 334.** Назовите основные природные источники углеводородов.
- 335.** На чем основан физический метод разделения нефти на фракции?
- 336.** На какие фракции разделяют нефть при перегонке? Охарактеризуйте их применение. Какой продукт переработки нефти является самым ценным для современного общества?
- 337.** Чем различаются важнейшие нефтепродукты по химическому составу?
- 338.** Используя информацию этого и предыдущих параграфов, опишите использование природного газа в химической промышленности.
- 339.** Какие основные продукты добывают коксованием каменного угля?
- 340.** Почему уголь при переработке нагревают без доступа воздуха?

- 341.** Почему природный газ лучше каменного угля в качестве топлива?
- 342.** Какие вещества и материалы добывают переработкой каменного угля и природного газа?



Задания для усвоения материала

- 343.** В процессе крекинга углеводорода $C_{20}H_{42}$ образуются два продукта с одинаковым числом атомов Карбона в молекулах. Составьте уравнение реакции.
- 344.** В чем заключается принципиальное отличие крекинга нефти от ректификации?
- 345.** Как вы считаете, почему при прямой перегонке нефти не удастся переработать ее на бензин более чем на 20%?
- 346.** Проанализируйте рис. 29.2 и опишите, как происходит перегонка нефти.
- 347.** Составьте уравнения реакций получения этилена и ацетилена из компонентов природного газа.
- 348.** Один из компонентов бензина — это углеводород C_8H_{18} . Составьте уравнение реакции его получения из карбон(II) оксида и водорода.
- 349.** При полном сгорании бензина в двигателе образуются углекислый газ и вода. Составьте уравнение реакции сгорания бензина, если считать, что он состоит из углеводородов состава C_8H_{18} .
- 350.** В выхлопных газах автомобилей содержатся ядовитые вещества: карбон(II) оксид и азот(IV) оксид. Объясните, в результате каких химических реакций они образовались.
- 351.** Во сколько раз увеличится объем топливно-воздушной смеси, состоящей из 40 мл паров октана и 3 л воздуха, при поджигании? При расчетах примите, что в воздухе содержится 20% кислорода (по объему).
- 352.** Бензин, продаваемый в странах с теплым климатом, состоит из углеводородов с большей молекулярной массой, чем бензин, который реализуют в странах с холодным климатом. Предположите, почему нефтепереработчики поступают таким образом.
- 353*.** Нефть содержит столько ценных органических веществ, что Д. И. Менделеев говорил: «Сжигать нефть в топке — это почти то же, что топить асигнациями». Как вы понимаете это высказывание? Предложите способы рационального использования природных источников углеводородов.
- 354*.** В дополнительных источниках найдите информацию о материалах и веществах, сырьем для которых являются нефть, природный газ или уголь. Можно ли их изготовить без использования природных источников углеводородов? Можно ли человечеству отказаться от использования этих материалов? Ответ обоснуйте.
- 355*.** Используя знания, полученные на уроках географии в 8 и 9 классах, опишите действующие и перспективные бассейны и районы добычи угля, нефти, природного газа в Украине. Согласовывают ли расположение предприятий по переработке этих источников углеводородов с их месторождениями.

§ 30. Этиловый спирт

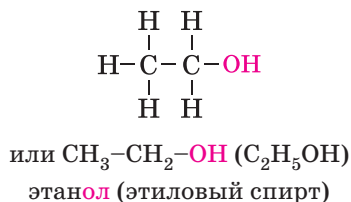
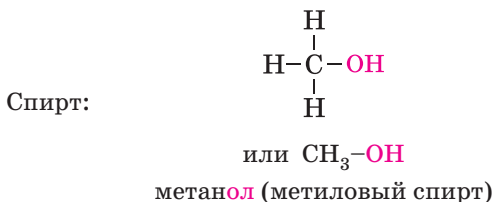
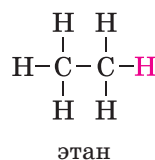
Вспомните: суть водородной связи и ее влияние на физические свойства веществ (§ 5).

Понятие о спиртах



Спирты — это производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов Гидрогена замещены на гидроксильную группу $-\text{OH}$.

Эта гидроксильная группа есть в молекулах всех спиртов. В названиях спиртов наличие гидроксильной группы $-\text{OH}$ обозначают суффиксом *-ол*. Зная это, составим формулы и названия простейших спиртов:



Спирты, содержащие одну группу $-\text{OH}$, называют *одноатомными*, а те, что содержат две или более, — *многоатомными*.

Физические свойства метанола и этанола

Метанол и этанол — летучие бесцветные жидкости со специфическим запахом, жгучие на вкус. Они легче воды (плотность метанола — $0,792 \text{ г/см}^3$, а этанола — $0,789 \text{ г/см}^3$), они легко испаряются (у метанола $t_{\text{пл.}} = -97,6^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 64,7^\circ\text{C}$, а у этанола $t_{\text{пл.}} = -114,2^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 78,4^\circ\text{C}$). Эти спирты неограниченно растворяются в воде, а также хорошо смешиваются с другими органическими веществами (бензолом, хлороформом, ацетоном и др.).

продуктом: в мире производится около 700 млрд литров, а в Украине на заводах концерна «Укрспирт» — около 300 млн литров этанола ежегодно. В быту этанол обычно называют просто спиртом, или медицинским спиртом.

Спирт, который химики называют «чистый спирт», на самом деле содержит 95,4 % этанола и 4,4 % воды. Абсолютно чистый спирт, без примесей воды (его называют «абсолютный этанол»), получить очень сложно. В лаборатории для абсолютизации спирта его кипятят с кальций оксидом, который химически соединяется с водой и образует кальций гидроксид. Но при хранении на воздухе абсолютный этанол быстро поглощает воду из воздуха до содержания ее 4,4 %. Спирт, предназначенный для использования в технике, содержит небольшие примеси метанола и бензена. Эту смесь называют «спирт-денатурат».



Метанол образуется при нагревании древесины без доступа воздуха, поэтому его также называют древесным спиртом. Метанол — химически достаточно активное вещество, поэтому его используют для органического синтеза и в качестве растворителя. Из метилового спирта в промышленности добывают формальдегид, необходимый для производства пластмасс и фенолформальдегидных смол. В будущем значение метилового спирта для получения различных веществ, необходимых человечеству, будет возрастать. По разнообразию применения он превосходит этиловый спирт и в будущем может заменить насыщенные углеводороды и нефть в органическом синтезе.



- Слова «этан», «эфир» и «этанол» происходят от греческого *aitherios* — «тот, что высоко поднимается в воздух, небесный». Когда впервые из винного спирта получили жидкость, которая легко испаряется (летит к небесам), ее называли «духом эфира», а затем просто эфиром (сегодня его называют диэтиловым, или медицинским эфиром). Позже оказалось, что этот эфир содержит группу из двух атомов Карбона, которую называли «этил». Поэтому и винный спирт называли этиловым, а соответствующий ему алкан — этаном.
- Групповое название спиртов «алкоголи» происходит от арабского *alkohol* — «порошок, пудра, пыль». От малейшего дуновения пыль поднимается в воздух так же, как и винные пары при нагревании. А слово «спирт» происходит от латинского *spiritus* — «дуновение, дух, душа». Таким образом, «винный спирт» (*spiritus vini*) означает «дух вина». Алхимики спиртами называли все летучие вещества (соляный, нашатырный спирт и др.).
- В быту часто можно услышать выражение «сухой спирт», и некоторые считают, что это этиловый спирт, каким-то образом переведенный в твердое состояние. На самом деле выражение «сухой спирт» является неправильным, и, если внимательно прочитать этикетку, на ней написано «сухое горючее». К тому же и вещество, которое используют для изготовления сухого горючего, никакого отношения к спиртам не имеет.

Применение этанола

В быту чистый этанол обычно не используют. В основном мы имеем дело со спиртосодержащими средствами: жидкостями для мытья окон, стеклоочищающими жидкостями и антифризами для автомобилей, лосьонами, духами и т. п. Этанол содержится в составе некоторых зубных паст, шампуней, средств для душа.

В медицине используют большие объемы спирта. Как в чистом виде для дезинфекции, так и в составе некоторых растворов: йодной настойки (раствор йода в спирте), бриллиантового зеленого (зеленка), борного, муравьиного и салицилового спиртов (растворы боратной, муравьиной и салициловой кислот соответственно) и др.

Фармацевтическая промышленность выпускает много лекарственных препаратов на основе растворов этанола: это настойки лекарственных растений (боярышника, календулы, валерианы и др.), лекарственные препараты (корвалол, валокордин и др.), бальзамы.

В химических лабораториях этанол является важным растворителем, который используют для опытов и проведения органического синтеза.

Химическая промышленность использует большие объемы этанола в качестве растворителя, особенно в лакокрасочной отрасли, а также для синтеза веществ: бутадиена для получения синтетического каучука, медицинского эфира, фруктовых эссенций для пищевой промышленности, уксусной кислоты, этилена, хлороформа и др.

Этанол в качестве топлива начали использовать еще в XIX в. Сегодня разрабатывают технологии получения этанола из дешевого растительного сырья — биоэтанола. Сегодня к бензину добавляют 5–10 % спирта.

Спирт — эффективный антисептик, т. е. он убивает бактерии. Это позволяет длительное время хранить различные анатомические и зоологические препараты в музеях и школьных кабинетах биологии. В музеях Европы есть препараты, сохраняющиеся в спирте несколько сотен лет.

**Ключевая идея**

Замена атома Гидрогена в углеводородах гидроксильной группой приводит к существенным изменениям в физических и химических свойствах.

**Контрольные вопросы**

- 356.** Какие вещества относят к классу спиртов?
- 357.** Какая группа атомов содержится в молекулах спиртов?
- 358.** Как связано название спирта с названием соответствующего алкана?
- 359.** Охарактеризуйте физические свойства этанола. Объясните влияние на них водородной связи.
- 360.** Запишите уравнение реакции горения этанола.
- 361.** Опишите применение этанола. На каких свойствах оно основано?

**Задания для усвоения материала**

- 362.** Используя структурные формулы, докажите, что метанол и этанол — насыщенные спирты.
- 363.** Какие физические свойства этанола свидетельствуют о его молекулярном строении?
- 364.** Растворы спиртов в воде не проводят электрический ток, тогда как растворы щелочей, также содержащие гидроксильную группу, проводят. Чем это можно пояснить?
- 365.** Этиловый спирт используют для изготовления духов. На каком свойстве этанола основано такое его применение?
- 366.** Используя значение электроотрицательности, сравните полярность связей C–H, C–O и O–H. Молекулы каких веществ — спиртов или углеводородов — более полярны? Как это сказывается на физических свойствах этих веществ?
- 367.** При сгорании этанола количеством вещества 1 моль выделяется 1408 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
- 368.** На этикетке лекарственного препарата написано: «Состав: фенобарбитал 20 г, изобутиловый эфир валериановой кислоты 40 г, спирт этиловый 480 г, вода 520 г». Вычислите массовую долю этанола в этом препарате.
- 369.** Вычислите массу этанола, для сгорания которого хватит кислорода объемом 6,72 л (н. у.).
- 370.** Вычислите объем кислорода, необходимого для сгорания паров этанола объемом 3 л. Какой объем углекислого газа при этом образуется?
- 371.** Сожгли этиловый спирт массой 11,5 г. Образовавшийся углекислый газ пропустили через известковую воду в стакане. Вычислите массу осадка, если образовалась только средняя соль.
- 372*.** В дополнительных источниках найдите информацию о получении и использовании этанола. В чем заключается отличие биоэтанола от обычного этанола? Почему использование биоэтанола предпочтительнее по сравнению с традиционными видами топлива?

§ 31. Ядовитость метанола и этанола

Токсичность метанола

Все одноатомные спирты — ядовитые вещества. Замечено, что с увеличением числа атомов Карбона в молекуле токсичность спиртов возрастает. Несмотря на то, что в молекуле метанола число атомов Карбона наименьшее, он является самым ядовитым среди спиртов. Употребление только 25 мл метанола может привести к смерти человека, а меньшее количество вызывает поражение зрительного нерва и, как следствие, слепоту.

Это объясняется тем, что, попадая в организм человека, метанол (как и любой яд) окисляется в печени до формальдегида. Большинство ядовитых веществ при окислении становятся безопасными, но токсичность формальдегида гораздо выше любого спирта. Попадая в мозг, он в первую очередь поражает нервную ткань. Это приводит к развитию слепоты, а затем и к смерти. Опасность также заключается в том, что по запаху метанол и этанол почти не отличаются, и в некоторых случаях их можно спутать и выпить метиловый спирт вместо этилового. Первым симптомом отравления метанолом является ухудшение зрения. Необходимо промыть желудок, выпить этанол (он является противоядием) и как можно скорее обратиться за медицинской помощью.

Пагубное действие этанола на организм человека

Этанол в природе образуется при спиртовом брожении глюкозы с участием грибов — дрожжей. Именно благодаря этому процессу человечество впервые открыло для себя алкоголь и алкогольные напитки (алкоголи — это англоязычное название спиртов).

Этанол — главный компонент алкогольных напитков, именно он является причиной опасных последствий их употребления. В различных сортах пива содержится от 4 до 9% этанола, в вине — от 10 до 13%, в крепких спиртных напитках — 40% и более. Вкус алкогольных напитков зависит не от концентрации этанола, а от наличия примесей.

Этанол, как и все спирты, является ядовитым веществом. Употребление большого количества этанола или алкогольных напитков может привести к острому алкогольному отравлению. В зависимости от дозы и концентрации этанол оказывает наркотическое (токсическое) действие. Под наркотической (токсической) дозой понимают минимальную дозу, при которой возникают симптомы отравления. При алкогольном отравлении возникает ступор, обезболивание, подавляется деятельность центральной нервной системы. Наркотическая доза этанола составляет 1–4 г на 1 кг массы тела. Как и любой яд,

организм пытается обезвредить этанол, но при этом этанол превращается в ацетальдегид, который проявляет гораздо более сильное токсическое действие и повреждает ДНК. Большое количество выпитого алкоголя может привести к смерти (смертельная разовая доза составляет 4–12 г спирта на 1 кг массы тела).

Постоянное употребление алкогольных напитков приводит к тяжелому заболеванию — алкоголизму, являющемуся причиной социальной деградации личности и поражения внутренних органов: цирроза печени, язвы желудка и др.

Наиболее уязвим к действию алкоголя организм подростков, поскольку в возрасте 12–17 лет заканчиваются формироваться основные органы и употребление алкоголя (в том числе вина и пива) может вызвать патологии желудка, печени, мозга, влияет на рост и общее развитие, снижает сопротивляемость инфекциям. Особенно уязвимой к действию алкоголя является половая система подростков, нарушение нормального развития которой в этом возрасте может вызвать серьезные патологии и даже бесплодие. В подростковом возрасте активно формируется психика, и даже одноразовый прием алкоголя нарушает ее нормальное развитие: увеличивается агрессивность, ухудшается память и способность выполнять элементарные арифметические действия, излагать прочитанное своими словами. Алкоголь подавляет процессы торможения нервной системы, поэтому человек теряет контроль над поведением. Находясь под действием алкоголя, человек способен на поступки, последствия которых могут быть ужасными.

Токсическое действие алкоголя на подростковый организм в несколько раз сильнее, чем на организм взрослого, из-за более интенсивного обмена веществ. При концентрации алкоголя в крови 0,5–0,6 % (что соответствует 0,5 л водки) у подростка может наступить смерть.



Этиловый спирт — наркотическое вещество, т. е. он обладает определенным обезболивающим действием. Благодаря этому во время Второй мировой войны его использовали в качестве наркоза при хирургических операциях. Однако этиловый спирт очень опасен. Как у любого наркотического вещества, у него есть как обезболивающая, так и смертельная доза, причем для этанола разница между этими дозами очень незначительна: если пациент выпьет немного меньше, будет больно, а если чуть больше, он умрет.



Ключевая идея

Этиловый спирт оказывает очень сильное наркотическое и токсическое действие на организм человека и вызывает поражение органов и систем. Особо опасен алкоголь в подростковом возрасте.

**Контрольные вопросы**

- 373.** Охарактеризуйте губительное действие алкоголя на организм человека.
374. В чем особенность действия алкоголя на организм подростков?

**Задания для усвоения материала**

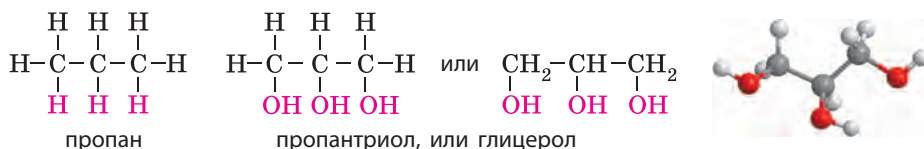
- 375*.** В дополнительных источниках найдите информацию об особенностях физиологического действия алкоголя на организм: а) детей; б) подростков; в) женщин; г) беременных женщин; д) человеческий организм во время внутриутробного развития.
376*. В дополнительных источниках найдите информацию и опишите социальные последствия чрезмерного употребления алкогольных напитков.
377*. Проведите социологический опрос среди сверстников об их отношении к алкогольным напиткам.

§ 32. Глицерол

Вспомните: какие реакции называют качественными и для чего их используют (§ 13).

Формула глицерола

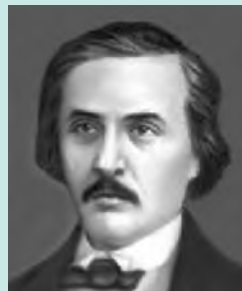
В природе встречаются спирты, молекулы которых содержат больше одной гидроксильной группы $-\text{OH}$. В названиях таких спиртов наличие групп $-\text{OH}$ также обозначают суффиксом *-ол-*, но чаще для них используют традиционные названия. Самый распространенный в природе такой спирт — глицерол (или глицерин). Это самый простой трехатомный спирт, молекулы которого содержат три гидроксильных группы. Согласно химической номенклатуре, он называется пропантриол:



Обратите внимание, что в молекуле глицерола гидроксильные группы связаны с разными атомами Карбона. Две гидроксильные группы не могут быть присоединены к одному атому Карбона — такие вещества нестабильны и при образовании сразу же разлагаются.

Вместе с метанолом и этанолом глицерол является одним из первых спиртов, которые активно изучались химиками. Они проявляют достаточно высокую химическую активность, благодаря чему было открыто много закономерностей, над которыми работали А. П. Эльтеков, А. М. Зайцев, В. В. Марковников и другие.

Выдающийся украинский химик-органик. В 1868 году окончил Харьковский университет, в котором работал до конца жизни. Основные труды посвящены определению строения и изучению превращений углеводов и их оксигенсодержащих производных (спиртов и эфиров). Пришел к выводу о неустойчивости некоторых ненасыщенных спиртов, и, основываясь на этом, сформулировал правило, которое сегодня называют его именем — правило Эльтекова (через несколько лет к тому же выводу пришел Эрленмейер, поэтому это правило также называют правилом Эльтекова–Эрленмейера). Разработал метод синтеза высших углеводов, который сегодня является основой синтеза некоторых видов моторного горючего.



Александр Павлович Эльтеков
(1846–1894)

Молекулярная формула глицерола — $C_3H_8O_3$, но ее обычно не используют, поскольку она не отражает химической сути вещества. Иногда молекулярную формулу глицерола записывают так: $C_3H_5(OH)_3$.

Физические свойства глицерола

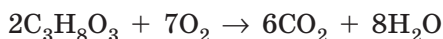
Глицерол — бесцветная сиропообразная, очень вязкая жидкость (среди всех известных жидкостей у глицерола вязкость наибольшая), не ядовит. Температура плавления — $17,8^\circ\text{C}$, температура кипения — 290°C . Глицерол нелетуч, тяжелее воды (плотность — $1,26\text{ г/мл}$), неограниченно растворим в воде (смешивается в любых соотношениях). Глицерол очень гигроскопичен (поглощает водяной пар из воздуха), сладкий на вкус, за что и получил свое название (от греч. *glykos* — сладкий).

Подобно одноатомным спиртам, молекулы глицерола также образуют водородные связи, но каждая молекула глицерола может образовать по девять таких связей, что отражается на его физических свойствах: чрезвычайная вязкость, неограниченная растворимость. Температура кипения глицерола так высока, что лежит на границе возможности существования органических соединений: при такой температуре органические вещества разлагаются, и глицерол не исключение, при сильном нагреве он начинает дымить и выделять ядовитые продукты разложения.

Химические свойства глицерола

Горение. Как и большинство органических веществ, глицерол горит в воздухе. Но благодаря значительному количеству водородных связей между молекулами глицерол нелетуч, и для горения жидкость

должна сначала испариться. Поэтому глицерол горит после нагревания:



Качественная реакция на глицерол. Отличить глицерол, как и другие многоатомные спирты, от одноатомных можно при помощи качественной реакции. Качественной реакцией на глицерол является его взаимодействие со свежеосажденным (только полученным) купрум(II) гидроксидом. Атомы Купрума замещают атомы Гидрогена в гидроксильных группах.

В результате реакции при добавлении к голубому осадку купрум(II) гидроксида раствора глицерола образуется прозрачный темно-синий раствор соединения Купрума с глицеролом (рис. 32.1).

Упрощенно формулу образованного соединения можно записать так:



Аналогично купрум(II) гидроксид взаимодействует и с другими многоатомными спиртами.



Рис. 32.1. Свежеосажденный купрум(II) гидроксид (слева) и после добавления глицерола (справа)

При изучении свойств только что открытого глицерола Карл Шееле решил воздействовать на него концентрированной сульфатной кислотой. Во время реакции по комнате начал распространяться едкий запах, от которого у ученого случилось обильное слезотечение. Так был получен акролеин (в переводе с греческого — «острое масло»). Акролеин также обуславливает запах подгоревшего жира в затухающих сальных свечах.



Применение глицерола

Применение глицерола основано в первую очередь на его гигроскопичности. Благодаря ей он смягчает кожу, поэтому его используют в кожевенном производстве и для изготовления косметических средств. Глицерол добавляют в кондитерские изделия, чтобы те дольше не черствели, и к газированным напиткам в качестве подсластителя. Благодаря вязкости и низкой температуре плавления глицерол используют при изготовлении тормозных жидкостей и антифризов. Из глицерола получают тринитроглицерол, являющийся основой взрывчатки и медицинского препарата для лечения сердечных заболеваний.



Изготовление прозрачных свечей



Изготовление динамита



В кожевенном производстве



Изготовление кремов и мазей



В кондитерских изделиях (пищевая добавка E422)



Криоконсервирование живых тканей



Лекарственное средство при сердечных заболеваниях



Изготовление тормозных жидкостей и антифризов

Рис. 32.2. Применение глицерола

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

Взаимодействие глицерола с купрум(II) гидроксидом

Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, горелка.

Реактивы: растворы глицерола, CuSO_4 , NaOH (или KOH).

Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- при нагревании не прикасайтесь руками к горячим предметам;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза, на одежду; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды и протрите поврежденное место разбавленным раствором боратной кислоты.

1. Получите купрум(II) гидроксид: в пробирку налейте раствор щелочи объемом 1–2 мл и добавьте несколько капель раствора купрум(II) сульфата.

2. К образовавшемуся осадку добавляйте по капле раствор глицерола до растворения осадка купрум(II) гидроксида. Перемешайте смесь. Что происходит? В какой цвет окрашивается раствор?

3. Полученный раствор осторожно нагрейте в пламени горелки. Что происходит? Сформулируйте признак качественной реакции на глицерол.



Ключевая идея

Увеличение числа гидроксильных групп в молекуле наглядно иллюстрирует закон перехода количественных изменений в качественные: принципиально свойства не меняются, но те, что есть, проявляются по-другому.



Контрольные вопросы

- 378.** По какому признаку соединения относят к многоатомным спиртам?
- 379.** Охарактеризуйте физические свойства глицерола. Чем они отличаются от свойств одноатомных спиртов. Чем это обусловлено?
- 380.** Приведите молекулярную формулу глицерола. Производным каких углеводов он является?
- 381.** В чем сходно и чем отличается горение глицерола от горения этанола? Составьте соответствующие уравнения реакций.
- 382.** Опишите применение глицерола. На каких свойствах основано его применение в различных сферах?



Задания для усвоения материала

- 383.** Докажите, что глицерол — это насыщенное соединение.
- 384.** Сравните физические свойства этанола и глицерола. Объясните, как водородные связи влияют на схожесть и различие их свойств.
- 385.** В двух пробирках содержатся две жидкости — этанол и глицерол. Как можно их различить? Составьте план проведения опыта.
- 386.** Сравните объемы кислорода, необходимые для сжигания этанола и глицерола массой по 1 г. В каком случае кислорода израсходуется больше?
- 387.** Для приготовления увлажняющего раствора рекомендуют смешать одну чайную ложку глицерола с тремя столовыми ложками воды. Определите массовую долю глицерола в таком растворе, если в чайную ложку помещается около 5 мл жидкости, в столовую — 15 мл. Другие необходимые данные найдите в тексте параграфа.
- 388.** Косметические препараты для увлажнения кожи на основе глицерола рекомендуют применять при влажности воздуха более 65 %, поскольку при меньшей влажности такие препараты, наоборот, высушивают кожу. Объясните этот факт.
- 389*.** В дополнительных источниках найдите информацию о составе и области применения антифризов. На каких свойствах глицерола основано его использование в таких смесях?

§ 33. Карбоновые кислоты. Этановая кислота

Вспомните:

- кислоты в растворе диссоциируют с образованием ионов Гидрогена;
- основность кислоты — это число атомов Гидрогена, способных замещаться атомом металлического элемента.

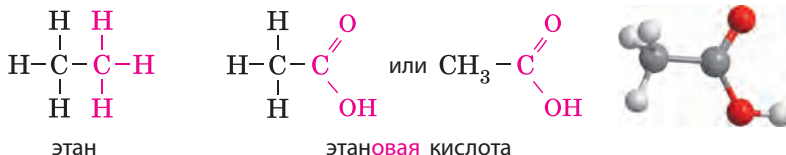
Понятие о карбоновых кислотах

Большинство органических кислот составляют класс карбоновых кислот.



Карбоновыми кислотами называют производные углеводородов, в молекулах которых содержится карбоксильная группа $\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}\text{—}$, сокращенно —COOH .

Эта карбоксильная группа присутствует в молекулах всех карбоновых кислот. Принадлежность соединения к карбоновым кислотам в названии обозначают окончанием *-овая кислота*, например:



В молекуле кислоты, формула которой приведена, содержатся два атома Карбона, следовательно, название кислоты происходит от названия этана — этановая кислота. Большинство карбоновых кислот носят традиционные названия, например, название этановой кислоты — уксусная.

Молекулярная формула этановой кислоты $\text{CH}_3\text{—COOH}$.

Физические свойства этановой кислоты

Этановая (уксусная) кислота — бесцветная летучая жидкость с характерным резким запахом, гигроскопичная, неограниченно растворимая в воде, немного тяжелее воды (плотность 1,05 г/мл). Чистую (безводную) этановую кислоту еще называют ледяной ввиду того, что ее температура плавления — $16,8^\circ\text{C}$, а в твердом состоянии она напоминает лед (рис. 33.1). Кипит этановая кислота при температуре 118°C . Как и спирты, молекулы этановой кислоты образуют водородные связи между молекулами кислоты, а также с молекулами воды, что сказывается на физических свойствах кислоты.

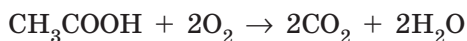


Рис. 33.1. Ледяная уксусная кислота

С чистой этановой кислотой следует обращаться осторожно. Она очень летучая, а ее пары раздражают слизистые оболочки дыхательных путей и вызывают удушье. Не только чистая кислота, но и ее концентрированный раствор (уксусная эссенция, $w = 70\%$) вызывает значительные химические ожоги кожи. Попадание ее внутрь организма приводит к тяжелым последствиям: ожогам слизистых оболочек рта, пищевода и желудка, нарушению свертываемости крови, желудочно-кишечному кровотечению и др. Смертельная доза этановой кислоты составляет 20 мл (в пересчете на чистую кислоту).

Химические свойства этановой кислоты

Чистая этановая кислота является легковоспламеняющейся жидкостью. Она горит едва заметным голубым пламенем с образованием углекислого газа и воды:



Разбавленные растворы этановой кислоты (столовый уксус) не горят.

Этановая кислота проявляет кислотные свойства и в водном растворе диссоциирует с образованием иона Гидрогена, меняя цвет индикаторов, как и уже известные вам неорганические кислоты:



Обратите внимание, что при диссоциации карбоновых кислот может отщепляться только тот атом Гидрогена, который содержится в составе карбоксильной группы. Поэтому, несмотря на то что в молекуле этановой кислоты четыре атома Гидрогена, отщепляться при диссоциации и замещаться ионами металлических элементов может только один. Значит, этановая кислота — одноосновная кислота, а ее кислотный остаток — анион CH_3COO^- .

Все карбоновые кислоты слабые, их электролитическая диссоциация обратима. В растворе объемом 1 л, содержащем 0,1 моль этановой кислоты, на ионы распадается лишь 1,8 % молекул. Именно поэтому этановая кислота проявляет все известные вам общие свойства слабых кислот: реагирует с активными металлами, основными оксидами, щелочами и солями более слабых кислот:

- с металлами: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\uparrow$
- с основными оксидами: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O}$
- с основаниями: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
- с солями: $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$



Яблочная кислота (яблоки, арбузы, рябина, малина, барбарис)



Муравьиная кислота (железы муравьев и пчел, крапива, хвоя, жалящие медузы)



Лимонная кислота (хвоя, цитрусовые, китайский лимонник)



Щавелевая кислота (щавель, помидоры, карамболь, ревень)



Молочная кислота (кисломолочные продукты, накапливается в мышцах при нагрузке)



Винная кислота (виноградный сок, вино, кислый сок многих фруктов)

Рис. 33.2. Самые известные карбоновые кислоты

Обратите внимание на то, что формулы солей этановой кислоты с одновалентными металлическими элементами записывают несколько необычно: символ металлического элемента записывают вместо символа Гидрогена, который он заместил (CH_3COONa , CH_3COOK , CH_3COOLi). Соли этановой кислоты называют *этанатами*, или ацетатами, например CH_3COONa — натрий этаноат (натрий ацетат).

Распространенность органических кислот

Карбоновые кислоты широко распространены в природе. Они содержатся в составе многих овощей, фруктов и других пищевых продуктов. Названия некоторых кислот указывают на те продукты, из которых они были впервые выделены (рис. 33.2).

Применение этановой кислоты

Этановая кислота — самая известная из органических кислот. Ее запах знаком каждому, кто хоть раз использовал столовый уксус (6% -й или 9% -й водный раствор уксусной кислоты). Концентрированный раствор этановой кислоты (70–80 %) называют уксусной эссенцией. Эта кислота образуется при скисании вина и яблочного сока. Этановую кислоту широко применяют в разных отраслях промышленности (рис. 33.3).



Изготовление киноплёнки



Производство ацетатного волокна



Синтез фруктовых эссенций



Удаление известковой накипи



Изготовление средств борьбы с насекомыми



Синтез лекарственных препаратов



Синтез красителей для тканей



Консервирование продуктов (пищевая добавка E260)

Рис. 33.3. Применение этановой кислоты

Происхождение традиционного названия этина — ацетилен — связано с латинским словом *acetum* — «уксус», поскольку в две стадии из ацетилена можно получить уксусную кислоту. От названия этой кислоты также происходит название ацетона, который раньше из нее получали.



Лингвистическая задача

На латыни *formica* означает «муравей», а по-гречески *oksos* — «кислота» или «кислый». Объясните происхождение традиционных названий метановой и этановой кислот и их солей.



Ключевая идея

Карбоновые кислоты проявляют все общие свойства неорганических кислот, но в химических взаимодействиях ведут себя как слабые кислоты.



Контрольные вопросы

390. Какие вещества относятся к карбоновым кислотам?
391. Как образовались названия карбоновых кислот?
392. В какие химические взаимодействия вступают карбоновые кислоты? Что общего в химических свойствах этановой кислоты и неорганических кислот?
393. Объясните, почему этановая кислота является одноосновной.
394. Охарактеризуйте распространенность карбоновых кислот в природе.



Задания для усвоения материала

- 395.** Докажите, что этановая кислота является насыщенным соединением.
- 396.** Перечислите сферы применения этановой кислоты. Для каждого примера поясните, на каких свойствах основано ее применение.
- 397.** Составьте схему образования водородных связей между: а) двумя молекулами этановой кислоты; б) молекулой этановой кислоты и молекулами воды. Объясните влияние водородной связи на физические свойства этановой кислоты.
- 398.** Сравните химические свойства неорганических и карбоновых кислот. Для этого в одном столбце составьте уравнения реакций хлоридной кислоты, а во втором столбце — этановой кислоты с: KOH, Mg, FeO, CaCO₃.
- 399.** Как отличить раствор уксусной кислоты от: а) раствора этанола; б) хлоридной кислоты?
- 400.** Для удаления пятен ржавчины с одежды их можно обработать раствором этановой кислоты. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, которая при этом происходит, если ржавчину описать формулой феррум(III) гидроксида.
- 401.** Для маринования огурцов вам нужно 750 мл столового уксуса (массовая доля кислоты 6%, плотность раствора равна плотности воды), но у вас есть только уксусная эссенция (массовая доля кислоты — 70%). Определите массу уксусной эссенции и объем воды, который к ней необходимо добавить, для приготовления необходимого вам количества уксуса.
- 402.** Натрий этаноат используют в качестве консерванта для пищевых продуктов. На пищевом комбинате возникла задача приготовить 100 л раствора этой соли с массовой долей 0,05%, плотность раствора равна плотности воды. Вычислите массу кристаллогидрата натрия этаноата тригидрата, которая вам понадобится для этого.
- 403.** Соль Плюмбума и уксусной кислоты — плюмбум(II) этаноат — широко применяют в медицине для свинцовых примочек. Эта соль сладкая на вкус, поэтому ее называют также свинцовым сахаром, но из-за ионов Плюмбума она чрезвычайно ядовита. Составьте уравнение реакции получения свинцового сахара взаимодействием металла с кислотой. Вычислите массу этой соли, которую можно получить из свинца массой 1 г.
- 404.** Феррум(II) этаноат используют для обработки металлических поверхностей для предотвращения коррозии. Получить его можно взаимодействием металла с кислотой. Вычислите массу железа, необходимого для получения этой соли массой 26,1 г.
- 405.** Кальций карбонат — основной компонент накипи в чайнике. Для очистки чайника от накипи его залили столовым уксусом. После окончания химической реакции выделился газ объемом 336 мл. Вычислите массу накипи, которая была в чайнике.

- 406.** Взаимодействие соды с уксусом — один из процессов, необходимых для выпекания пирожных (гашения соды). Вычислите массу столового уксуса (массовая доля кислоты 6%), необходимого для взаимодействия с натрий карбонатом массой 5 г.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

Свойства этановой кислоты

Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, шпатель, пипетки.

Реактивы: порошок магния, MgO (или другой основной оксид), Na_2CO_3 , растворы CH_3COOH , $NaOH$, лакмус.

! Правила безопасности:

- для проведения опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза, на одежду; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды и протрите поврежденное место разбавленным раствором боратной кислоты (при попадании щелочи) или раствором соды (при попадании кислоты);
- для определения запаха веществ не подносите пробирку к лицу, а направляйте воздух движениями руки к себе.

Опыт 1. Налейте в две пробирки по 1 мл раствора этановой кислоты. В первую добавьте несколько капель раствора лакмуса, а затем нейтрализуйте кислоту раствором щелочи. Во вторую пробирку насыпьте немного порошка магния (на кончике шпателя). По каким признакам можно сделать вывод о ходе реакции в обеих пробирках? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Налейте в две пробирки по 1 мл раствора этановой кислоты. В первую пробирку добавьте немного магний оксида, а во вторую — натрий карбоната. По каким признакам можно судить о ходе реакции в обоих случаях? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Вывод. Сделайте обобщающий вывод к практической работе. Для формулировки вывода используйте ответы на следующие вопросы:

1. Как можно определять этановую кислоту?
2. Какие свойства этановой кислоты характеризуют сходство свойств органических и неорганических кислот?

§ 34. Высшие карбоновые кислоты. Мыло

Вспомните:

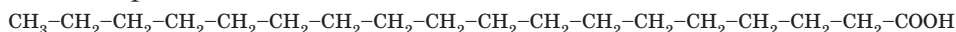
- в солях между катионами и анионами связь ионная;
- из курса биологии вспомните значение терминов «гидрофильный» и «гидрофобный».

Высшие карбоновые кислоты

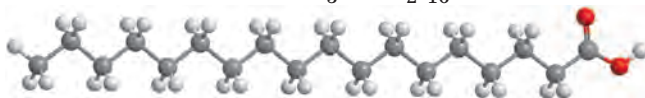
Высшими карбоновыми кислотами (сокращенно ВКК) называют карбоновые кислоты, в молекулах которых содержится от 12 до 22 атомов Карбона. Как и углеводороды, высшие карбоновые кислоты могут быть насыщенными и ненасыщенными.

Среди **насыщенных высших карбоновых** кислот чаще всего встречаются стеариновая и пальмитиновая кислоты.

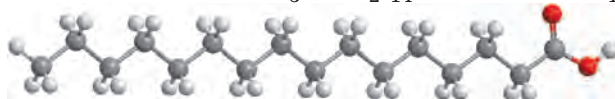
Стеариновая кислота:



Поскольку в формуле многократно повторяется группа CH_2 , то формулу можно сократить так: $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$, или $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$.



Молекула **пальмитиновой кислоты** содержит на два атома Карбона меньше, чем стеариновая: $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$, или $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$.



Стеариновая и пальмитиновая кислоты — твердые белые воскообразные вещества без запаха, жирные на ощупь, нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в органических растворителях, легкоплавкие (у стеариновой кислоты $t_{\text{пл.}} = 70^\circ\text{C}$, у пальмитиновой $t_{\text{пл.}} = 63^\circ\text{C}$). Их используют для изготовления свечей, напалма, масел, косметических средств и различных сортов мыла.

Ненасыщенных высших карбоновых кислот существует гораздо больше, чем насыщенных. Среди них наиболее распространены кислоты:

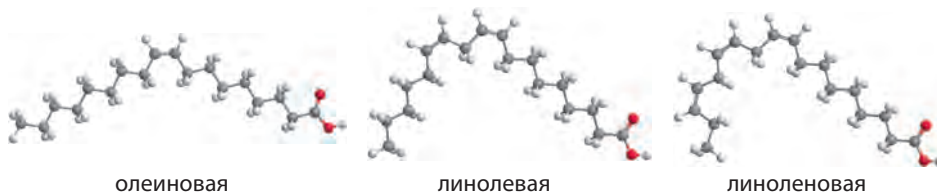
олеиновая: $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, или $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$

линолевая: $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$,

или $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$

линоленовая: $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$,

или $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$

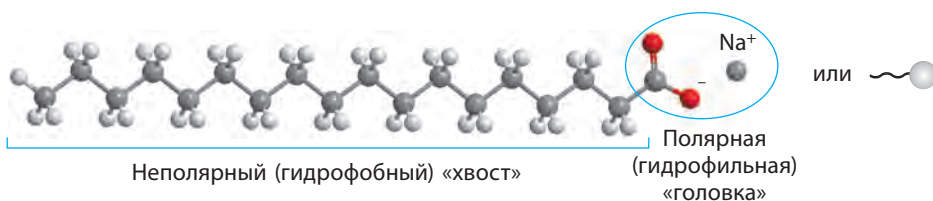


Ненасыщенные высшие карбоновые кислоты — бесцветные или светло-желтые маслянистые жидкости без запаха, нерастворимы в воде, но хорошо растворимы во многих органических растворителях. Их применение в технике принципиально не отличается от насыщенных кислот, но они гораздо важнее для человека в качестве питательных веществ в составе жиров, о чем вы узнаете в следующем параграфе.

Мыло

Высшие карбоновые кислоты в воде не растворяются, однако их соли со щелочными элементами хорошо растворимы в воде, к тому же они проявляют моющее действие. Это возможно потому, что:

- соли имеют ионное строение, а ионные соединения лучше растворяются в воде, чем молекулярные;
- у анионов ВКК можно выделить сильнополярную «головку» (карбоксильную группу) и неполярный «хвост» (карбоновую цепь):



Полярная часть аниона гидрофильная, т. е. «стремится» к водному окружению. Углеводородная цепь, наоборот, является гидрофобной частью, т. е. пытается «убежать» из водного окружения. Благодаря этому в водном растворе соли ВКК образуют специфические частицы — *мицеллы*: в одном месте собирается много анионов ВКК, которые ориентируются так, чтобы гидрофобные хвосты были направлены внутрь частицы, а гидрофильные «головки» — наружу, т. е. к воде (рис. 34.1).

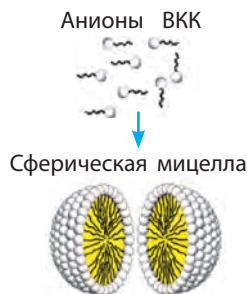


Рис. 34.1. Образование мицелл анионами ВКК в растворе

Благодаря образованию мицелл соли ВКК обладают достаточно хорошей растворимостью в воде и проявляют моющее действие. Такие вещества называют *поверхностно-активными веществами* (сокращенно ПАВ). Поверхностно-активными являются все соли ВКК с ионами щелочных элементов, в частности натрий стеарат $C_{17}H_{35}COONa$, калий стеарат $C_{17}H_{35}COOK$ и др.

Соли ВКК используют для изготовления мыла. Обычное хозяйственное мыло на 72 % состоит из солей ВКК, все остальное в составе мыла — это вода, остатки натрий гидроксида, натрий карбоната и другие примеси. Для изготовления туалетного мыла удаляют нежелательные примеси и добавляют красители, ароматизаторы и другие вещества для улучшения товарного вида. Соли натрия являются основой твердого мыла, а соли калия — жидкого.

Конечно, не только соли ВКК являются поверхностно-активными веществами. К ним относятся другие производные карбоновых кислот и углеводов, которые используют для изготовления синтетических моющих средств, с которыми вы ознакомитесь при дальнейшем изучении химии.

Моющее действие мыла

Вы уже знаете, что благодаря возможности образования мицелл поверхностно-активные вещества проявляют моющее действие. Капельки жира и другие частицы грязи являются гидрофобными: если они находятся вблизи мицелл, то «прячутся» от воды внутри мицелл и в таком виде плавают в воде. Таким образом, жир становится растворимым в воде (рис. 34.2).

Если грязь прилипла к какой-то поверхности, действие ПАВ будет таким же: частицы ПАВ окружают грязь, отрывают ее от поверхности и охватывают со всех сторон, благодаря чему частицы грязи становятся водорастворимыми. Если промыть поверхность водой, то грязь смывается с мылом и поверхность будет чистой (рис. 34.3).

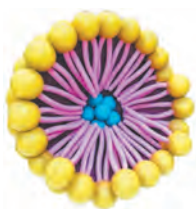


Рис. 34.2. Мицелла ПАВ с гидрофобным веществом внутри



Рис. 34.3. Моющее действие поверхностно-активных веществ



У мыла есть один существенный недостаток. Водопроводная вода в большинстве регионов Украины является *жесткой*, т. е. содержит в значительной концентрации ионы кальция Ca^{2+} и магния Mg^{2+} , с которыми анионы ВКК образуют осадок. Поэтому при использовании мыла в жесткой воде она становится мутной (рис. а). В некоторых регионах Украины вода *мягкая*, т. е. содержит незначительное количество ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} и не «мешает» использованию мыла (рис. б). Хотя у такой воды проявляется другой недостаток: если вы намылили руки, то мыло смыть очень сложно, долго чувствуется мылкость.



а



б

Раствор мыла: а — мутный в жесткой воде;
б — прозрачный в мягкой воде

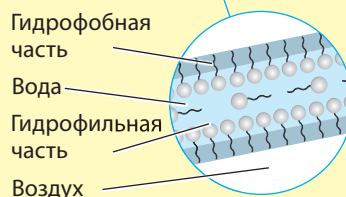


Образование осадка при
использовании мыла
в жесткой воде

При использовании мыла в жесткой воде в емкости собирается много неприглядного на вид осадка, и многие считают, что это отмытая грязь. Конечно, этот осадок не добавляет чистоты, но и грязью он не является — это нерастворимые соли ВКК.

При стирке в жесткой воде нерастворимые в воде соли оседают на волокнах тканей. После стирки такие ткани на ощупь более жесткие, чем до стирки, поэтому и воду стали называть жесткой.

Мыльные пузыри также существуют благодаря ПАВ, их в определенной степени можно назвать гигантскими мицеллами. Мыльный пузырь представляет собой тоненькую пленку воды, на поверхности которой плотным частоклом расположены анионы ПАВ, направленные гидрофобной частью в сторону воздуха. Вода внутри пленки достаточно быстро стекает в нижнюю часть пузырька, из-за чего пленка становится тоньше и вскоре лопается.





Интересно, что в изготовлении мороженого и стирке много общего. Мороженое — это замороженная эмульсия. Вспомните из § 3: эмульсия — это грубодисперсная смесь двух жидкостей, не растворяющихся друг в друге, например смесь масла и воды. И действительно, главные компоненты мороженого — молочный жир и вода. Поскольку они друг с другом не смешиваются, то со временем жир всплывет вверх и мороженое расслоится еще до того, как замерзнет. Для того чтобы расслоение не происходило, к мороженому добавляют эмульгаторы. Эмульгаторы являются поверхностно-активными веществами, они окружают мелкие капельки жира гидрофобными хвостами, а их гидрофильные головки направлены к воде. Такая эмульсия может существовать длительное время. Майонез — это также эмульсия, которая образуется при смешивании масла с яйцом. Эмульгатором в этом случае является лецитин, содержащийся в яичном желтке. Эмульгаторы — достаточно распространенные вещества, их используют во многих отраслях, в частности для изготовления пищевых продуктов, где необходимо предотвратить расслоение компонентов.

Лингвистическая задача

- На греческом *hydro* означает «вода», *philia* — «любовь», *phobos* — «ужас, страх».
- Объясните значение терминов «гидрофильный» и «гидрофобный».



Ключевая идея

Наличие у частицы большого гидрофобного фрагмента и небольшого гидрофильного фрагмента предопределяет возможность наличия у веществ поверхностной активности и моющего действия.



Контрольные вопросы

- Какие соединения относятся к высшим карбоновым кислотам?
- Приведите молекулярные формулы и названия высших карбоновых кислот, о которых говорилось в параграфе. Какие из них являются насыщенными, а какие — ненасыщенными?
- Какие вещества являются мылом? Чем они отличаются от ВКК?
- Объясните, почему ВКК нерастворимы в воде, а их соли — растворимы.
- Опишите моющее действие мыла.
- Как вы считаете, почему анионам ПАВ в водных растворах «выгодно» образовывать мицеллы?



Задания для усвоения материала

- На примере стеариновой и пальмитиновой кислот проиллюстрируйте зависимость температуры плавления органических веществ одного класса от молекулярной массы.
- Как, по вашему мнению, насыщенность органических соединений влияет на их температуру плавления? Проиллюстрируйте это на примере высших карбоновых кислот, описанных в параграфе.

- 415.** К каким кислотам — одноосновным или многоосновным — относятся высшие карбоновые кислоты, о которых говорилось в параграфе?
- 416.** Обозначив атом Карбона в составе карбоксильной группы молекулы олеиновой кислоты номером один, расставьте номера атомов Карбона всей цепи по порядку. Между какими (по номеру) атомами Карбона образована двойная связь в этой молекуле? Выполните это для других ненасыщенных высших карбоновых кислот, описанных в параграфе.
- 417.** Используя информацию о растворимости высших карбоновых кислот, сделайте вывод, полярными или неполярными веществами они являются.
- 418.** Могут ли частицы грязи быть гидрофильными? Ответ объясните.
- 419.** Соли высших карбоновых кислот со щелочными элементами растворимы в воде, а с ионами Кальция или Магния нерастворимы. Составьте уравнения реакции обмена калий стеарата с кальций хлоридом.
- 420.** Смесь пальмитиновой и стеариновой кислот называют стеарином и используют для изготовления стеариновых свечей. Составьте уравнения реакции полного сгорания этих кислот, если в обоих случаях продуктами реакций являются углекислый газ и вода. Какой объем кислорода (н. у.) понадобится для сжигания свечи массой 200 г, если в стеарине массы стеариновой и пальмитиновой кислот одинаковы.
- 421*.** В дополнительных источниках найдите информацию о пищевых продуктах, в которых используются эмульгаторы. Объясните роль эмульгаторов в каждом случае.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ № 2

Сравнение моющего действия мыла и стирального порошка

Вам понадобятся: мыло (лучше использовать жидкое мыло, оно быстрее растворяется), стиральный порошок для ручной стирки, вода водопроводная, вода дистиллированная (можно купить в аптеке или в магазинах для автомобилистов), раствор кальций хлорида или магний сульфата (их можно купить в аптеке, обычно кальций хлорид продается под названием «хлористый кальций», а магний сульфат — «магнезия»).

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества веществ;
- остерегайтесь попадания веществ на кожу, одежду, в глаза; при попадании вещество следует смыть большим количеством воды.

Оценить эффективность моющего действия можно по специальным показателям — пенообразованию и устойчивости пены. Пено-

образование характеризует объем или высоту образованной пены, а устойчивость пены характеризует время, за которое пена исчезает или за какое ее высота уменьшается на определенную величину.

1. Возьмите три одинаковых высоких узких стакана. В первый стакан налейте 50 мл дистиллированной воды, во второй — такое же количество водопроводной воды, а в третий — 40 мл дистиллированной воды и долейте 10 мл раствора кальция хлорида или магний сульфата (для моделирования воды с большой жесткостью). В каждый стакан добавьте половину чайной ложки жидкого мыла и растворите его осторожными движениями. При использовании твердого мыла добавляйте небольшие кусочки объемом не более 1 см³ и дождитесь полного их растворения. Ни в коем случае не используйте жидкие синтетические моющие средства для стекла, пола или посуды: у них другой химический состав! Каждый стакан слегка встряхивайте в течение 1 минуты. Линейкой измерьте высоту образовавшейся пены и укажите время, за которое высота уменьшится вдвое (или на треть).

2. Повторите предыдущий опыт, но вместо мыла используйте стиральный порошок для ручной стирки. (Порошок для автоматической стирки лучше не использовать, поскольку в него добавляют пеногасящие вещества, чтобы пена не повредила стиральную машину.)

3. Результаты исследования оформите в виде таблицы, а в выводах сравните моющее действие мыла и стирального порошка в различных типах воды.

§ 35. Жиры

Вспомните из курса биологии роль жиров и липидов в живых организмах, в частности в организме человека.

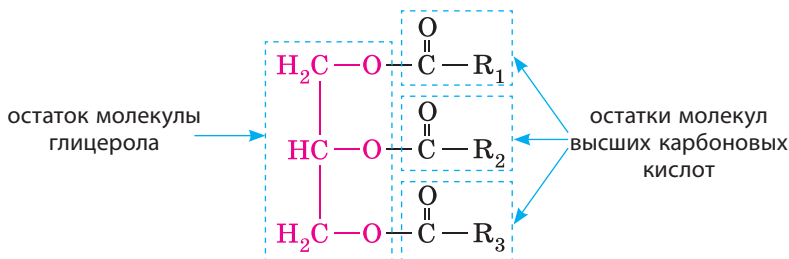
Понятие о жирах, состав жиров

В этом параграфе мы начинаем знакомиться не просто с органическими соединениями, а с жизненно необходимыми для нас веществами, являющимися неотъемлемой составляющей нашего питания. Одними из таких веществ являются жиры.

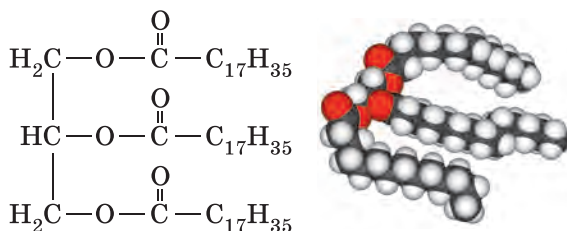


Жиры — это класс органических соединений, молекулы которых состоят из остатков молекул глицерола и высших карбоновых кислот.

Общую формулу жиров можно представить так:



где R_1 , R_2 , R_3 — углеводородные цепи в составе молекул высших карбоновых кислот; в зависимости от жира они могут быть одинаковыми, а могут быть и разными. Например, тристеарат — жир, молекулы которого состоят из остатка молекулы глицерола и остатков трех молекул стеариновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$. В стеариновой кислоте углеводородная цепь — это группа атомов $\text{C}_{17}\text{H}_{35}$. Значит, в формуле тристеарата $\text{R}_1 = \text{R}_2 = \text{R}_3 = \text{C}_{17}\text{H}_{35}$:



Для расчетов и облегчения составления уравнений реакций можно использовать молекулярную формулу жира, но в ней желательно отдельно выделять формулу остатка молекул глицерола и остатков молекул ВКК. Приведенный тристеарат будет иметь молекулярную формулу $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{CO})_3$, или $\text{C}_{54}\text{H}_{110}\text{O}_6$.

Состав жиров установили французские ученые М. Шеврель и М. Бертло. В 1811 году Шеврель определил, что при нагревании жира с водным раствором щелочи образуются глицерол и карбоновые кислоты. А в 1854 году Бертло провел обратную реакцию и синтезировал жир нагреванием глицерола с карбоновыми кислотами.

Физические свойства и классификация жиров

Жиры — бесцветные вязкие жидкости или твердые вещества, легче воды (их плотность колеблется в пределах $0,9\text{--}0,95\text{ г/см}^3$), нерастворимы в воде, но растворимы во многих органических растворителях (рис. 35.1, с. 198).



Рис. 35.1. Жиры в воде не растворяются, они легче воды и всплывают на поверхность (а), но хорошо растворяются в органических растворителях, например в бензине (б)

Твердые жиры:

- содержат преимущественно остатки молекул насыщенных кислот;
- животного происхождения (исключение — кокосовое и какао-масло).

Жидкие жиры:

- содержат преимущественно остатки молекул ненасыщенных кислот;
- растительного происхождения (исключение — рыбий жир).

Агрегатное состояние жиров зависит от их состава. Чем больше остатков молекул насыщенных кислот в молекуле жира, тем выше его температура плавления. *Твердые* при обычных условиях жиры содержат преимущественно остатки молекул насыщенных кислот (стеариновой или пальмитиновой): 45–70 % от всех остатков в зависимости от происхождения жира. В отношении твердых жиров часто используют слова «сало» или «масло», например «сливочное масло». Твердые жиры — это жиры животного происхождения (говяжий, бараний, свиной), за исключением кокосового и какао-масла.

В молекулах *жидких* жиров содержатся преимущественно остатки молекул ненасыщенных кислот (олеиновой, линолевой и линоленовой): 65–85 % в зависимости от происхождения. Жидкие жиры — это жиры растительного происхождения (льняное, подсолнечное, оливковое масла и др.), за исключением рыбьего жира.

Выдающийся французский химик-органик. Родился и жил в Париже. Работал в Сорбонне, лицее Карла Великого, заведовал кафедрой прикладной химии в Музее естественной истории (Париж). Основная научная деятельность посвящена изучению жиров: впервые добыл глицерол из жиров, доказал химический состав жиров, открыл способ получения твердых жиров из жидких. За свою жизнь (103 года) подготовил очень много учеников. Еще при жизни к его 100-летию был установлен памятник и его имя внесено в перечень 72 самых выдающихся французских ученых, отчеканенный на первом этаже Эйфелевой башни.



Мишель Эжен Шеврель (1786–1889)

Выдающийся французский физико-химик и общественный деятель, член Французской академии наук. Окончил Парижский университет, работал в Коллеж де Франс. Синтезировал много простых углеводов, из глицерола и карбоновых кислот добыл жир, доказал, что глицерол — трехатомный спирт, открыл способ получения этанола из этилена. Один из основателей термохимии, ввел понятия «экзотермическая» и «эндотермическая» реакции. Выяснил значение Карбона, Гидрогена, Нитрогена и других элементов для жизнедеятельности растений. Глубоко верил в силу науки, считал, что с ее помощью без революций можно решить все социальные проблемы.



**Пьер Эжен
Бертло**
(1827–1907)

Жиры в природе. Биологическая роль жиров

Жиры очень распространены в природе. Вместе с углеводами и белками они являются составляющими всех растительных и животных организмов.

Жиры очень энергоемкие вещества, при окислении 1 г жира выделяется 39 кДж (9,3 ккал) энергии. Именно поэтому в живых организмах жиры — это резервный источник энергии. При их избытке в пище они откладываются в определенных местах организма: у животных это подкожный слой жира, у растений — плоды или семена.

Жировая ткань животных выполняет защитную функцию — предохраняет внутренние органы от ударов и переохлаждения, а также выполняет роль смазки для мышечных волокон. Жиры обычно составляют 10–20 % от общей массы тела человека.

Жиры растворяют некоторые витамины: А, D, Е и др. Поэтому, употребляя в пищу жиры, мы получаем необходимые нам витамины.



a



б



в



г

Рис. 35.2. Природные жиры: *a* — какао-масло; *б* — бараний жир; *в* — льняное масло, *г* — рыбий жир

Жиры — ценный источник высших карбоновых кислот. Организм человека может синтезировать насыщенные высшие карбоновые кислоты и олеиновую кислоту. А вот линолевая и линоленовая кислоты (витамин F) являются незаменимыми кислотами, т. е. теми, которые не синтезируются в организме. Поэтому содержащие их жиры обязательно должны быть в рационе человека. Незаменимые кислоты содержатся в соевом, хлопковом, подсолнечном, льняном, конопляном, облепиховом масле, свином сале и китовом жире.

Существуют ли жиры, опасные для человека?

Некоторые диетологи рекомендуют отказаться от употребления жиров. Но это заблуждение, поскольку жиры являются источником незаменимых для человека веществ. Конечно, желательно ограничить употребление животных жиров и добавить в рацион больше растительных, но в разумных количествах жиры очень полезны.

Впрочем, некоторые жиры могут быть вредны для нашего организма. Это так называемые *транс*-жиры, о которых в последнее время часто говорят в средствах массовой информации. Их еще иногда называют искусственными жирами. Что же это такое?

Транс-жирами могут быть только ненасыщенные жиры. Чтобы разобраться в различиях между обычными и *транс*-жирами, по рисунку 35.3 сравним, в какой форме могут существовать ненасыщенные жиры. На обоих рисунках (*а* и *б*) приведена модель молекулы олеиновой кислоты. Но обратите внимание на форму карбоновой цепи вблизи двойной связи. Модель *а* — это *цис*-форма (естественная форма) олеиновой кислоты, а модель *б* — *транс*-форма (модифицированная).

Между *цис*- и *транс*-жирами разница очень незначительна, но по биологическому действию они существенно отличаются. При употреблении

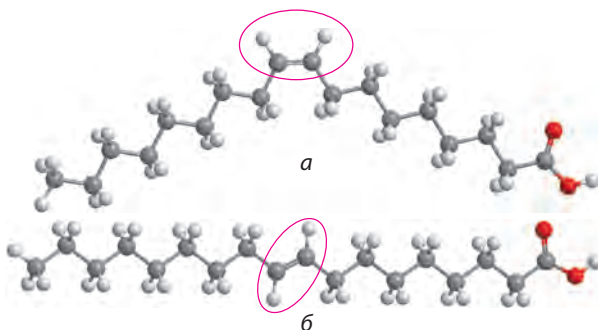


Рис. 35.3. Различные формы олеиновой кислоты: *а* — *цис*-форма (естественная); *б* — *транс*-форма (модифицированная)

транс-жиров увеличивается риск сердечно-сосудистых заболеваний, в частности ишемической болезни и инфаркта миокарда, а также возникновения раковых опухолей, диабета, болезней печени и болезни Альцгеймера. Всемирная организация здравоохранения рекомендует ограничить употребление *транс*-жиров на уровне не более 2 % от общего количества жиров.

Откуда же берутся эти вредные *транс*-жиры? В натуральных жирах остатки молекул высших карбоновых кислот синтезируются преимущественно в *цис*-форме. При химической обработке жиров *цис*-форма кислоты превращается в *транс*-форму. Химической обработке подвергают растительные масла для получения дешевых аналогов животных (твердых) жиров. Поэтому *транс*-жиры содержатся в дешевых жирах: прежде всего в комбижирах, используемых на предприятиях общественного питания для жарки во фритюре, а также в кулинарном жире, маргарине и спредах (смесь маргарина с натуральным сливочным маслом), используемых для промышленного изготовления булочек, пирожных, крекеров, чипсов, попкорна, картофеля фри и т. п. Поэтому, употребляя жирную еду в так называемых фаст-фудах, вы с большой вероятностью употребляете именно *транс*-жиры.



Рис. 35.4. Витрина в супермаркете в США, которая предупреждает о пищевых продуктах с *транс*-жирами в их составе



Ключевая идея

Жиры — очень ценные вещества для всех живых организмов. Для человека жиры являются резервным источником энергии, а также источником незаменимых ненасыщенных высших карбоновых кислот.



Контрольные вопросы

- 422.** Какие вещества называют жирами? Что общего в строении молекул жиров и карбоновых кислот?
- 423.** Остатки молекул каких кислот содержатся в молекулах жиров? Как влияет состав жиров на их физические свойства?
- 424.** Опишите физические свойства жиров. Какие особенности жиров позволяют им выполнять в организмах те функции, о которых говорилось в параграфе?
- 425.** Охарактеризуйте распространенность жиров в природе и их биологическую роль.
- 426.** В чем заключается вред *транс*-жиров? Как они попадают в пищу?



Задания для усвоения материала

427. Составьте структурную формулу триолеата — жира, образованного линолевой кислотой.
428. Как вы считаете, о каких жирах идет речь, когда употребляют термины «мононенасыщенные жиры» и «полиненасыщенные жиры»?
429. Напишите две возможные формулы жира, в молекуле которого содержится 57 атомов Карбона и в остатках ВКК присутствуют две двойные связи.
430. Когда диетологи говорят о жирах, часто используют термины «омега-9», «омега-6» или «омега-3 ненасыщенные жиры». Какие жиры и какие особенности строения их молекул обозначают этими терминами? Для ответа на вопрос в структурных формулах ненасыщенных ВКК пронумеруйте атомы Карбона в цепи начиная с конца, противоположного карбоксильной группе.
431. На этикетках некоторых сортов мороженого пишут: «Без растительных жиров». О чем свидетельствует эта надпись?
432. Как вы считаете, почему в ходе эволюции сложилось так, что в организмах рыб синтезируется жидкий жир, хотя рыбы — это животные?
433. Профессиональные пловцы перед марафонским заплывом, особенно если соревнования проходят в холодной воде, смазывают тело жиром. Для чего они это делают? Какие свойства жиров этому причиной?
434. В калориметре сожгли два образца жирной пищи. При сжигании образца № 1 массой 6 г выделилось 104,5 кДж теплоты, а из образца № 2 массой 2,1 г — 37,6 кДж. Какой из образцов пищи более калорийный?
435. Издавна для освещения домов люди использовали масляные лампы. Одна из таких ламп описана в сказке об Алладине. В масляные лампы заливали растопленный животный жир, устанавливали фитиль и поджигали его. Составьте уравнение реакции полного сгорания тристеарата, формула которого приведена в тексте параграфа, если продуктами сгорания являются только углекислый газ и вода. Вычислите объем кислорода (н. у.), который израсходуется при сжигании в масляной лампе такого жира массой 500 г.
- 436*. В дополнительных источниках найдите информацию о *транс*-жирах и пищевых продуктах, содержащих гидрогенизированные жиры.

§ 36. Углеводы: глюкоза и сахароза

Вспомните: качественную реакцию на глицерол (§ 32).

Понятие об углеводах и их классификация

В природе большое значение имеют **углеводы** (сахариды) — органические соединения с общей формулой $C_n(H_2O)_m$ ($m, n > 3$). Название этого класса соединений происходит от их свойства разлагаться на

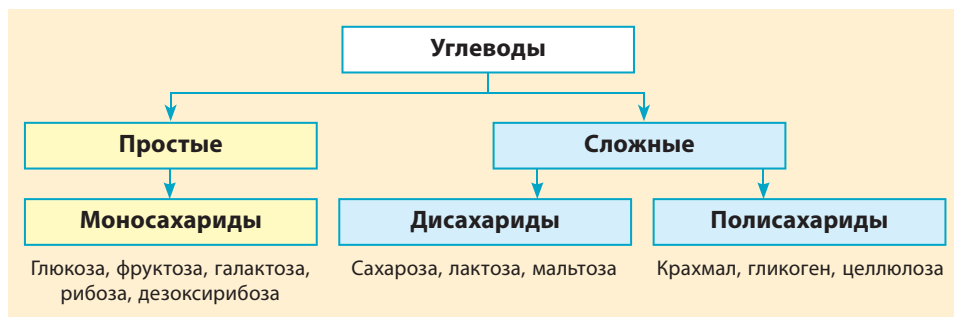


Рис. 36.1. Под действием концентрированной сульфатной кислоты углеводы разлагаются на углерод и воду

углерод и воду при нагревании или под действием концентрированной сульфатной кислоты, что также отображено в их общей формуле (рис. 36.1).

Углеводы делятся на *простые* (моносахариды) и *сложные* (дисахариды и полисахариды) (схема 6). Принципиально они отличаются тем, что сложные углеводы при определенных условиях гидролизуются до простых (разлагаются), а простые уже гидролизоваться не могут. Молекулы дисахаридов состоят из двух, а полисахаридов — из большого количества остатков молекул моносахаридов.

Схема 6. Классификация углеводов



Глюкоза

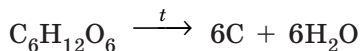
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — самый распространенный углевод в живой природе, именно она является одним из продуктов процесса фотосинтеза, в результате которого растения накапливают энергию Солнца.

Глюкоза — бесцветное кристаллическое вещество без запаха, плотность — $1,54 \text{ г/см}^3$, температура плавления — 146°C . При нагревании выше этой температуры вещество разлагается, не доходя до точки кипения. Глюкоза сладкая на вкус, но в полтора раза менее сладкая, чем сахароза. Хорошо растворяется в воде: в 100 г воды при 0°C растворяется 32 г глюкозы, а при 25°C — 82 г , плохо растворяется в органических растворителях. Ее растворы не проводят электрический ток (глюкоза — неэлектролит).

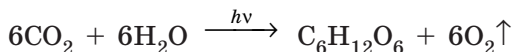
Молекула глюкозы содержит несколько групп $-\text{OH}$, как глицерол, поэтому, подобно ему, она может взаимодействовать со свежесажленным купрум(II) гидроксидом (рис. 36.2, а и б):



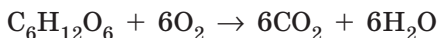
При нагревании глюкоза разлагается, как и все углеводы, на углерод и воду:



Глюкоза — один из основных продуктов обмена веществ в живых организмах. В природе она образуется в зеленых частях растений в процессе фотосинтеза, который происходит с поглощением солнечного света:



Возможна также и обратная реакция:



Этим уравнением можно описать суммарный процесс, в результате которого все животные получают энергию для своей жизнедеятельности: глюкоза попадает в наш организм вместе с пищей, кислород мы вдыхаем легкими, а продукт реакции — углекислый газ — выдыхаем. Также это уравнение описывает процесс горения и взрыва глюкозы. Поджечь глюкозу достаточно сложно, она горит только в присутствии катализатора, а взрывается при очень сильном измельчении (см. § 20).

В растениях глюкоза превращается в сложные углеводы — крахмал и целлюлозу:

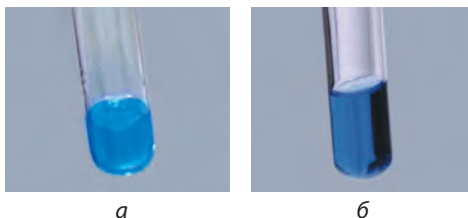


Рис. 36.2. Качественная реакция на глюкозу: а — свежесажженный купрум(II) гидроксид; б — при наличии глюкозы осадок исчезает, образуется соединение темно-синего цвета



Рис. 36.3. Большое количество глюкозы содержится во фруктах, в частности винограде



Рис. 36.4. Глюкометр — устройство для быстрого определения концентрации глюкозы в крови

Синтезировать глюкозу методами органической химии гораздо сложнее. Впервые этот синтез реализовал Эмиль Фишер.

С растительной пищей углеводы попадают в организм животных, где они являются основным источником энергии. Так, из 1 г углеводов организм получает около 17 кДж (4 ккал). Если эта энергия не расходуется полностью, организм откладывает ее «про запас», направляя на синтез жиров.

Впервые глюкозу выделили из винограда, поэтому ее также называют виноградным сахаром. В чистом виде глюкоза содержится в сладких ягодах и фруктах: она обуславливает сладость некоторых частей растений (ягод, плодов, корнеплодов и др.). Вместе с фруктозой она содержится в составе меда.

Содержание глюкозы в крови человека составляет около 0,1 %, отклонение этого показателя от нормы свидетельствует о заболевании сахарным диабетом. Содержание глюкозы в крови (часто этот показатель называют просто «сахар в крови») контролируют, проводя клинический анализ крови. Этот анализ можно сделать и дома с помощью специального устройства — глюкометра (рис. 36.4).

Немецкий химик-органик, лауреат Нобелевской премии по химии 1902 года. Высшее образование получил в университетах Бонна и Страсбурга. В 22 года, после защиты диссертации, стал преподавателем Страсбургского университета. Фишер впервые определил строение некоторых органических веществ: кофеина, пурина, мочевой кислоты, глюкозы и фруктозы. Открыл методы их синтеза. Установил особенности реакций с участием ферментов, предложил классификацию белков. За исследования и синтез сахаридов и производных пурина получил Нобелевскую премию. В его честь Немецкое химическое общество учредило медаль Эмиля Фишера.

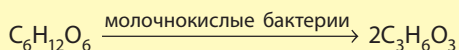


Эмиль Герман Фишер (1852–1919)

В промышленности глюкозу добывают гидролизом крахмала или целлюлозы. Но чистая глюкоза не имеет широкого применения. Такую глюкозу используют в различных биологических и биохимических исследованиях. В медицине ее используют для проведения глюкозотолерантного теста — исследования, позволяющего диагностировать сахарный диабет. При некоторых заболеваниях раствор глюкозы вводят человеку внутривенно. В пищевой промышленности в качестве подсластителя ее используют мало: она дороже и менее сладкая, чем сахар.



Для глюкозы характерна реакция брожения. Под действием молочнокислых бактерий из глюкозы образуется молочная кислота:



Эта реакция происходит при скисании молока и является основой изготовления различных молочнокислых продуктов — простокваши, йогуртов, сыра, сметаны и др. Молочнокислое брожение происходит при квашении капусты и других овощей, предотвращает развитие гнилостных бактерий и способствует длительному хранению продуктов. Этот процесс также может происходить в ротовой полости, что вызывает кариес зубов.



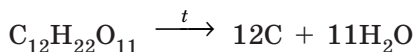
Молочнокислые продукты

Сахароза

Наибольшее значение среди дисахаридов имеет сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Это химическое название обычного сахара, получаемого из сахарной свеклы или сахарного тростника.

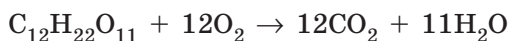
Сахароза — бесцветное кристаллическое вещество без запаха, плотность — $1,59 \text{ г/см}^3$, температура плавления — 186°C . Сахароза сладкая на вкус (в полтора раза слаще глюкозы). Очень хорошо растворяется в воде: в 100 г воды при 0°C растворяется 179 г сахарозы, а при 100°C — 487 г .

Как и глюкоза, сахароза разлагается при нагревании:



Эта реакция происходит при изготовлении карамели и выпекании пирожных и тортов, благодаря ей образуется сладкая карамелизованная корочка со специфическим привкусом жженого сахара (рис. 36.5).

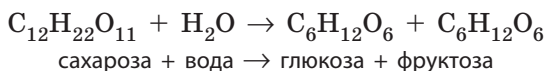
Как и большинство органических веществ, сахароза может гореть с образованием углекислого газа и воды:



Но если просто пытаться поджечь сахар, то он не воспламенится: для этого нужен катализатор — соли Лития. Сильно измельченный сахар может не только гореть — его взвесь в воздухе может взорваться, о чем говорилось в § 20.

Сахарозу называют *дисахаридом*, поскольку молекула сахарозы состоит из остатков молекул двух моносахаридов — глюкозы и фруктозы, соединенных между собой.

При гидролизе сахарозы в кислой среде или под действием ферментов связь между этими остатками разрывается и образуются молекулы глюкозы и фруктозы:



Такое преобразование происходит в организмах пчел: собирая нектар с цветков, они потребляют сахарозу, которая затем гидролизуется. Поэтому мед — это смесь равных количеств глюкозы и фруктозы, конечно, с примесями других веществ (рис. 36.6).

В больших количествах сахароза содержится только в трех растениях: сахарной свекле и сахарном тростнике, используемых для промышленного производства сахара, а также в сахарном клене (из него



Рис. 36.5. Плавление сахарозы сопровождается изменением цвета и появлением специфического запаха карамели

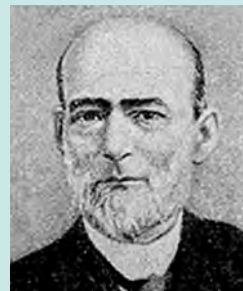


Рис. 36.6. Мед — продукт переработки сахарозы пчелами — состоит из равных количеств глюкозы и фруктозы



Рис. 36.7. Сахар на 98% состоит из сахарозы, остальное — вода

Выдающийся украинский химик, профессор Киевского университета. Родился в Варшаве. Окончил Киевский университет, в котором с 1870 года преподавал техническую химию. Основные научные достижения относятся к технической химии, в частности виноделию, сахарному производству. Усовершенствовал технологию производства сахара из сахарной свеклы. Исследовал технологию образования сахарных кристаллов, условия образования, состав и преобразование свекольного студня. Организовал техническую школу по сахароварению, опубликовал 33 тома «Ежегодника свеклосахарной промышленности». Был одним из организаторов газового и электрического освещения, а также водоснабжения Киева.



Николай Андреевич Бунге
(1842–1914)

получают кленовый сироп). Для привлечения насекомых сахароза в небольшом количестве содержится в нектаре цветов, а также во фруктах и ягодах.

В Украине сахарная промышленность — одна из старейших и самых важных отраслей пищевой промышленности, продукция которой является ценным продуктом экспорта. Значительный вклад в развитие сахарной отрасли в Украине сделал выдающийся украинский ученый Н. А. Бунге.

Сегодня в Украине около 100 сахарных заводов с общей максимальной мощностью около 7 млн тонн в год. На этих предприятиях могут производить сахар как из свеклы (местное сырье), так и из тростника (экспортируют обычно из Кубы). Самым большим заводом является Лохвицкий сахарный комбинат (Полтавская область) с ежедневной мощностью 9300 тонн сахара. В последние годы в Украине производят около 2 млн тонн сахара ежегодно, часть которого идет на экспорт.



- Коричневый сахар — это обычный тростниковый сахар, который в процессе производства недочистили от примесей. Интересно, что в его производстве меньше технологических процессов (отсутствует окончательная очистка), в производстве он дешевле, но в продаже гораздо дороже обычного белого сахара.
- Слова «сахароза» и «сахар» происходят от древнеиндийского «саркара», что означает кусочки кристаллического вещества, образующиеся при сгущении сока сахарного тростника.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 12

Взаимодействие глюкозы с купрум(II) гидроксидом

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы глюкозы и сахарозы, CuSO_4 , NaOH .

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества реактивов;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза, на одежду; при попадании едкого вещества смойте его большим количеством воды и протрите поврежденное место разбавленным раствором боратной кислоты.

Получите купрум(II) гидроксид: к 1–2 мл раствора щелочи в пробирке долейте несколько капель раствора купрум(II) сульфата. К образовавшемуся осадку добавляйте по капле раствор глюкозы до растворения осадка купрум(II) гидроксида. Перемешайте смесь. Что происходит? В какой цвет окрашивается раствор? Какие выводы о строении молекул глюкозы можно сделать по результатам опыта?

Повторите опыт, но вместо раствора глюкозы используйте раствор сахарозы. Есть ли отличия в ваших наблюдениях? Изменяются ли результаты опыта, если вместо глюкозы и сахарозы использовать глицерол?



Ключевая идея

Углеводы являются материальными носителями энергии, они обеспечивают перенос энергии Солнца от растений к животным.



Контрольные вопросы

437. Дайте определение класса углеводов.
438. Как классифицируют углеводы? Приведите примеры представителей каждой группы углеводов.
439. Охарактеризуйте физические свойства глюкозы и сахарозы.
440. В результате какого процесса образуется глюкоза в природе?
441. Какая реакция является качественной на глюкозу?
442. Опишите распространенность и применение глюкозы и сахарозы. Какие свойства этому причиной?



Задания для усвоения материала

443. Из приведенных формул веществ выпишите формулы углеводов: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$, $\text{C}_{12}\text{H}_{26}\text{O}_2$, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$.
444. Вычислите массовые доли Карбона и воды: а) в глюкозе; б) в сахарозе. В каком из этих веществ больше Карбона, а в каком — воды?

- 445.** Сравните количество теплоты, которое получает организм из 1 г жира и из 1 г глюкозы. Как вы считаете, почему углеводы являются основным источником энергии для животных, а жиры — только резервным источником?
- 446.** Определите неизвестное вещество X и составьте уравнения реакций, отвечающие такой схеме превращений:

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CaCO}_3$$
- 447.** В медицине для инъекций используют раствор глюкозы с массовой долей около 5%. Вычислите массу глюкозы, необходимую для приготовления такого раствора массой 1 кг.
- 448.** При сгорании глюкозы количеством вещества 1 моль выделяется 2800 кДж энергии. Составьте термохимическое уравнение реакции.
- 449.** По данным из предыдущего задания составьте термохимическое уравнение реакции фотосинтеза.
- 450.** При гидролизе сахарозы образовалось 360 г смеси глюкозы и фруктозы. Определите, какие массы сахарозы и воды прореагировали.
- 451.** Одно дерево за сутки в среднем превращает в углеводы углекислый газ массой 55 г. Какая масса глюкозы при этом образуется?
- 452.** В процессе фотосинтеза зеленые растения нашей планеты ежегодно поглощают 200 млрд тонн углекислого газа. Какой объем кислорода (н. у.) выделяется при этом в атмосферу?
- 453*.** В телевизионной рекламе можно услышать, что после еды в ротовой полости нарушается кислотно-щелочной баланс и чтобы его восстановить, нужно жевать резинку с карбамидом. Как вы считаете, каким образом нарушается этот баланс? В результате какого процесса он нарушается? Какова роль карбамида в восстановлении баланса?
- 454*.** На этикетке пищевых продуктов обязательно указывают содержание питательных веществ: жиров, белков и углеводов. Рассмотрите этикетки пищевых продуктов, которые вы часто употребляете (напитки, снеки, шоколадки и др.), и оцените массу сахара, которую вы потребляете с этими продуктами ежедневно. Сравните полученную массу с рекомендованной диетологами суточной дозой углеводов.

§ 37. Углеводы: крахмал и целлюлоза

Вспомните:

- какие растворы называют коллоидными (§ 3);
- какие вещества называют полимерами (§ 28).

Крахмал

Важнейшими природными *полисахаридами* являются крахмал и целлюлоза. Оба вещества — полимеры с одинаковой химической формулой: $[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$. Отличаются они только строением молекул.

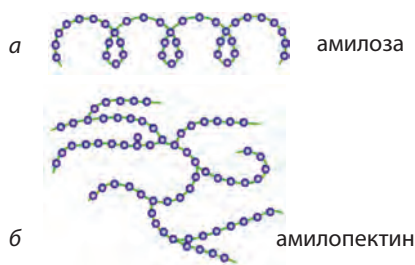


Рис. 37.1. Крахмал состоит из двух типов молекул: а — неразветвленных (амилоза) и б — разветвленных (амилопектин)

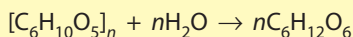


Рис. 37.2. Определить наличие крахмала в продуктах можно с помощью раствора йода

Крахмал — аморфный порошок с характерным хрустом, плотность — $1,5 \text{ г/см}^3$, при обычных условиях в воде не растворяется. При попадании в горячую воду крупинки крахмала поглощают воду и сильно набухают, их оболочки разрушаются и образуется коллоидный раствор. Его называют клейстером и иногда используют в качестве клея. Температуры плавления и кипения у крахмала нет, поскольку при нагревании он разлагается.

Крахмал состоит из молекул двух типов. Из-за этого иногда говорят, что он состоит из двух веществ: *амилозы* и *амилопектина*. У амилозы (ее содержание около 20 %) линейные молекулы (рис. 37.1, а), она лучше растворяется в воде. Одна молекула амилозы содержит около тысячи остатков молекул глюкозы. Молекулы амилопектина разветвлены и содержат около десятка тысяч остатков молекул глюкозы (рис. 37.1, б). Амилопектин в воде не растворяется, а только набухает.

При длительном нагревании в кислой среде или под действием ферментов крахмал гидролизуются и связи между остатками молекул глюкозы разрываются. Продуктом полного гидролиза крахмала является глюкоза:



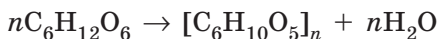
Эту реакцию используют в промышленности для изготовления патоки и для получения пищевого этилового спирта.



Наличие крахмала определяют при помощи раствора йода: йод образует с крахмалом соединение синего цвета (рис. 37.2). Используя эту качественную реакцию, можно обнаружить крахмал во многих пищевых продуктах: картофеле, хлебе, кукурузе и др.:



Крахмал образуется в растениях из глюкозы и накапливается в корнях, клубнях и семенах:



Крахмал является основным углеводом нашей пищи. Много крахмала содержится в пшенице и других зерновых культурах, а также муке, которую из них делают. Непосредственно организмом он не усваивается. Под действием ферментов происходит гидролиз крахмала, который начинается уже при пережевывании пищи во рту, продолжается в желудке и заканчивается в кишечнике. Глюкоза, образующаяся в результате гидролиза, впитывается в кровь и поступает в печень, а оттуда — во все ткани организма. Избыток глюкозы откладывается в печени в виде полисахарида *гликогена*, который снова гидролизуется до глюкозы по мере ее расходования в клетках организма.

Большие объемы крахмала идут на производство этилового спирта. Для этого крахмал сначала подвергают гидролизу под действием ферментов солода, а продукт гидролиза после брожения под действием дрожжей превращается в спирт.

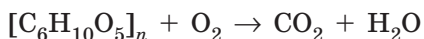
Целлюлоза

Целлюлоза (клетчатка) — белое волокнистое вещество, нерастворимое в воде и других растворителях (в отличие от крахмала). Плотность целлюлозы в зависимости от сырья колеблется в пределах от 1,27 до 1,61 г/см³.

Химическая формула целлюлозы такая же, как и у крахмала — $[C_6H_{10}O_5]_n$. Но в отличие от крахмала, молекулы целлюлозы не бывают разветвленными и содержат десятки тысяч остатков молекул глюкозы (молекулярная масса целлюлозы достигает нескольких миллионов). Отдельные макромолекулы целлюлозы располагаются упорядоченно и плотно друг к другу, образуя прочные волокна, что не характерно для крахмала (рис. 37.3).

Целлюлоза взаимодействует с водой, подвергаясь гидролизу при значительно более жестких условиях по сравнению с крахмалом — при длительном кипячении с кислотой. Разумеется, продуктом гидролиза также является глюкоза.

Целлюлозу, а точнее древесину, ее содержащую, используют как топливо. Как и большинство органических веществ, целлюлоза сгорает до углекислого газа и воды:



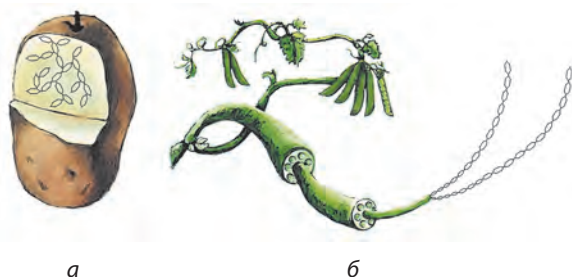


Рис. 37.3. Молекулы крахмала имеют преимущественно разветвленное строение (а), а молекулы целлюлозы — линейное строение (б)



Рис. 37.4. Хлопок — почти чистая целлюлоза

Целлюлоза — основное вещество растительных клеток: древесина состоит из нее на 50 %, а хлопок и лен — это почти чистая целлюлоза (рис. 37.4). Организм человека и животных (кроме жвачных животных, лошадей и кроликов) не способен переваривать целлюлозу.

Хотя у крахмала и целлюлозы одинаковый химический состав, благодаря разному строению молекул они выполняют различные функции в организме: крахмал — питательное вещество, а целлюлоза — прочный строительный материал.

Основная отрасль, где используют целлюлозу, — бумажная. Бумага, на которой напечатан этот текст, состоит главным образом из целлюлозы, выделяемой из древесины. Целлюлозу используют также



Уксусная кислота



Бездымный порох



Бумага



Искусственный шелк



Фото- и киноплёнка



Канифоль



Скипидар



Древесный и активированный уголь

Рис. 37.5. Использование целлюлозы

в производстве искусственных волокон и взрывчатых веществ. Из почти чистой целлюлозы изготавливают очень прочную пленку — целлофан. Путем обработки целлюлозы уксусной кислотой получают ацетилцеллюлозу, из которой изготавливают ацетатное волокно (искусственный шелк), кино- и фотопленку и другие ценные материалы.



Немецкое *Kraftmehl* («крахмал») произошло от немецких слов *Kraft* — «сила» и *Mehl* — «мука», т. е. крахмал — сила муки. Крахмал из картофеля впервые был получен в 1781 году, а до этого его получали из пшеницы.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ № 13, 14

Оборудование: штатив с пробирками, шпатель, пробиркодержатель, горелка.

Реактивы: вода, крахмал, раствор йода (спиртовой или раствор Люголя).

! Правила безопасности:

- для проведения опытов используйте небольшие количества реактивов;
- во время нагревания не прикасайтесь руками к горячим предметам;
- остерегайтесь попадания реактивов на кожу, в глаза, на одежду.

Отношение крахмала к воде

В две пробирки налейте по 2–3 мл воды. Одну из них нагрейте почти до кипения воды. В обе пробирки насыпьте небольшое количество (на кончике шпателя) крахмала и осторожно перемешайте встряхиванием. Сделайте вывод о растворимости крахмала в холодной и горячей воде.

Как называют раствор крахмала в воде? К какому типу дисперсных систем он относится?

Взаимодействие крахмала с йодом

К раствору крахмала, полученному в предыдущем опыте, добавьте одну каплю разбавленного раствора йода (светло-соломенного цвета). Что наблюдаете? Сделайте выводы о признаках качественной реакции на крахмал.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ № 3

Определение крахмала в пищевых продуктах

Вам понадобятся: пипетка, стакан, йодная настойка, салициловый спирт (борный, муравьиный) — их можно купить в аптеке или взять в домашней аптечке; любые пищевые продукты с содержанием крахмала: картофельный крахмал, мука, хлеб, пирожные, чипсы, томатный сок, макароны, отвар риса или другой крупы, вареная колбаса (или сосиски), сметана и др.

! Правила безопасности:

- для опытов используйте небольшие количества веществ;
- остерегайтесь попадания веществ на кожу, одежду, в глаза; при попадании вещество следует смыть большим количеством воды.

1. Подготовьте раствор йода. Обычно аптечная йодная настойка содержит 5 % йода. Для выявления крахмала такой раствор использовать неудобно: он очень темный, и появление синей окраски при наличии крахмала можно не заметить. Раствор йода необходимо разбавить. В воде йод не растворяется, поэтому для его растворения нужно использовать этанол (в виде фармацевтических препаратов на его основе). В стакан или флакон влейте примерно две столовые ложки салицилового спирта. К этому спирту пипеткой добавьте одну (или больше) каплю йодной настойки, чтобы получить раствор светло-соломенного цвета. Этим раствором теперь можно пользоваться для определения крахмала.

2. Исследуйте имеющиеся у вас продукты питания на содержание крахмала. Для этого на небольшие кусочки пипеткой добавьте по несколько капель раствора йода. По изменению окраски сделайте вывод о наличии крахмала в исследуемых продуктах. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

Номер опыта	Название продукта	Обнаружен ли крахмал?	Должен ли содержаться крахмал в продукте?



Ключевая идея

Полисахариды — это природные полимеры, мономерами которых являются остатки молекул моносахаридов. Самые распространенные из них — крахмал и целлюлоза — полимеры, образованные глюкозой.

**Контрольные вопросы**

- 455.** Приведите химическую формулу крахмала и целлюлозы. Почему эти углеводы называют полимерами?
- 456.** Чем отличается строение молекул крахмала и целлюлозы?
- 457.** Охарактеризуйте физические свойства крахмала и целлюлозы.
- 458.** Каким образом можно определить наличие крахмала в растворе или других смесях?
- 459.** Опишите применение крахмала и целлюлозы. На каких их свойствах оно основано?

**Задания для усвоения материала**

- 460.** Опишите, какие процессы происходят при таких превращениях: целлюлоза → углекислый газ → глюкоза → крахмал.
- 461.** Сколько структурных звеньев $C_6H_{10}O_5$ содержится в молекуле целлюлозы, если ее относительная молекулярная масса равна 2,1 млн?
- 462.** Вычислите объем целлюлозы количеством вещества 1 моль, если одна молекула целлюлозы содержит в среднем 10 000 остатков молекул глюкозы, а ее плотность — 1,52 г/см³.
- 463.** Для приготовления киселя на 1 л жидкости обычно добавляют 2 столовые ложки крахмала. Вычислите массовую долю крахмала в таком киселе, если в одной столовой ложке содержится около 30 г картофельного крахмала.
- 464.** Вычислите объем углекислого газа, который выделится при полном сгорании ваты массой 1 кг, если считать, что она полностью состоит из целлюлозы. Какой объем кислорода для этого понадобится (н. у.)?
- 465*.** Представьте, что вы работаете химиком в текстильной компании и вам необходимо выполнить исследовательский проект, направленный на применение синтетических заменителей хлопка. Какую информацию вы должны собрать и какие вопросы рассмотреть для решения этой проблемы? Составьте план эксперимента для своего исследования.
- 466*.** Как можно удалить пятно от йодной настойки на ткани, используя для этого срез сырого клубня картофеля?
- 467*.** Как вы считаете, из какого картофеля можно получить больше крахмала: из только что выкопанного или из того, который всю зиму находился в овощехранилище?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5**Определение органических соединений в пищевых продуктах**

Оборудование: штатив с пробирками, шпатель.

Реактивы: образцы пищевых продуктов (ориентировочно): виноград, яблоки, свежее молоко, кефир, творог, виноградный,

апельсиновый и томатный соки; растворы йода, купрум(II) сульфата, щелочи, универсальный индикатор (или индикаторная бумага).

! Правила безопасности:

- для проведения опытов используйте небольшие количества веществ;
- остерегайтесь попадания веществ на кожу, одежду, в глаза; при попадании вещества следует смыть большим количеством воды.

Опыт 1. Исследуйте на содержание крахмала кефир, творог и томатный сок. Для определения крахмала к исследуемому образцу следует добавить 1–2 капли раствора йода. Какой признак должен свидетельствовать о наличии крахмала? Опишите ваши наблюдения. Должен ли содержаться крахмал в исследованных продуктах?

Опыт 2. Используя универсальный индикатор, определите значение pH в имеющихся образцах продуктов (для исследования винограда из него следует выжать сок, а небольшой кусок яблока следует измельчить). Какая среда (кислотная, щелочная или нейтральная) в имеющихся образцах? Какая среда должна быть в этих образцах? Если среда кислотная, предположите, какие органические кислоты содержат эти продукты.

Опыт 3. Исследуйте на содержание глюкозы виноград, яблоки, виноградный и апельсиновый соки (для исследования винограда из него следует выжать сок, а кусочек яблока следует измельчить). Для определения содержания глюкозы сначала необходимо получить свежеосажденный осадок купрум(II) гидроксида взаимодействием купрум(II) сульфата со щелочью (как вы это делали в Лабораторном опыте № 12, с. 209). Затем к осадку добавлять исследуемый сок до исчезновения осадка. Опишите свои наблюдения. Во всех ли образцах должна содержаться глюкоза? В каком образце вы обнаружили наличие глюкозы?

Результаты опытов оформите в виде таблицы:

Номер опыта	Продукт	pH образца, возможные кислоты в составе	Наличие крахмала	Наличие глюкозы

Вывод. Сделайте обобщающий вывод. Для этого используйте ответы на вопросы:

1. Какие реакции называют качественными? На каких признаках основано определение наличия тех или иных веществ в растворе?

2. При помощи каких качественных реакций можно обнаружить глицерол, глюкозу, крахмал?
3. Что общего в строении молекул глицерола и глюкозы?
4. Какие выводы о качестве пищевых продуктов можно сделать, основываясь на результатах опытов?

§ 38. Белки и аминокислоты

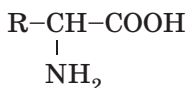
Вспомните: что вам известно из курса биологии о строении и биологической роли аминокислот и белков.

Понятие об аминокислотах.

Аминокислоты — момеры белков

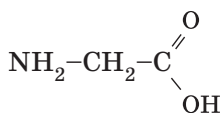
Огромное значение для жизни на Земле имеют органические кислоты, в молекулах которых кроме карбоксильной группы $-\text{COOH}$ есть еще одна группа — *аминогруппа* $-\text{NH}_2$. Такие соединения называют *аминокислотами*. Все белки, содержащиеся в составе живых организмов, состоят из остатков молекул различных аминокислот.

В природе преобладают аминокислоты, в молекулах которых обе группы — карбоксильная и аминогруппа — соединены с одним атомом Карбона:



где R — атом Гидрогена или определенная группа атомов. Такие аминокислоты называют α -аминокислотами.

Самая простая аминокислота — аминокснтановая, ее также называют аминокснкусной кислотой, или глицином:



Аминокислот, как и других органических соединений, существует очень много. В живых организмах встречается около 700 аминокислот, но для синтеза белков растений и животных используется лишь 21 аминокислота, причем только α -аминокислоты.

Аминокислоты — твердые бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде и плохо — в органических растворителях. Растворимость аминокислот обусловлена возможностью образования

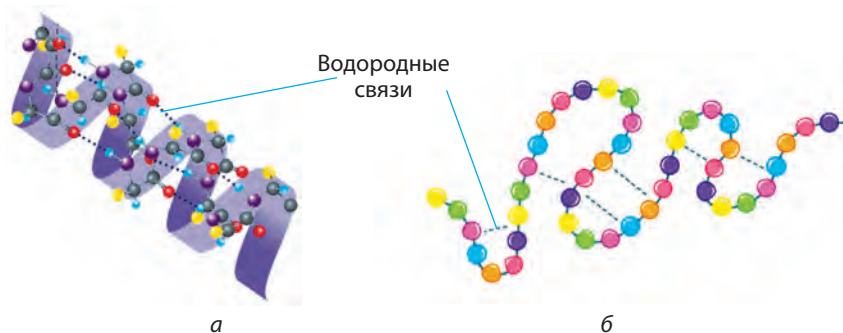


Рис. 38.2. Вторичная структура белков: полипептидная цепь сворачивается в α -спираль (а) или β -складчатую структуру (б)

Полипептидная цепь обычно свернута в спираль, обладающую определенной пространственной структурой, — α -спираль (рис. 38.2, а), или собирается в β -складчатую структуру (рис. 38.2, б). Такое свертывание называют *вторичной структурой* белков. Существование вторичной структуры обусловлено возможностью образования водородных связей между различными частями соседних аминокислотных остатков. Спиральное строение белков впервые определил выдающийся американский ученый Лайнус Полинг.

Спираль, в свою очередь, может иметь определенное пространственное строение, которое является специфическим для каждого белка: спираль сворачивается в клубок (глобулу). Такое строение называют *третичной структурой* белка (рис. 38.3, а). Для некоторых белков характерно объединение нескольких глобул (субъединиц) в одну частицу, что приводит к образованию *четвертичной структуры* белков (рис. 38.3, б). В составе таких структур могут содержаться ионы металлических элементов или другие вещества небелковой природы. Так, молекула белка гемоглобина состоит из четырех субъединиц, соединенных с ионом Феррума, что позволяет молекуле гемоглобина переносить кислород и углекислый газ в животных организмах.



Рис. 38.3. Третичная (а) и четвертичная (б) структуры белка

Несмотря на сложность строения молекул белков, их синтез в клетках животных организмов происходит очень быстро, всего за несколько секунд. Живые клетки — это хорошо организованные «фабрики», в которых четко налажена система поставок сырья (аминокислот) и технология сборки (синтеза) белков.

В природе существует множество различных белков. По физическим свойствам они могут существенно отличаться, что обусловлено выполнением различных функций. Они могут быть мягкими и хорошо растворяться

в воде, как белок альбумин, содержащийся в яйце. А могут быть очень твердыми и вовсе не смешиваться с водой, как белок кератин, из которого состоят рога, копыта, ногти и перья. Но можно с уверенностью сказать, что у белков нет температуры плавления: при нагревании белки разрушаются и разлагаются.

Денатурация белков. Под действием различных факторов белки могут разлагаться, теряя свою пространственную структуру. Разрушение пространственной структуры белка с сохранением его первичной структуры называют *денатурацией*. Она происходит при нагревании, изменении кислотности среды, воздействии излучения или растворов солей тяжелых металлических элементов и органических растворителей. Примерами денатурации являются свертывание яичных белков в процессе варки яиц или уплотнение белков молока при скисании (рис. 38.4). Денатурация белков мяса происходит при его термической обработке и засолке. Антисептическое действие этилового спирта также основано на денатурации: при обработке кожи или медицинских инструментов белки бактерий денатурируют, что приводит к их гибели и обеззараживанию поверхности.

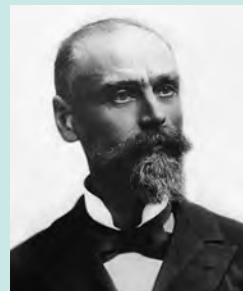


Рис. 38.4. При скисании молока образуется молочная кислота, которая вызывает денатурацию белков, содержащихся в молоке

Гидролиз белков. Другое химическое свойство белков — способность к гидролизу в кислотной или щелочной средах. При гидролизе разрываются пептидные связи и происходит расщепление полипептидной цепи. Полный гидролиз до отдельных аминокислот происходит при длительном нагревании белков с концентрированной хлоридной кислотой. После попадания белковых веществ в желудок под действием хлоридной кислоты и фермента пепсина происходит их гидролиз. Наш организм усваивает белковые вещества только в виде смеси аминокислот.



Украинский биохимик, иностранный член АН УССР. Родился в селе Зарубинцы Тернопольской области. Окончил медицинский факультет Венского университета. Профессор Чешского университета, Украинского университета в Вене, ректор Украинского университета в Праге. Основные исследования посвящены биохимии обмена нитрогенсодержащих соединений. Одним из первых определил аминокислотную природу белков, возможность гидролиза нуклеиновых кислот. Исследовал способы образования мочевой кислоты в организме, что стало действенным методом диагностирования заболеваний. Был инициатором создания украинской химической терминологии. В 1911 году выдвигался на соискание Нобелевской премии.



**Иван Яковлевич
Горбачевский**
(1854–1942)

Биологическая роль аминокислот и белков

Аминокислоты — это кирпичики, из которых построены белки, а значит, они являются основой жизни на нашей планете. Одним из первых предположение об аминокислотном составе белков высказал украинский ученый И. Я. Горбачевский. Для некоторых аминокислот характерны особые функции, например, глицин и глутамин — нейромедиаторы, они принимают участие в передаче нервных импульсов, а из тирозина образуется йодтироксин — гормон щитовидной железы. Аминокислоты получают гидролизом белков или синтезируют из соответствующих карбоновых кислот. Их используют в качестве питательных веществ в медицине и как пищевые добавки к продуктам и сельскохозяйственным кормам.

Белки в живых организмах выполняют разнообразные функции, что вы изучали на уроках биологии. Вспомним важнейшие из них.

Все без исключения химические реакции в организме происходят в присутствии специальных катализаторов — ферментов, представляющих собой белковые молекулы. Они ускоряют реакции в миллионы раз, причем каждую реакцию катализирует отдельный фермент.

Некоторые белки выполняют транспортную функцию — переносят молекулы или ионы к месту синтеза или накопления веществ. К примеру, белок гемоглобин в составе эритроцитов переносит кислород к тканям и углекислый газ — от них.

Белки — это строительный материал клеток, из них построены ткани организмов.

Белки-рецепторы воспринимают и передают сигналы, поступающие от соседних клеток или из окружающей среды. К примеру, действие света на сетчатку глаза воспринимает белок родопсин.

Белки жизненно необходимы любому организму и поэтому являются важнейшей составляющей продуктов питания. В процессе пищеварения они гидролизуются до аминокислот, которые являются сырьем для синтеза других белков, необходимых организму.



- Если при кипячении молоко сбегает и пригорает, то распространяется характерный запах жженого белка, что свидетельствует о его наличии в молоке.
- Аспартам — вещество, которое рекомендуют употреблять больным диабетом и людям с избыточным весом, в 100–200 раз слаще сахара. У него нет горького металлического привкуса, характерного для сахарина. Аспартам представляет собой белок, хорошо усваиваемый организмом человека, и является источником аминокислот. Он не приводит к кариесу зубов, а его усвоение не зависит от выработки организмом инсулина.
- Инсулин — это первый белок, состав которого был расшифрован. Он содержит только 51 аминокислотный остаток, но на определение их последовательности английскому биохимику Фредерику Сенгеру понадобилось 10 лет, за что в 1958 году он получил свою первую Нобелевскую премию. Сенгер — один из четырех ученых — дважды лауреатов Нобелевской премии, причем он единственный, кто дважды получил ее в области химии.



Ключевая идея

Белки — природные полимеры, мономерами которых являются аминокислоты. Из протеиногенных аминокислот построено множество различных молекул белков, которые в живых организмах выполняют разнообразные функции.



Контрольные вопросы

468. Какие соединения являются аминокислотами?
469. Какие аминокислоты чаще встречаются в природе?
470. Охарактеризуйте физические свойства аминокислот и белков.
471. Опишите биологическую роль аминокислот и белков.
472. Опишите уровни структурной организации белков.
473. Благодаря каким связям реализуются первичная и вторичная структуры белков?



Задания для усвоения материала

474. Желатин — одно из широко используемых веществ-гелеобразователей. Если к раствору желатина добавить свежий ананас, то гель не образуется. Но гель достаточно быстро образуется при добавлении к раствору желатина консервированного или предварительно подвергнутого тепловой обработке ананаса. Объясните этот факт.
475. Сколько аминокислотных остатков содержит белок, изображенный на рисунке 38.1?

- 476.** Как вы считаете, зависит ли строение и «поведение» молекул белков от pH раствора? Почему?
- 477.** В белке куриного яйца массовая доля белков составляет 11 %, жиров — 0,2 %, углеводов — 0,7 %, а все остальное — вода и неорганические соли. В желтке куриного яйца массовая доля белков составляет 16 %, жиров — 27 %, углеводов — 3,6 %, остальное — вода, холестерин и витамины. Средняя масса куриного яйца равна 60 г, а массы скорлупы, белка и желтка соотносятся как 12 : 56 : 32. Вычислите массу белков, жиров и углеводов, которые получает человек с одним куриным яйцом.
- 478.** Из числа органических соединений, которые вы изучили в 9 классе, напишите те, молекулы которых способны образовывать водородные связи. Сделайте вывод о влиянии водородных связей на свойства веществ.
- 479*.** Вычислите массу глицина, которую можно получить из уксусной кислоты массой 15 г.
- 480*.** Перечислите факторы, вызывающие денатурацию белков. Объясните механизм их действия. Почему денатурация различных белков происходит при различных условиях?

§39. Природные и синтетические органические соединения.

Защита окружающей среды от органических загрязнителей

Вспомните: применение органических веществ (§ 22–38).

Природные и синтетические органические вещества на службе человечества

Вы уже ознакомились со многими органическими веществами: углеводородами, этанолом, глицеролом, этановой кислотой, жирами, углеводами и белками. Все эти органические соединения являются природными, поскольку они встречаются в природе. Но это не значит, что их нельзя синтезировать искусственно. В последние десятилетия большинство этих веществ синтезируют на предприятиях химической промышленности, поскольку выделить их из природных объектов в необходимом количестве невозможно: в природе просто нет столько веществ, сколько требуется современному обществу. Сырьем для синтеза многих веществ являются преимущественно нефть и природный газ.

Вам уже известно вещество, относящееся к органическим полимерам, — полиэтилен. Полиэтилен не встречается в природе. Ни один живой организм не может его синтезировать, поэтому такие вещества называют *синтетическими*.

Конечно, это не все вещества, известные человечеству. В этом параграфе мы рассмотрим еще некоторые природные и синтетические соединения, с которыми вы сталкиваетесь в повседневной жизни.



Природные органические соединения

Жизненно необходимыми органическими соединениями для человека являются **витамины**. Недаром это слово происходит от латинского *vita* — «жизнь». Хвоя и черная смородина содержат витамин С, семена подсолнечника — B_1 (тиамин хлорид), морковь — витамин А (ретинол) и др.

Лекарственные растения содержат различные природные органические соединения, среди которых выделяют группу **алкалоидов**. Их использование очень разнообразно: морфин — обезболивающее, кофеин — психостимулятор, кодеин — противокашлевое средство и др.

В местах повреждений на стволах хвойных деревьев часто вытекает густая смола — **живица**. Это ценный источник органических веществ. Из нее получают скипидар, канифоль, вещества для изготовления лечебных бальзамов и многое другое.

В Бразилии в 1754 году обнаружили уникальное дерево — гевею. Если млечный сок, вытекающий из разрезов на ее стволе, отстоять и подогреть, то получим **латекс** (или **натуральный каучук**). Путем обработки латекса получают различные виды резины.

Природным органическим соединением является **воск**. Он может быть растительным (масло жожоба) и животным (пчелиный). Из воска изготавливают свечи, косметические средства (мази, кремы, помады), защитные покрытия деревянных и мраморных изделий, взрывчатки. Для длительного хранения воском покрывают фрукты и сыры.

Большинство растений обладает неповторимым запахом. Путем особой обработки этот запах у растений «забирают» в виде **эфирных масел**: мятного, лавандового, эвкалиптового и др. Эти масла используют в парфюмерии, в качестве лекарственных средств и пищевых ароматизаторов.

Из некоторых природных объектов выделяют органические соединения, которые используют как **пищевые добавки**. Например, для сгущения блюд и приготовления желе используют уже известный вам крахмал (картофельный или кукурузный), желатин (выделяют из костей, копыт и рогов), агар-агар (выделяют из красных и бурых агаровых водорослей).

Синтетические органические соединения

Появление **синтетических волокон** произвело настоящую революцию в науке и технике. Они дешевле натуральных и позволяют изготавливать одежду, которую из натурального сырья не сделаешь: невозгораемые костюмы для пожарных, герметичные костюмы для космонавтов, прочные канаты и многое другое.

Издавна для стирки использовали мыло и кальцинированную соду. Но по эффективности они не идут ни в какое сравнение с современными **синтетическими моющими** средствами. Это средства для стирки в разной воде, ручной стирки или в автоматической машине, для мытья посуды, стекла и др.

С развитием промышленности натурального каучука уже не хватало для удовлетворения всех потребностей. Почти 100 лет назад открыли способ получения **синтетического каучука**, из которого после специальной обработки получают сотни сортов резины.

Благодаря различным добавкам из 20–30 органических полимеров изготавливают тысячи сортов **пластмасс**, которые могут заменить любой натуральный материал. А некоторые пластмассы по свойствам значительно лучше натуральных материалов и намного дешевле.

До открытия пенициллина в 1928 году даже обычная простуда могла стать смертельной. **Антибиотики** совершили переворот в медицине. И хотя Флеминг выделил пенициллин из натурального сырья, сегодня все антибиотики — это синтетические соединения. Их уже открыто очень много, и ученые работают над синтезом новых.

Растительное сырье уже не обеспечивает потребностей человечества в лекарствах. Поэтому многие фармацевтические компании синтезируют различные **лекарственные вещества**. Химические компании занимаются поиском новых лекарственных веществ для лечения заболеваний, которые сегодня считаются неизлечимыми.

До открытия М. Зинниным дешевого способа получения анилина натуральные красители были очень дорогими. Сегодня натуральные красители почти не используют, их заменили **синтетические красители**. Они более устойчивы, не выгорают и, что очень важно, их можно получить любого цвета и оттенка.





Сегодня агрономы используют много различных **пестицидов** — средств химической защиты культурных растений от сорняков (гербициды), грибов (фунгициды) и др. Вы также пользуетесь инсектицидами, чтобы отгонять комаров и клещей.

Пищевая промышленность использует множество различных **синтетических пищевых добавок**. Это различные заменители сахара, антиоксиданты, ароматизаторы, пищевые красители, консерванты, эмульгаторы и стабилизаторы, усилители вкуса и многое другое.

Невозможно представить автомобилестроение или строительство без новых синтетических материалов, которые используют для соединения деталей, защиты от коррозии, герметизации стыков и т. п. Это синтетические **лаки, эмали, краски, смолы, клеи, герметики** и многое другое.

Из синтетических органических соединений изготавливают **взрывчатые и пиротехнические материалы**. К сожалению, их до сих пор используют для изготовления оружия, но также применяют и в мирных целях: при строительстве тоннелей, добыче полезных ископаемых и др.

Химики создали уникальное волокно, по строению похожее на паутину, — **кевлар**. Ткань из него устойчива к износу и ударам, поэтому ее используют для изготовления армирующих тканей для бронежилетов и бронешлемов, которыми пользуются военнослужащие Вооруженных сил Украины.

Современная химия нацелена на революцию в информационных технологиях. Миниатюризация электронных устройств обусловила необходимость проведения некоторых процессов на молекулярном уровне. Скоро появятся устройства для записи информации, в которых 1 бит информации будет хранить одна молекула.

Последнее десятилетие бурно развивается «юный» раздел химии — **супрамолекулярная химия**. Ученые синтезируют вещества, молекулы которых способны выполнять определенную механическую работу. Уже созданы прототипы молекул, которые «работают» как молекулярный мотор, пружина, лифт и т. п.

Защита окружающей среды от стойких органических загрязнителей

К сожалению, развитие цивилизации сопровождается загрязнением нашей планеты.

Во-первых, это *отходы промышленных производств*, которые выбрасываются в окружающую среду. Основными загрязнителями окружающей среды являются лакокрасочная, бумажная и коксохимическая отрасли. Их выбросы крайне токсичны, не разлагаются в природе, накапливаются в живых организмах, а в водной среде из них могут образовываться еще более опасные вещества.

Во-вторых, это *синтетические органические вещества*, «чуждые» природе, т. е. ни при каких обстоятельствах они не смогли бы образоваться в живых организмах. Таким веществом, например, является полиэтилен. Он, конечно, очень удобен в использовании. Но его преимущество — стойкость ко многим природным факторам — является и его недостатком. На мусорниках полимерные материалы не гниют, не разлагаются в течение 300 и более лет в отличие от бумаги, которая сгнивает в почве за 2–3 года.

Для решения этой проблемы сегодня разрабатывают новые материалы, которые смогут быстро разлагаться в почве, — биопластики.

Также большую угрозу представляют *пестициды*. С одной стороны, они защищают урожай, но с дождем попадают в почву, потом — в грунтовые воды, реки, моря и океаны. Они могут отравить обитателей Мирового океана или накапливаться в организмах рыб и других водных животных и вместе с пищей попасть в организм человека, вызывая отравления.

Одним из самых опасных пестицидов, относящихся к группе стойких органических загрязнителей (СОЗ), является ДДТ (дихлордифенил-трихлорэтан, бытовое название — дуст). Он очень эффективен



Рис. 39.1. Выбросы промышленных предприятий представляют угрозу для окружающей среды



Рис. 39.2. Полимерные материалы длительное время сохраняются в почве и загрязняют окружающую среду



Рис. 39.3. Неподконтрольное и избыточное использование химических средств защиты растений, в частности пестицидов, приводит к загрязнению не только почвы, но и грунтовых вод, рек и морей и представляет угрозу для живых организмов

в борьбе с малярийными комарами и вредителями хлопчатника, сои и арахиса. Но он обладает канцерогенным и мутагенным действием. Для отравления достаточно 10–20 мг. Поэтому ДДТ запрещен для использования во многих странах мира, включая Украину.

Для защиты окружающей среды от СОЗ Организация Объединенных Наций инициировала мировую программу по химической безопасности, результатом которой в 2001 году в Стокгольме было подписание Конвенции по СОЗ. В соответствии с ней, запрещено производство и использование двенадцати химических веществ (так называемой «грязной дюжины веществ»). Украина ратифицировала эту Конвенцию в 2007 году.

Но для сохранения окружающей среды одних запретов мало. Необходимо модернизировать производства, воплощать в жизнь новые технологии очистки отходов или безотходные технологии. То, какой Земля будет через 50–100 лет, зависит от нас!



Ключевая идея

Природные органические соединения содержатся в природных объектах, а синтетические вещества в природе не встречаются, их получают искусственно, и часто они являются источником загрязнения окружающей среды.



Контрольные вопросы

- 481.** Какие органические соединения называют природными, а какие — синтетическими? Чем они отличаются?
- 482.** Могут ли синтетические органические соединения встречаться в природе?
- 483.** Перечислите и опишите применение природных и синтетических органических веществ.
- 484.** Какие вещества называют стойкими органическими загрязнителями? В чем заключается проблема их использования? Предложите способы защиты окружающей среды от этих веществ.



Задания для усвоения материала

485*. В дополнительных источниках найдите информацию о Стокгольмской Конвенции и перечне веществ, относящихся к стойким органическим загрязнителям. Какие технологические процессы являются источником этих веществ, с какой целью используют эти вещества? Реален ли отказ от производства и использования этих веществ? Насколько актуальна проблема использования этой группы веществ для Украины?



Темы учебных проектов по теме «Начальные понятия об органических соединениях»:

- Использование полимеров — эколого-экономический аспект.
- Альтернативные источники энергии.
- Экотрофология — наука об экологически безопасном питании.
- Изготовление мыла из мыльной основы.
- Исследование химического состава пищи.
- Химический состав жевательных резинок.
- Химический состав средств по уходу за полостью рта.
- Вторая жизнь бумаги.
- Источники органического загрязнения территории общины (микрорайона).



Проверьте свои знания по теме «Начальные понятия об органических соединениях», выполнив тестовые задания на сайте.

ТЕМА 4. ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО ХИМИИ

§ 40. Значение химии в жизни общества.

Роль химии для обеспечения устойчивого развития

Значение химии в современном обществе

Химические знания — это мощная сила в руках человечества. Знание свойств химических веществ и способов их получения не только позволяет изучать и понимать природу, но и получать новые, еще неизвестные вещества, предполагать существование веществ с необходимыми свойствами.

Но химия также может представлять опасность для человека и окружающей среды. Известный писатель-фантаст и ученый-химик Айзек Азимов писал: «Химия — это смерть, упакованная в банки и коробки». И сказанное справедливо не только для химии, но и для электричества, радиоэлектроники, транспорта. Мы не можем жить без электричества, но оголенный провод смертельно опасен, автомобили помогают нам передвигаться, но под их колесами часто гибнут люди. Использование человечеством достижений современной науки и техники, в том числе и химии, требует глубоких знаний и высокой общей культуры.

Только ответственное, рациональное природопользование может стать залогом устойчивого развития нашей цивилизации!

Химия в повседневной жизни

Без химии невозможно представить современный быт людей. И не только опосредованно, через использование пищи, одежды, обуви, топлива, жилья, но и непосредственно, через использование стеклянных, пластмассовых, фарфоровых и фаянсовых изделий, лекарственных препаратов, средств для дезинфекции, косметических изделий, различных клеев, лаков, красок, пищевых добавок и т. п.

Окончательно вошли в наш быт различные моющие средства. Но кроме мыла и шампуней мы используем много других средств, в частности отбеливателей. Действие большинства из них основано на свойствах хлорсодержащих соединений, являющихся сильными окислителями. На некоторых средствах указывают «Не содержат Хлора». Такие средства содержат другие сильные окислители, например натрий перборат $\text{NaBO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ или натрий перкарбонат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Жесткая вода может вызвать повреждение стиральных машин, поэтому мы используем средства для ее смягчения.

Создание новых материалов

Создание новых материалов — необходимость современной жизни. Материалы с новыми, улучшенными свойствами должны заменить устаревшие. Новых материалов требуют и высокотехнологичные отрасли: космическая и атомная техника, электроника. Для практических потребностей необходимы металлы, полимеры, керамика, красители, волокна и многое другое.

Особое место среди новых материалов занимают композиты. По многим свойствам — прочности, вязкости — композиты значительно превышают традиционные материалы, благодаря чему потребности общества в них постоянно растут. На создание композитов тратится все больше ресурсов, а главными потребителями композитов сегодня являются автомобильная и космическая отрасли (рис. 40.1).

Биоматериалы

С развитием медицины возникла потребность в замене органов и тканей в организме человека. Материалы, которые можно использовать для изготовления различных имплантов, создают в химических лабораториях. Металлические протезы просты в изготовлении, очень прочны, химически инертны и относительно дешевы. Главным недостатком металлов является то, что они подвергаются коррозии, из-за которой снижается механическая прочность, а организм отравляют ионы металлических элементов. Достаточно перспективными для изготовления имплантов являются сплавы титана (например, Ti-Al-V). Они прочные, относительно легкие и устойчивые к коррозии.

Сегодня все больше используют керамические биоимпланты. Керамика — замечательный биоматериал: она прочная, не поддается коррозии. Кроме того, керамика не стирается, что важно для искусственных суставов, а также характеризуется биосовместимостью.



а



б



в

Рис. 40.1. Использование композитных материалов: углеродную ткань (углеволокно) (а) используют для армирования деталей велосипедов и автомобилей, из стеклопластика изготавливают корпуса байдарок и небольших лодок (б) и даже целые дома (в)



Рис. 40.2. Современные биоматериалы используют для изготовления искусственных суставов и многофункциональных протезов конечностей

Рациональное использование природного сырья

Природа кажется неисчерпаемой кладовой, из которой человечество берет необходимое сырье. За последние 20 лет полезных ископаемых было потреблено больше, чем за всю историю человечества. В мире ежегодно добывают и перерабатывают около 100 млрд тонн горных пород. Многие сырьевые источники уже истощены, поэтому остро стоит сырьевая проблема. Уже сегодня многие страны испытывают недостаток в отдельных природных ресурсах. В Украине, например, не хватает нефти и природного газа.

Комплексное использование сырья и отходов — основа комбинированных производств (разных химических, химических с металлургическими и др.). Необходимо внедрять безотходные технологии, т. е. такие производственные процессы, при которых отходы одного производства становятся сырьем (ре-агентами) для другого.

Неисчерпаемым источником сырья являются промышленные и бытовые отходы. Задача химиков состоит в разработке методов эффективного использования таких отходов. Применение вторичного сырья дает возможность экономить природные сырье и энергию, а также снизить себестоимость продукта, поскольку расходы ресурсов в 2–3 раза (а по некоторым видам до 6 раз) меньше, чем производство из первичного сырья. Например, выплавка стали из металлолома требует в 6–7 раз



Рис. 40.3. Использование энергосберегающих технологий и альтернативных источников энергии позволит сократить использование природного сырья

меньше энергетических затрат и в 25 раз дешевле, чем получение стали из руды.



Ключевая идея

Химия вошла во все сферы жизни и деятельности человечества. В повседневной жизни мы используем много продуктов химической промышленности. Химия позволяет создавать новые материалы, не существующие в природе.



Контрольные вопросы

- 486.** Назовите продукты химических производств, которые вы используете в повседневной жизни.
- 487.** Приведите примеры неблагоприятного влияния химических веществ и технологий на окружающую среду или человека.
- 488.** Опишите, какой была бы ваша жизнь, если бы в ней не было продуктов химического производства.
- 489.** Охарактеризуйте роль химии в создании новых материалов, в решении энергетической и сырьевой проблем.



Задания для усвоения материала

- 490*.** Узнайте у взрослых, есть ли в вашем городе, поселке, области химические предприятия. Какие? Что они производят? Как они влияют на окружающую среду? Может ли человек отказаться от продуктов этих производств? Ответ обоснуйте.
- 491*.** Найдите в дополнительных источниках информацию о принципах рационального природопользования и значении химии в реализации этих принципов.

§ 41. Место химии в системе наук

Классификация наук

Удобно классифицировать науки по тому, в каком «мире», т. е. в какой области знаний «действует» наука. Можно выделить четыре таких «мира»: мир идей, мир природы, мир культуры и мир человека (жизненный, или практический). По этому критерию науки группируют в четыре класса: интеллектуалистика, естествознание, культурология и праксеология.

Интеллектуалистика как предмет использует мир идей, понятия о числах, фигурах, ценностях. К таким наукам относят математику,

философию, теологию и др. Интеллектуальные науки не ставят перед собой никакой практической цели. Интеллектуальные науки «не волнует», будут применяться их результаты или нет.

Естествознание как класс наук принципиально отличается от интеллектуалистики. Его предмет — природа, живая и неживая. Естествознание возникает в процессе столкновения человека с окружающей действительностью. Основа естествознания — опыт, который приобретают при непосредственном изучении объектов или явлений. Этот опыт невозможно получить путем размышлений.

Культурология объединяет общественные и исторические науки: социологию, историю, этнографию и др.

Праксеология объединяет науки, направленные на практическое применение, их еще называют прикладными. Прикладные физика, математика, химия, психология и др. применяют полученные знания там, где это только возможно. К праксеологии относят также экономику, педагогику, политологию, юриспруденцию и другие науки, которые реализуют общепринятые или значимые ценности при помощи научных методов. В отличие от естествознания, праксеология субъективна — применение знаний может быть противоположным. Например, химические знания могут быть использованы для создания современных лекарств или, наоборот, химического оружия.

Место химии среди естественных наук

Химия — одна из естественных наук, т. е. наук, изучающих объекты и явления природы. Все естественные науки изучают природу, но с разных сторон. Так, например, одно и то же тело может изучать и химия, и физика, и астрономия. Но для химии прежде всего важен химический состав тела и преобразования, которые с ним могут происходить. Поскольку в химических реакциях ядра атомов не меняются, а происходит только перестройка электронной структуры атомов и молекул, то для химии можно предложить следующее определение:



Химия — наука о преобразованиях веществ, связанных с изменением электронного окружения атомных ядер.

Составными частями химических веществ являются химические частицы: атомы, молекулы и ионы. Их размеры — около 10^{-10} – 10^{-6} м (рис. 41.1, с. 236). Объекты больших и меньших размеров изучают другие естественные науки.

Химия, изучая атомы, молекулы, химические вещества и их взаимодействия, должна в полном объеме использовать законы физики.

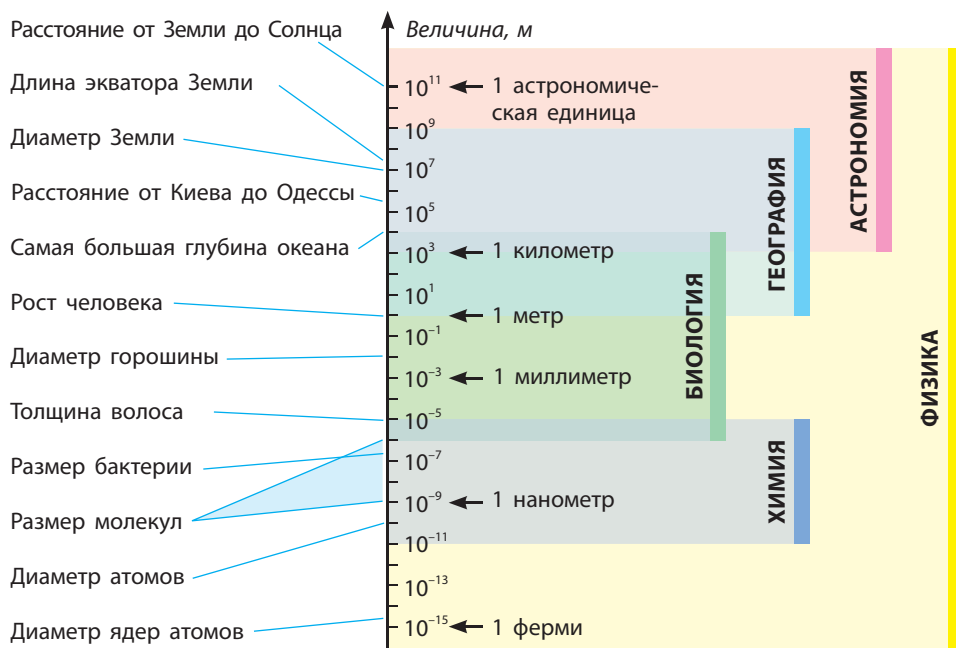


Рис. 41.1. Сопоставление размеров природных объектов и наук, которые их изучают

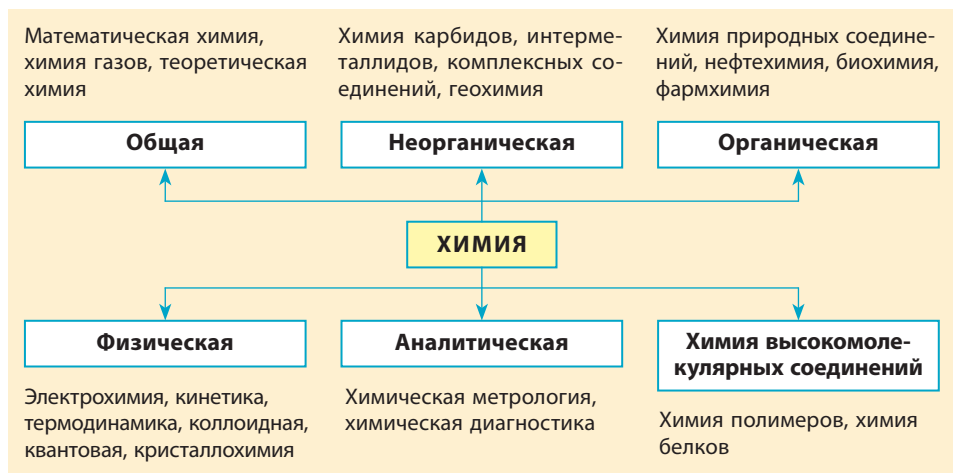
В свою очередь, биология и геология, изучая свои объекты, должны брать на вооружение и химические законы.

Еще в XVIII веке связь химии и физики заметил и использовал в своей работе М. В. Ломоносов, писавший: «Химик без знания физики подобен человеку, который должен все искать на ощупь. И эти две науки так взаимосвязаны, что друг без друга совершенными быть не могут».

Структура химической науки

В современной химии выделяют по крайней мере пять разделов: неорганическую, органическую, физическую, аналитическую и химию высокомолекулярных соединений. Каждый из этих разделов также разбит на самостоятельные дисциплины (схема 7). Иногда также выделяют общую химию, предмет изучения которой тесно связан с неорганической химией: химические элементы, образованные ими простейшие неорганические соединения и общие физические и химические законы. Однако четких границ между отдельными разделами не существует.

Схема 7. Структура химической науки



Для современной химии характерна интеграция с другими науками, благодаря этому возникают новые ее разделы.

Взаимосвязь химии и физики

Особенно интенсивно развиваются взаимосвязи между химией и физикой. На разных этапах своего развития физика была для химии источником различных теоретических концепций, оказывая значительное влияние на ее развитие. Чем сложнее становились химические эксперименты, тем больше аппаратуры и физических методов исследований они требовали. Для измерения тепловых эффектов реакций, проведения спектрального и структурного анализа, изучения изотопов и радиоактивных химических элементов, кристаллических решеток веществ, молекулярных структур необходимы сложные физические приборы — спектрометры, масс-спектрографы, электронные микроскопы и др.

Современная физика способствовала изучению природы химической связи, особенностей химического строения молекул органических и неорганических соединений.

На границе физики и химии возник новый раздел химии — физическая химия. Предметом ее изучения являются строение и свойства молекул химических соединений, влияние различных факторов на условия протекания химических реакций. Физическая химия сегодня является общетеоретическим фундаментом всей химической науки. Ее теории имеют большое значение для развития неорганической и, особенно, органической химии.

В первой половине XX века сформировался новый раздел физики — квантовая механика, электронная теория атомов и молекул, который позже стали называть химической физикой. Она изучает взаимосвязь и взаимные превращения химической и субатомной форм энергии.

Взаимосвязь химии и биологии

Взаимосвязи химии с биологией способствовало становление органической химии. Развитие науки дало возможность детально исследовать строение и состав живой клетки, химические процессы в живых организмах, позволило выявить взаимосвязь между биологическими функциями организма и химическими реакциями.

Такие свойства живого, как рост, размножение, подвижность, способность реагировать на изменения внешней среды, связаны с определенными комплексами химических превращений в клетках.

Значение химии в биологических исследованиях чрезвычайно велико. Именно благодаря химии была раскрыта роль хлорофилла как химической основы фотосинтеза, гемоглобина как основы процесса дыхания. Была выяснена химическая природа передачи нервного возбуждения, определена структура нуклеиновых кислот и др. Оказалось, что все функции и процессы, происходящие в живом организме, можно изложить языком химии в виде конкретных химических реакций.

На границе биологии, химии и физики возникли следующие науки: биохимия — наука об обмене веществ и химических процессах в живых организмах; биоорганическая химия — наука о строении, функциях и способах синтеза соединений, из которых состоят живые организмы; физико-химическая биология — наука о функционировании сложных систем передачи информации и регулировании биологических процессов на молекулярном уровне, а еще биофизика, биофизическая химия и радиационная биология.



Ключевая идея

Все естественные науки изучают природу, но каждая со своей стороны. Только объединение всех знаний воедино создает целостную картину мира.



Контрольные вопросы

- 492.** Приведите известные вам определения науки химии. Что является предметом изучения химии?
- 493.** По какому принципу классифицируют современные науки?
- 494.** Какие науки относятся к естественным?
- 495.** Что, по вашему мнению, изучают биохимия, космохимия, геохимия, агрохимия, кристаллохимия и аналитическая химия?

- 496.** Каковы основные задачи химии?
- 497.** Назовите, что является объектом изучения: а) астрономии; б) биологии; в) географии; г) физики. В чем проявляется связь между предметами изучения этих наук и тем, что изучает химия?
- 498.** В чем заключается взаимосвязь химии с другими естественными науками?
- 499.** Проанализируйте рис. 41.1. Сопоставьте размеры указанных на нем объектов с науками, которые их изучают. Приведите примеры объектов, одновременно являющихся предметом изучения различных естественных наук.
- 500.** Как вы считаете, что является предметом изучения химических дисциплин, перечисленных на схеме 7?

§ 42. Химическая наука в Украине

Особенности современной науки

Наш мир очень быстро меняется. Если сравнить число открытий во всех науках, сделанных в XVIII веке, с открытиями за последнее десятилетие только в органической химии, то преимущество будет за нашим временем. Современная химия существенно отличается не только от той, что была 100 лет назад. Даже 30 лет назад ученые работали совсем по-другому. Конечно, законы природы не изменились, но существенно изменились способы представления и обработки химической информации.



Рис. 42.1. Современная химическая лаборатория

Благодаря компьютеризации науки появилась возможность не только набирать и распространять тексты, но также делать наглядные презентации. Сегодня существенно облегчился процесс решения задач теоретической химии, расчетов геометрии сложных молекул, моделирования химических и физических процессов при любой температуре и давлении. Разумеется, расчетные формулы были известны давно. Но еще 30 лет назад нужно было за несколько месяцев занимать очередь, чтобы воспользоваться компьютером (который тогда мог занимать несколько этажей), и еще неделю ждать результатов. А сегодня любой компьютер способен решать такие задачи за минуты.

С одной стороны, техническое развитие значительно облегчило доступ к информации и ее обработке. С другой — огромный объем научной информации превышает способность человека ее осознать, что приводит к сужению научных интересов.

Можно выделить следующие особенности современной химии:

- узкая специализация ученых: знаний накоплено столько, что ни один химик не может быть специалистом в разных разделах химии и любое исследование должно проводиться коллективом специалистов из разных или смежных отраслей;

- увеличение теоретических исследований: благодаря компьютеризации науки часто нет необходимости проводить тот или иной эксперимент, чтобы понять, состоится он или нет. Часто достаточно смоделировать процессы на компьютере, а затем провести только ту реакцию, которая реально будет происходить;

- большие затраты на исследования: современная химия требует значительных финансовых ресурсов. Если 200 лет назад для оборудования лаборатории достаточно было закупить реактивы, посуду и установить печи для нагрева, то сегодня нельзя обойтись без современных дорогостоящих приборов для измерения различных свойств веществ: спектров поглощения, ядерного магнитного резонанса, спектров излучения, хроматограмм и др.

Становление химической науки в Украине

Использование некоторых химических знаний на территории Украины происходило еще в древности и было связано с выплавкой металлов, изготовлением керамики, пороха и т. п. Но как наука химия начала развиваться относительно недавно, с начала XIX века, с развитием научных центров.

Первые научные исследования в области химии связаны с основанием Харьковского университета (1804 г.), в котором начинал свои



а



б

Рис. 42.2. Харьковский национальный университет имени В. Н. Каразина:
а — первый корпус университета, 1804 г. (бывший губернаторский дворец);
б — современный вид главного корпуса

исследования В. Каразин. В разные годы XIX века развитие химии в Харькове было связано с Н. Бекетовым (термохимия и теория растворов, открыл ряд активности металлов), А. Эльтековым (органическая химия), А. Данилевским (физиологическая химия), А. Палладиным (биохимия).

В основанном в 1833 году Киевском университете химические исследования проводили Н. Каяндер (электролитическая диссоциация), Я. Михайленко и А. Сперанский (теория растворов). Исследованиями в коллоидной химии занимались И. Борщов и А. Думанский, который первым начал читать лекции по этой дисциплине. Также в Киевском университете сформировалась мощная школа химиков-органиков благодаря деятельности П. Алексеева, Н. Бунге и всемирно известного С. Реформатского, который исследовал новый тип реакций с участием органических кислот (реакция Реформатского).



а



б

Рис. 42.3. Киевский национальный университет имени Тараса Шевченко:
а — фотография XIX в.; б — современный вид главного «красного» корпуса



а



б

Рис. 42.4. Львовский национальный университет имени Ивана Франко: а — главный корпус (бывший дом Галицкого сейма); б — научная библиотека университета, одна из старейших в Украине

Во Львовском университете с середины XIX века опыты по аналитической химии проводил Л. Пебаль, по общей и фармацевтической химии — Б. Радзишевский, по физической химии — С. Толлочка, по органической химии — В. Кемула и Э. Линнеман.

Развитию химии в Одесском университете способствовали такие выдающиеся химики, как П. Меликишвили и Н. Зелинский (органическая химия), Ф. Шведов (коллоидная химия), А. Саханов (электрохимия), Л. Писаржевский (окислительно-восстановительные реакции) и И. Горбачевский (биохимия).

Также стоит отметить первого президента Украинской академии наук, всемирно известного Владимира Ивановича Вернадского, который стал основателем нового раздела науки биогеохимии и автором учения о биосфере и ноосфере.



а



б

Рис. 42.5. Одесский национальный университет имени И. И. Мечникова: а — главный корпус; б — химический факультет

Химическая наука в современной Украине

Сегодня химия — одна из важнейших естественных наук. Формально химическую науку разделяют на университетскую и академическую. Университетская наука — это исследования, которые проводят в высших учебных заведениях (университетах) силами преподавателей, аспирантов и студентов. В университетах главным образом проводят фундаментальные исследования, направленные на решение основополагающих вопросов, связанных с формулировкой теорий и гипотез. Крупные химические школы существуют в университетах Киева, Львова, Харькова, Одессы, Черкасс, Черновцов, Днепра, Ужгорода и др.

Другая сторона науки — академическая, где исследования проводятся в учреждениях Национальной академии наук (НАН) Украины. В структуре НАН Украины работает много научных заведений, среди них и те, которые специализируются на химических исследованиях: Институт органической химии (Киев), Институт физической химии имени Л. В. Писаржевского (Днепр), Физико-химический институт имени А. В. Богатского (Одесса), Институт химии высокомолекулярных соединений (Киев), Институт общей и неорганической химии имени В. И. Вернадского (Киев), Институт биохимии имени А. В. Палладина (Киев), Институт коллоидной химии и химии воды имени А. В. Думанского (Киев), Институт физико-органической химии и углехимии имени Л. М. Литвиненко (Киев), Институт биорганической и нефтехимии (Киев), Институт биокolloидной химии имени Ф. Д. Овчаренко (Киев), Институт химии поверхности имени А. А. Чуйко (Киев) и Институт монокристаллов (Харьков).

Уже только по названиям этих институтов можно представить сферу научных исследований, которые в них проводят. Академические институты являются флагманами фундаментальных и прикладных научных исследований. В них разрабатывают новые, современные материалы, флуоресцентные соединения для экспресс-анализов почв, воды и биолого-медицинских исследований, проводят исследования в области супрамолекулярной химии и нанохимии.

Следует отметить, что очень важны исследования в прикладной химии, благодаря которым разрабатывают новые технологии добычи полезных ископаемых, переработки нефти, новые методы металлургического производства и др. Заслуживают внимания и достижения мирового уровня в усовершенствовании технологии создания продуктов быстрого приготовления, синтеза биоактивных керамических материалов для имплантов и восстановления костной ткани. Недавно в Институте монокристаллов (г. Харьков) презентовали новый материал на основе искусственного сапфира, который по прочности в три раза



Рис. 42.6. Продукция НТК «Институт монокристаллов» НАН Украины (г. Харьков): сцинтиляционные материалы для лазерных устройств (а) и атомных реакторов (б); из монокристаллов сапфира изготавливают бронированное стекло для средств наведения и бронемашин Вооруженных сил Украины (в)

превышает бронированное стекло. Также презентовали сверхтонкие пластины из германия для современных тепловизорных приборов. Такими материалами уже оснащают украинскую военную технику.



Ключевая идея

Современная наука существенно отличается от принципов работы ученых XIX века, прежде всего благодаря новейшим достижениям в сфере высоких технологий. Современного ученого отличает узкая специализация и возможность проведения виртуальных экспериментов при помощи компьютерного моделирования.



Контрольные вопросы

- 501.** Что отличает работу современного ученого от работы ученых XVIII–XIX века?
- 502.** Как происходило становление химической науки в Украине?
- 503.** Назовите ученых — основателей химической науки в Украине.
- 504.** На страницах этого учебника найдите информацию об отечественных и зарубежных ученых. Опишите их вклад в становление теорий, открытие законов и научных исследований, которые вы изучили в 9 классе.
- 505.** В каких регионах Украины развивается современная химия?
- 506.** Над какими вопросами работают современные ученые-химики?
- 507*.** В дополнительных источниках найдите информацию о научных химических задачах, решаемых в одном из перечисленных в параграфе учреждений НАН Украины. Поясните их актуальность и необходимость для современного общества.

§ 43. Химическое производство в Украине

Место химической отрасли в промышленности Украины

Химический комплекс — один из ведущих в структуре современной экономики Украины. От его развития в значительной степени зависит научно-технический прогресс страны. Химические производства выпускают продукцию для всех основных отраслей промышленности, транспорта, сельского хозяйства, обороны, бытового обслуживания и других сфер.

Химическая отрасль Украины насчитывает около 200 предприятий и объединений, в которых занято более 350 тыс. человек. Химические предприятия производят до 20 тыс. наименований продукции на сумму 40–45 млрд грн (табл. 13).

Сегодня основу химического комплекса составляет производство минеральных удобрений, на которое приходится более 60 % всей выпускаемой в стране химической продукции.

В состав химического комплекса страны входят ряд специализированных отраслей, которые используют различное сырье, изготавливают широкий ассортимент продукции и объединены общей технологией. Обычно выделяют основную (неорганическую) химию, химию органического синтеза, горно-химическую и микробиологическую промышленность, бытовую химию.

Таблица 13. Производство отдельных видов продукции химической промышленности в Украине

Наименование продукции	Год			
	1990	1997	2010	2015
Аммиак синтетический, тыс. т	2086	3782	4163	2168
Минеральные удобрения (в перерасчете на полезные вещества), тыс. т	2376	4815	2285	1345
Сульфатная кислота, тыс. т	1438	5011	1295	525
Сода кальцинированная, тыс. т	368	1120	858	640
Сода каустическая, тыс. т	156	445	85,6	36
Химические волокна и нити, тыс. т	26,0	179,2	15,6	45,3
Шины, тыс. т	7544	11 203	3901	14255
Химические средства защиты растений (в перерасчете на действующие вещества), тыс. т	2,7	50,5	—	73,4

Сырьевая база химической промышленности Украины

Украина обладает мощной сырьевой базой для химической промышленности, т. е. имеет запасы почти всех видов минерального химического сырья: угля, природного газа, нефти, серы, карбонатного сырья, поваренной и калийной солей, титановых руд и др. Из основных видов минерального сырья в Украине пока не обнаружены месторождения фосфорного сырья (известны лишь незначительные месторождения фосфоритов и апатита).

Украина обладает практически неисчерпаемыми запасами поваренной соли (более 10 млрд т), большая часть которых сосредоточена в Артемовско-Славянском месторождении на границе Донецкой, Луганской и Харьковской областей. Большое значение для химической промышленности имеют также запасы солей Северного Крыма, в частности Сивашских озер, в составе которых содержатся растворы солей Натрия, Магния, Брома, Йода, Титана и других ценных элементов.

В Прикарпатье есть месторождения калийных солей, из которых добывают бесхлорные удобрения и магний. Разрабатывают крупные месторождения в Ивано-Франковской (Калуш) и Львовской (Стебник) областях.

В Украине находятся большие месторождения самородной серы в Прикарпатье: Роздольское, Яворивское, Немировское (Львовская область), Глумаивское (Ивано-Франковская область) и другие.

Месторождения фосфорсодержащего сырья — апатитовые руды — сосредоточены в пределах Днепропетровской и Житомирской областей.

На территории Украины разведаны довольно крупные месторождения титановых руд, используемые для получения чистого металла, а также для производства пигментного титан(IV) оксида. Основные месторождения титановых руд находятся в Житомирской и Днепропетровской областях.



Рис. 43.1. Разработка нефтяного месторождения в черноморском шельфе



Рис. 43.2. Соли Сивашских озер являются сырьем для многих производств. Концентрация солей настолько велика, что они откладываются на берегу



Рис. 43.3. Месторождение железной руды вблизи Кривого Рога разрабатывают открытым способом



Рис. 43.4. Нефтяные резервуары Лисичанского нефтеперерабатывающего завода

Карбонатное сырье (мел, известняк) есть во многих местах Украины (Причерноморье, Донецко-Приднепровская низменность и т. д.) и полностью обеспечивает потребности химической промышленности в этом сырье.

Вместе с тем, несмотря на наличие мощной сырьевой базы, для химической промышленности характерна существенная зависимость от импорта определенных видов сырья (природного газа, апатитовых концентратов, серного колчедана и др.) и полуфабрикатов (синтетического каучука, целлюлозы и т. д.).

Предприятия химической промышленности Украины

Одной из ведущих подотраслей химической промышленности Украины является производство минеральных удобрений, прежде всего азотных (аммиачной селитры, карбамида, аммоний сульфата и др.). Их получают путем синтеза азота воздуха и водорода, выделяющегося из отходов коксохимического и доменного производств. Вместе с удобрениями на тех же заводах производят нитратную кислоту и сопутствующие продукты, используемые для получения пластмасс, синтетических волокон, разнообразных красителей и многое другое. Основные предприятия расположены на Донбассе и Приднепровье (Каменское, Кривой Рог), а также в Черкассах, Ровно и в припортовых районах Одессы.

Производство калийных удобрений развивается в Прикарпатье, Калуше (Ивано-Франковская область) и Стебнике (Львовская область). Калийные удобрения получают также на титаномagneиовом комбинате в Запорожье вместе с основным производством.

Важное место в химическом комплексе Украины занимает производство сульфатной кислоты и соды. Сульфатная кислота — это

«хлеб» химической промышленности. Она является универсальным химикатом, поскольку используется для производства минеральных (фосфатных) удобрений и других кислот, в металлургической, нефтеперерабатывающей, текстильной и других отраслях промышленности. Предприятия по производству сульфатной кислоты находятся в Сумах, Константиновке, Виннице и Одессе. Кроме того, ее производят в Каменском («ДнепрАзот»), на коксохимических заводах Донбасса и Приднепровья. Сырьем для получения сульфатной кислоты может быть любое вещество, содержащее Сульфур: природная сера, серный колчедан и др. В Украине есть большие запасы серы во Львовской области, на базе которых созданы горно-химические предприятия в Роздоле и Яворове. В Константиновке сульфатную кислоту получают из сернистых газов — побочного продукта выплавки цинка.

Для производства соды используют поваренную соль, известняк и много топлива (на 1 т готовой продукции используют 5 м³ соляного рассола и 1,5 т известняка). Содовое производство сконцентрировано на Донбассе (Славянск), где сосредоточены большие запасы поваренной соли. Производство соды есть на Крымском содовом заводе в городе Красноперекопске, работающем на солях Сивашских озер. Продукцию содовой промышленности (кальцинированная и каустическая сода, гидрокарбонаты) широко используют в стекловаренной, бумажной, фармацевтической, пищевой промышленности, а также для бытовых потребностей населения.

Ведущей отраслью в структуре химической промышленности Украины является производство полимерных материалов: синтетических смол, разнообразных пластмасс, синтетического волокна и др. Такое производство очень сложно и требует значительного количества углеводородного сырья, электроэнергии, тепла и воды.



Рис. 43.5. Производство аммиака на Одесском припортовом заводе



Рис. 43.6. Черкасское производственное объединение «Азот» — производитель минеральных удобрений в Украине

Синтетические смолы и пластмассы производят в районах сосредоточения сырья: на Донбассе (Северодонецк), в Приднепровье (Каменское, Днепр, Запорожье), Черкассах, Одессе и других городах.

Синтетические смолы, которые вырабатывают в Украине, а также импортируемую целлюлозу используют для производства химических волокон. Это производство характеризуется значительной трудоемкостью и поэтому сосредоточено в районах, обеспеченных трудовыми ресурсами и являющихся регионами сосредоточения текстильной промышленности. Химические волокна производят в Киеве, Чернигове, Черкассах, Житомире, Соколе (Львовская область). Около трети химических волокон, производимых в Украине, используется для технических нужд.

Полимерные материалы являются основой резиново-асбестовой промышленности Украины. С ней связаны другие производства, являющиеся крупнейшими потребителями синтетического каучука, химических волокон, сажи. Эта отрасль тесно связана с машиностроением, в частности с автомобилестроением — главным потребителем шин. Основным сырьем является каучук, импортируемый из России, и техническая сажа, которую получают из природного и попутного газов в Кременчуге и Стаханове. Большинство предприятий резиново-асбестовой промышленности сосредоточены в Днепре и Белой Церкви, а также в Харькове, Киеве, Запорожье, Одессе, Бердянске и других городах.



Рис. 43.7. Колонна крекинга нефти на Одесском нефтеперерабатывающем заводе



Рис. 43.8. Предприятие «Сумхимпром» — один из старейших химических заводов — мощный производитель фосфатных удобрений, титановых белил и феррумсодержащих пигментов

В Украине развита лакокрасочная промышленность. Сырьем для нее являются природные смолы, растительные масла, синтетические материалы. Ассортимент производимой продукции очень широк: антикоррозийные и декоративные лаки и краски, растворители, смолы и многое другое. Основная часть этой продукции производится на Донбассе и в Приднпровье (Днепр, Кривой Рог). Производство лаков и красок есть также в Киеве, Харькове, Кременчуге, Львове, Бориславовиче, Ивано-Франковске, Одессе.

В больших городах, где имеются крупные научно-исследовательские учреждения, развита химико-фармацевтическая промышленность, ее центры — Киев, Житомир, Харьков, Полтава, Львов, Одесса.



Ключевая идея

Химическая промышленность вместе с машиностроением и выплавкой стали является локомотивом экономики Украины.



Контрольные вопросы

- 508.** Охарактеризуйте химическую отрасль народнохозяйственного комплекса Украины.
- 509.** Назовите продукты химической отрасли Украины, которые используются: а) в сельском хозяйстве; б) машиностроении; в) текстильной промышленности; г) быту.
- 510.** Опишите сырье, которое добывают в Украине для химической отрасли. В каких месторождениях оно сосредоточено? Где они расположены?
- 511.** Какое сырье Украине приходится импортировать?
- 512.** Перечислите основные группы продуктов химической отрасли. На каких предприятиях или в каких регионах их производят?
- 513.** Какие предприятия химической отрасли расположены в вашей местности? Опишите продукцию, которую на них производят.



Темы учебных проектов по теме «Роль химии в жизни общества»:

- Жизнь и деятельность выдающихся отечественных и зарубежных химиков.
- Экологическая ситуация в моей местности: чувствую, думаю, действую.
- Анкетирование учащихся учебного заведения относительно их участия в решении экологических проблем местности.
- Исследование достоверности рекламы с точки зрения химии.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Расчетные формулы, используемые в химии

Количество вещества $n = \frac{N}{N_A}$, или $n = \frac{m}{M}$, или $n = \frac{V}{V_m}$

Массовая доля элемента в веществе $w(\text{элемента}) = \frac{n \cdot A_r(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})}$
или $w(\text{элемента}) = \frac{x \cdot M(\text{элемента})}{M(\text{вещества})}$

Массовая доля соли в кристаллогидрате $w(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{M(\text{кристаллогидрата})}$

Массовая доля вещества в растворе $w(\text{раствора}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$

Плотность $\rho = \frac{m}{V}$

Относительная плотность газа $D_A(B) = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}$

Для воздуха используют среднюю молекулярную массу $M = 29$ г/моль.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Характерные степени окисления некоторых элементов

Нитроген	NH_3 -3 AlN -2 N_2H_4 -1 NH_2OH 0 N_2 +1 N_2O +2 NO +3 N_2O_3 HNO_2 NaNO_2 +4 NO_2 N_2O_4 +5 N_2O_5 HNO_3 NaNO_3
Фосфор	PH_3 -3 Ca_3P_2 -2 P_2H_4 0 P +1 H_3PO_2 NaH_2PO_2 +3 P_2O_3 H_3PO_3 PCl_3 +5 P_2O_5 H_3PO_4 Na_3PO_4
Сулфур	H_2S -2 Na_2S -1 H_2S_2 FeS_2 0 S +1 S_2Cl_2 +2 SCl_2 +4 SO_2 Na_2SO_3 +6 SO_3 K_2SO_4
Хлор	HCl -1 NaCl 0 Cl_2 +1 Cl_2O HClO +3 HClO_2 +4 ClO_2 +5 HClO_3 KClO_3 +7 HClO_4 KClO_4
Манган	Mn 0 MnO MnSO_4 +2 Mn_2O_3 +3 MnO_2 +4 K_2MnO_4 +6 KMnO_4 +7
Феррум	Fe 0 FeO FeCl_2 +2 Fe_2O_3 FeCl_3 +3 K_2FeO_4 +6

Ответы на расчетные задачи

Повторение важнейших вопросов курса химии 8 класса

9. 336 и 112 л. 10. 3,1 г. 11. 1514 г. 12. 5.

Тема 1. Растворы

37. 160 г. 38. 1998 г. 50. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. 51. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 67. а) 120 г; б) ≈ 88 г; в) ≈ 25 г; г) ≈ 4 г; д) 20 и 85 г. 71. 720 мл, меньше, больше. 72. 0,32 г. 73. $\approx 1,1$ г. 74. а) Растворимое; б) малорастворимое; в) нерастворимое. 75. ≈ 65 г. 81. 164 мл, 218 г. 82. 52,4 %. 83. 29,7 мл. 84. $\approx 44,9$ %. 85. 35 г на 100 г воды. 86. 42,8 г. 87. 2,24 л. 88. 15,6 г. 89. 2244 г. 90. а) 7,11 %; б) 6,12 %; в) 19,5 %; г) 11,8 %. 91. 36,6 г кристаллогидрата, ≈ 963 г воды. 96. а) 2 моль; б) 2 моль; в) 3 моль; г) 3 моль. 111. 2 моль. 125. 14,2 г. 126. 0,008 моль. 142. а) Не изменится; б) обесцветится; в) обесцветится. 156. 1,435 г. 158. 1,095 г.

Тема 2. Химические реакции

212. а) 92 кДж; б) 92 кДж. 214. $\Delta H = -890$ кДж/моль. 215. $\Delta H = -1318$ кДж/моль. 216. $\Delta H = +101,6$ кДж/моль. 218. $\Delta H = -566$ кДж/моль. 219. $\Delta H = +272$ кДж/моль. 220. $\Delta H = -95$ кДж/моль. 236. В первом. 237. 0,005 моль/сутки, 8,4 л. 238. В первом. 239. 0,005 моль/с.

Тема 3. Начальные понятия об органических соединениях

265. Меньше в 1,8 раза. 266. 0,002 %. 267. 56 л. 268. 1,1 м³. 269. 44 года. 279. 75 % в метане, 81,8 % в пропане. 280. Этан. 287. 28 л кислорода, 16,8 л углекислого газа. 288. 7,1 г. 289. $\approx 12,6$ г. 290. а) 7,575 г, б) 12,75 г, в) 17,925 г, г) 23,1 г. 291. 31,8 % на нагревание. 295. Самое большое у пропана, самое маленькое у метана. 296. C_3H_8 . 297. Больше во втором случае. 298. Пропана. 299. 150 л. 301. В 3 раза. 302. В 1,1 раза. 303. 22,5 л кислорода, 15 л оксида. 304. а) $V(\text{O}_2) = 700$ мл, $V(\text{CO}_2) = 600$ мл; б) $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 1$ л, $V(\text{CO}) = 2$ л; в) $V(\text{C}_2\text{H}_6) = 400$ м³, $V(\text{O}_2) = 1400$ м³. 305. 24 л. 306. 10 л. 313. У этена, оба легче воздуха. 314. Одинаковые. 315. Этина. 316. Этена 0,028 %, этина 0,16 %. 318. а) 5,6 л; б) 11,2 л. 319. 1,12 л. 320. а) Уменьшится в 2 раза; б) не изменится. 330. 10 000. 331. 85,7 % Карбона и 14,3 % Гидрогена в обоих случаях. 351. Увеличится в 1,05 раза. 367. $\Delta H = -1408$ кДж/моль. 368. 45,3 %. 369. 4,6 г. 370. 9 л кислорода, 6 л углекислого газа. 371. 50 г. 386. 1,46 л для этанола и 0,85 л для глицерола. 387. 12,3 %. 401. 64,3 г эссенции, 685,7 мл воды. 402. 82,9 г. 403. 1,57 г. 404. 8,4 г. 405. 1,5 г. 406. 94,3 г. 420. ≈ 406 л. 434. Второй. 435. 1030 л. 444. а) 40 % Карбона и 60 % воды; б) 42,1 % Карбона и 57,9 % воды. 447. 50 г. 448. $\Delta H = -2800$ кДж/моль. 450. 342 г сахарозы и 18 г воды. 451. 37,5 г. 452. $1,02 \cdot 10^{17}$ л или 102 трлн м³. 461. 12 963. 462. 1,066 м³. 463. 5,7 %. 464. По 138,3 л углекислого газа и кислорода. 477. Белков — 6,768 г, жиров — 5,2512 г, углеводов — 0,9264 г. 479. 18,75 г.

Алфавитный указатель

А

Аминокислоты 218
Анион 47

Б

Белки 219

В

Взвесь 18
Восстановление 89
Водородная связь 32
Водородный
показатель 61

Г

Гель 20
Гидрат 26
Гомологическая
разница 144
Гомологический ряд 144

Д

Диполь 26
Дисахариды 207
Дисперсные системы 17

Ж

Жиры 196

И

Ингибитор 122

К

Каменный уголь 169
Катализатор 122
Катион 47
Кислота 50
Кислоты
карбоновые 190
Кислотность среды 60
Классификация органи-
ческих соединений 136

Коэффициент
растворимости 35
Кривая
растворимости 36
Кристаллогидрат 29

М

Мономер 162
Мыло 191

Н

Нефть 166
Неэлектролит 44

О

Окисление 89
Основание 52

П

Полимер 162
Полимеризация 162
Полисахариды 210
Природный газ 169

Р

Реакции
замещения 128
качественные 78
необратимые 129
обратимые 129
обмена 128
окислительно-
восстановительные 89
полимеризации 161
разложения 128
соединения 128
экзотермические 107
эндотермические 108
Раствор
истинный 20
коллоидный 20
концентрированный 39

насыщенный 39
ненасыщенный 39
разбавленный 39
Растворимость 34

С

Скорость химической
реакции
Соль 52
Спирты 172
Степень
диссоциации 57
Степень
полимеризации 162
Суспензия 18

Т

Тепловой эффект
реакции 110

У

Углеводороды 138
насыщенные 146
ненасыщенные 155
Углеводы 202

Ф

Ферменты 123
Фракции нефти 166

Э

Электролитическая
диссоциация 46
Электролиты 44
сильные 55
слабые 57
Элементарное
звено 162
Эмульсия 18
Энтальпия 110

Содержание

Повторение важнейших вопросов курса химии 8 класса.....	5
§ 1. Состав и свойства основных классов неорганических соединений.....	5
§ 2. Химическая связь и строение вещества.....	11
Тема 1. Растворы	
§ 3. Понятие о дисперсных системах. Коллоидные и истинные растворы	17
Домашний эксперимент № 1	24
§ 4. Строение молекулы воды. Растворение веществ в воде. Кристаллогидраты	25
§ 5. Понятие о водородной связи.....	31
§ 6. Растворимость веществ, ее зависимость от различных факторов.....	34
§ 7. Характеристики растворов	39
§ 8. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация	44
§ 9. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах	50
§ 10. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации	55
§ 11. Кислотность среды. Понятие о pH раствора	60
Лабораторные опыты № 1–3.....	65
§ 12. Реакции обмена между растворами электролитов	68
Лабораторные опыты № 4–6.....	74
Практическая работа № 1	76
§ 13. Обнаружение ионов в растворах	77
Лабораторные опыты № 7–9.....	80
Практическая работа № 2	82
Тема 2. Химические реакции	
§ 14. Степень окисления элементов.....	84
§ 15. Окислительно-восстановительные реакции.....	88
§ 16. Окислители и восстановители	95
§ 17. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.....	100
§ 18. Тепловой эффект химических реакций	107
§ 19. Термохимические уравнения реакций.....	113
§ 20. Скорость химической реакции	116
Лабораторный опыт № 10.....	124
Практическая работа № 3.....	127
§ 21. Классификация химических реакций	128

Тема 3. Начальные понятия об органических соединениях

§ 22. Введение в органическую химию.....	132
§ 23. Метан — простейший углеводород.....	138
§ 24. Гомологи метана — насыщенные углеводороды.....	143
§ 25. Свойства метана и его гомологов, их применение.....	147
§ 26. Соотношение объемов газов в химических реакциях.....	152
§ 27. Этен и этин — ненасыщенные углеводороды.....	155
§ 28. Понятие о полимерах. Полиэтилен.....	161
§ 29. Природные источники углеводородов.....	166
§ 30. Этиловый спирт.....	172
§ 31. Ядовитость метанола и этанола.....	177
§ 32. Глицерол.....	179
Лабораторный опыт № 11.....	182
§ 33. Карбоновые кислоты. Этановая кислота.....	184
Практическая работа № 4.....	189
§ 34. Высшие карбоновые кислоты. Мыло.....	190
Домашний эксперимент № 2.....	195
§ 35. Жиры.....	196
§ 36. Углеводы: глюкоза и сахароза.....	202
Лабораторный опыт № 12.....	209
§ 37. Углеводы: крахмал и целлюлоза.....	210
Лабораторные опыты № 13, 14.....	214
Домашний эксперимент № 3.....	215
Практическая работа № 5.....	216
§ 38. Белки и аминокислоты.....	218
§ 39. Природные и синтетические органические соединения.....	224

Тема 4. Обобщение знаний по химии

§ 40. Значение химии в жизни общества. Роль химии для обеспечения устойчивого развития.....	231
§ 41. Место химии в системе наук.....	234
§ 42. Химическая наука в Украине.....	239
§ 43. Химическое производство в Украине.....	245

Приложения

Расчетные формулы, используемые в химии.....	251
Характерные степени окисления некоторых элементов.....	251
Ответы на расчетные задачи.....	252
Алфавитный указатель.....	253

Сведения о пользовании учебником

№ п/п	Фамилия и имя ученика/ученицы	Учебный год	Состояние учебника	
			в начале года	в конце года
1				
2				
3				
4				
5				

Навчальне видання

ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович

«ХІМІЯ»

**підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів
з навчанням російською мовою**
(російською мовою)

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Редактори *Т. М. Мишиньова, І. Г. Шахова*. Технічний редактор *А. В. Пліско*.
Комп'ютерна верстка *А. О. Цибань*. Коректор *Н. В. Красна*.
Художник *О. С. Юхтман*. Художнє оформлення *В. І. Труфен*.

В оформленні підручника використані зображення,
розміщені в мережі Інтернет для вільного використання

Підписано до друку 17.07.2017. Формат 70×90/16.
Гарнітура Шкільна. Друк офсетний. Ум. друк. арк. 18,72.
Обл.-вид. арк. 24,34. Тираж 28856. Зам. 09/07.

ТОВ Видавництво «Ранок»,
вул. Кібальчича, 27, к. 135, Харків, 61071.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5215 від 22.09.2016.

Адреса редакції: вул. Космічна, 21а, Харків, 61145.

E-mail: office@ranok.com.ua. Тел. (057) 701-11-22, тел./факс (057) 719-58-67.

Надруковано у друкарні ТОВ «Л'ЕКОЛЬ»,
вул. Командарма Уборевіча, 20, кв. 171, Харків, 61144.
Тел. (057) 717-48-77

Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде (при 25 °C)

Анионы	Название аниона	Катионы																							
		H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺
OH ⁻	гидроксид		М	Р	Р	Р•	Н	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	•	Н	Н	•	•
F ⁻	флуорид	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	М	Р	М	М	М ^Г	Р	Р	М	Н	Р	Р	М	Р	Г	Г
Cl ⁻	хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р ^Г	Р	Р ^Г
Br ⁻	бромид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р ^Г	М	Н ^Г
I ⁻	йодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Н	М	М ^Г	Н	Н
CO ₃ ²⁻	карбонат	М•	М	Р	Р	Р ^Г	М ^Г	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	Н ^Г	Н ^Г	Н ^Г	Н ^Г	Н	Н	Н	Г	—	—
SiO ₃ ²⁻	силикат	Н	М	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н ^Г	Н ^Г	Н	Н	Н ^Г	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Г	—	—
NO ₂ ⁻	нитрит	Р•	Р	Р	Р	Р•	Р	Р	Р	Р	Г	Г	Р	Р	Г	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Г	—	—
NO ₃ ⁻	нитрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р•	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Г
CH ₃ COO ⁻	ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р ^Г	Р ^Г	Р	Р	Н ^Г	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Г	Р	—
PO ₃ ⁻	метафосфат	Р	Р	Р	Р	Р	Г	М	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Г	Г	—
PO ₄ ³⁻	ортофосфат	Р	М	Р	Р	Г	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
S ²⁻	сульфид	М	Р	Р	Р	—	М ^Г	М ^Г	М	Р	Г	Г	Н	Н	Н ^Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	сульфит	Р•	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	—	—	—	М	—	Н	Н	Н	М	М	М	Н	—	—	—
SO ₄ ²⁻	сульфат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р ^Г	Н ^Г	Р ^Г

- Р

— растворимое вещество (растворимость более 1 г на 100 г воды)
- М

— малорастворимое вещество (растворимость от 0,01 г до 1 г на 100 г воды)
- Н

— практически нерастворимое вещество (растворимость менее 0,01 г на 100 г воды)
- Г

— вещество существует, но взаимодействует с водой, его невозможно выделить из раствора (растворимость определить невозможно)
- — вещество неустойкое и разлагается при образовании
- — вещество не существует либо нет достоверных сведений о его существовании

Ряд активности металлов (электрохимический ряд, ряд напряжений, ряд Бекетова)

Металл	Li	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Ti	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Катион	Li ⁺	K ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Ti ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺

ОСОБЕННОСТИ УЧЕБНИКА:

- двухуровневая подача материала
- авторская система заданий для закрепления знаний, ответы к ним
- компетентностно ориентированные задания
- алгоритмы выполнения всех лабораторных опытов и практических работ
- украиноведческий материал

ИНТЕРНЕТ-ПОДДЕРЖКА ПОЗВОЛИТ:

- провести онлайн-тестирование по каждой теме
- ознакомиться с дополнительными материалами к параграфам

ИЗДАТЕЛЬСТВО
РАНОК



ISBN 978-617-09-3509-0



9 786170 935090



Интернет-поддержка
interactive.ranok.com.ua

