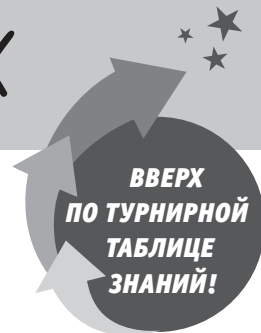


ШКОЛЬНЫЙ КУРС В НАТЛЯДНЫХ ТАБЛИЦАХ

А. И. ТРОФИМОВА

ХИМИЯ: 8-11 КЛАССЫ



Москва
2025

УДК 373.5:54
ББК 24я721
Т76

Макет подготовлен при содействии ООО «Айдиономикс»

Трофимова, Алёна Игоревна.

Т76 Химия: 8–11 классы / А. И. Трофимова. — Москва : Эксмо, 2025. — 224 с. — (Школьный курс в наглядных таблицах).

ISBN 978-5-04-179906-9

В пособии школьный курс химии представлен в виде наглядных таблиц, что заметно ускоряет и упрощает процесс усвоения материала. Использование таблиц в качестве опорного конспекта не даст школьникам запутаться в большом объёме информации и позволит без труда найти ответ на интересующий их вопрос.

Книга окажет помощь учащимся 8–11 классов при подготовке к контрольным и экзаменам ОГЭ и ЕГЭ, а также будет полезна учителям при организации работы на уроках.

**УДК 373.5:54
ББК 24я721**

ISBN 978-5-04-179906-9

© Трофимова А.И., 2023
© ООО «Айдиономикс», 2023
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2025

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	6	Методы разделения и очистки веществ	29
ОБЩАЯ ХИМИЯ.....	7	Химическая посуда.....	31
Строение атома.....	7	НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	35
Элементарные частицы.....	7	Оксиды.....	35
Периодический закон Д. И. Менделеева	8	Свойства оксидов.....	36
Типы химических связей.....	9	Кислоты.....	39
Кристаллические решётки	10	Классификация кислот	39
Электролитическая диссоциация	11	Способы получения кислот	41
Отношение к электролитической		Химические свойства кислот	42
диссоциации.....	11	Основания.....	44
Гидролиз	13	Способы получения оснований.....	44
Гидролиз солей.....	13	Химические свойства оснований	45
Гидролиз бинарных соединений	14	Амфотерные оксиды и гидроксиды.....	47
Гидролиз органических соединений	16	Способы получения амфотерных	
Электролиз	18	гидроксидов	49
Электролиз расплава.....	18	Химические свойства амфотерных	
Электролиз растворов.....	19	гидроксидов	50
Скорость химических реакций	20	Соли.....	51
Химическое равновесие	21	Классификация солей	51
Классификация реакций	22	Способы получения солей.....	52
Каталитические реакции.....	24	Термическое разложение солей.....	53
Формулы для расчётных задач	27	Химические свойства солей	55
		Способы получения кислых солей.....	56
		Химические свойства кислых солей	57

Осно́вные соли	59	Оксиды углерода	99
Разрушение комплексных солей	60	Кремний	101
Реакции ионного обмена	61	Металлы	103
Водород	62	Способы получения металлов	103
Способы получения водорода	62	Щелочные металлы	105
Химические свойства водорода	64	Щёлочноземельные металлы и магний	107
Пероксид водорода	66	Жёсткость воды	110
Элементы VII группы	68	Алюминий	111
Способы получения галогенов	68	Бериллий	113
Химические свойства галогенов	70	Цинк	114
Галогеноводороды	74	Медь	116
Кислородсодержащие кислоты хлора	76	Хром	117
Элементы VI группы	78	Хроматы и дихроматы	119
Кислород	78	Железо	120
Озон	81	Соединения марганца	122
Сера. Оксиды серы	82	Типичные окислители	124
Сероводород	85	Типичные восстановители	128
Серная кислота	86	Промышленное получение серной кислоты	132
Элементы V группы и их соединения	87	Промышленное получение аммиака	133
Азот	87	Применение неорганических веществ	133
Фосфор	88	Тривиальные названия неорганических веществ	138
Аммиак и фосфин	89	Цвета некоторых неорганических веществ	141
Оксиды азота	90	ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	143
Азотная кислота	92	Алканы	143
Кислоты фосфора	94	Алкены	145
Ортофосфорная кислота	95		
Элементы IV группы и их соединения	96		
Углерод	96		

Алкадиены	147	Химические свойства карбоновых кислот	171
Алкины	149	Производные карбоновых кислот	173
Циклоалканы	151	Сложные эфиры	175
Арены	153	Химические свойства углеводов	177
Способы получения аренов	153	Амины	180
Химические свойства аренов	155	Анилин	183
Спирты	157	Аминокислоты	185
Способы получения одноатомных спиртов	157	Именные реакции в органической химии	187
Химические свойства одноатомных спиртов	158	Качественные реакции на катионы	189
Многоатомные спирты	160	Качественные реакции на анионы	193
Фенол	163	Качественные реакции на органические вещества	196
Альдегиды и кетоны	166	Применение органических веществ	206
Способы получения альдегидов и кетонов	166	Тривиальные названия органических веществ	211
Химические свойства альдегидов и кетонов	168	Углеводороды	211
Специфические свойства некоторых представителей класса альдегидов	169	Спирты	213
Карбоновые кислоты	170	Ароматические углеводороды и фенолы	214
Способы получения карбоновых кислот	170	Альдегиды, кетоны	216
		Карбоновые кислоты	217
		Цвета некоторых органических веществ	222

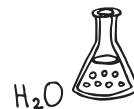
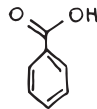
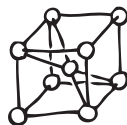
ВВЕДЕНИЕ

Данное пособие является помощником в изучении, систематизации и обобщении знаний по химии за курс средней школы. Материал представлен в наглядной и удобной для восприятия форме — в виде таблиц, что существенно упрощает его запоминание.

Книга состоит из трёх глав: «Общая химия», «Неорганическая химия» и «Органическая химия». В первой главе содержатся основные сведения о теории строения вещества, о закономерностях протекания химических реакций и др. Во второй главе рассмотрены химические свойства и способы получения неорганических веществ, подробно разобрана химия элементов. В третьей главе доступно подаются все темы органической химии, необходимые для успешной сдачи основного и единого государственных экзаменов по химии. В книге даны ключевые химические понятия и закономерности, приведены примеры реакций, иллюстрирующие их.

Пособие предназначено для учащихся средней школы при самоподготовке к различным видам контроля, основному и единому государственным экзаменам, а также для учителей химии.

Желаем успехов на экзамене!



ОБЩАЯ ХИМИЯ

СТРОЕНИЕ АТОМА



Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Состоит из ядра и окружающего его электронного облака. Находящиеся в электронном облаке электроны несут отрицательный электрический заряд. Протоны, входящие в состав ядра, несут положительный заряд.

Элементарные частицы

		Протон	Нейтрон	Электрон
Символ		<i>p</i>	<i>n</i>	<i>e</i>
Заряд	у. е.	+1	0	-1
	Кл	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
Масса	а. е. м.	1,00728	1,00867	0,000549
	г (кг)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

Свойства	Изменение вниз по группе	Изменение вправо по периоду
Металлические свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
Неметаллические свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Окислительные свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
Восстановительные свойства	Увеличиваются	Уменьшаются
Кислотные свойства оксидов / гидроксидов	Уменьшаются	Увеличиваются
Оснóвные свойства оксидов / гидроксидов	Увеличиваются	Уменьшаются
Кислотные свойства водородных соединений	Увеличиваются	Увеличиваются
Оснóвные свойства водородных соединений	Уменьшаются	Уменьшаются
Заряд ядра атома	Увеличивается	Увеличивается
Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
Сродство к электрону	Уменьшается	Немонотонно увеличивается
Потенциал ионизации	Уменьшается	Немонотонно увеличивается
Электроотрицательность	Уменьшается	Увеличивается

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ

Тип связи	Способ образования связи	Примеры веществ
Ковалентная полярная	Образование общих электронных пар с помощью обменного или донорно-акцепторного (ДА) механизмов. 1) Обменный механизм: $\text{H}\cdot + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{H-Cl};$ $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H-H}.$	Кислоты, кислородсодержащие кислотные остатки. Органические соединения (связи C-H, C-O, C-N, C-Cl и др.). Бинарные соединения неметаллов
Ковалентная неполярная	2) ДА-механизм: $\text{H} : \underset{\cdot\cdot}{\text{N}} : \text{H} + \text{H}^+ \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot\cdot \text{N} \cdot\cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array} \right]^+$	Простые вещества — неметаллы. Пероксиды (связь O-O). Органические соединения (связь C-C). Тиосульфаты (связь S-S)
Ионная	Полное смещение электронной пары от менее электроотрицательного к более электроотрицательному атому с образованием ионов. Ионная связь образуется при большой разности в электроотрицательности атомов. Это крайний случай ковалентной полярной связи: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$	Соли, основания, большинство оксидов металлов, бинарные соединения (металл + неметалл)
Металлическая	Обобществление электронов и свободное перемещение их в поле ядер атомов металлов. Металлы имеют небольшое число валентных электронов, которые слабо связаны с ядром и могут легко отрываться, в результате образуются катионы металла и «электронный газ»: $\text{Me}^0 \rightleftharpoons \text{Me}^{n+} + ne^-$	Металлы

КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

Тип решётки. Характер сил взаимодействия между частицами	Характерные свойства веществ	Примеры веществ
Атомный тип Ковалентная связь	Высокая твёрдость, высокие температуры плавления, хрупкость, отсутствие растворимости в воде	Алмаз C, графит C, кремний Si, бор B, германий Ge, фосфор P (красный, чёрный), B_2O_3 , B_4C , BN, SiO_2 (кремнезём, кварц, речной песок), SiC (карборунд)
Молекулярный тип Слабые межмолекулярные взаимодействия (например, водородные связи)	Малая твёрдость, низкие температуры плавления, часто имеют запах	Большинство органических веществ (кроме солей), многие неметаллы в твёрдом состоянии: сера S, азот N_2 , кислород O_2 , фуллерен C_{60} , белый фосфор P_4 , галогены, твёрдый углекислый газ, галогеноводороды
Ионный тип Ионная связь	Тугоплавкость, малая летучесть, высокая твёрдость, возможна растворимость в воде и других полярных растворителях; растворы и расплавы проводят электрический ток	Большинство солей, щёлочи, большинство оксидов металлов, алкоголяты, феноляты, соли аммония и соли аминов
Металлический тип Металлическая связь за счёт валентных электронов — «электронный газ»	Ковкость, пластичность, теплопроводность, электропроводность	Металлы

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



Электролитическая диссоциация — частичный или полный распад вещества в растворе или расплаве на положительно и отрицательно заряженные частицы — ионы.

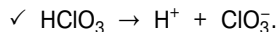
Отношение к электролитической диссоциации

Сильные электролиты		Слабые электролиты	
Класс веществ: кислоты			
HI	H ₂ SeO ₄	HCN	H ₂ SiO ₃ и другие кремниевые кислоты
HBr	HSCN	H ₂ SO ₃	H ₃ AsO ₄
HCl	HMnO ₄ , H ₂ MnO ₄	HNO ₂	H ₃ AsO ₃
H ₂ SO ₄	H ₂ CrO ₄ , H ₂ Cr ₂ O ₇	HClO	H ₃ AlO ₃
HNO ₃	Почти все комплексные кислоты: H ₃ [Fe(CN) ₆], H[AuCl ₄]	HClO ₂	H ₃ BO ₃
HClO ₄		H ₃ PO ₄ и другие фосфорные кислоты	H ₂ SeO ₃
HClO ₃		H ₂ CO ₃	CH ₃ COOH
HBrO ₄		HF	
		H ₂ S, H ₂ Se, H ₂ Te	

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Класс веществ: основания	
Щёлочи: LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	NH ₃ · H ₂ O, все нерастворимые основания: Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ и др.
Класс веществ: амфотерные гидроксиды	
—	Все амфотерные гидроксиды: Al(OH) ₃ , Be(OH) ₂ , Zn(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ и др.
Класс веществ: соли	
Большинство солей независимо от растворимости: NaCl, AgNO ₃ , BaSO ₄ , Ca(NO ₃) ₂	Некоторые соли, имеющие ковалентные связи: HgCl ₂ , Hg(CN) ₂ , Fe(CNS) ₃ , CdI ₂

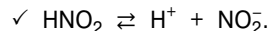
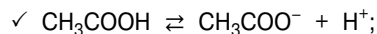


Диссоциация сильных электролитов протекает необратимо:



В растворе сильного электролита растворённое вещество находится в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Диссоциация слабых электролитов — это обратимый процесс, протекает частично:



Слабые многоосновные кислоты и слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.



Электролиты — вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Неэлектролиты — вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

ГИДРОЛИЗ



Гидролиз — разложение веществ под действием воды, в результате которого происходит изменение рН-среды.

Гидролиз солей

Гидролиз	Соль	Среда раствора	Химические реакции
Не гидролизуется	Образована сильной кислотой и сильным основанием	Нейтральная	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$
По аниону	Образована слабой кислотой и сильным основанием	Кислая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
По катиону	Образована сильной кислотой и слабым основанием	Щелочная	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$
По катиону и аниону	Образована слабой кислотой и слабым основанием	Зависит от силы кислоты и основания	$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Гидролиз бинарных соединений

Описание процесса	Химические реакции
Сульфиды	
Сульфиды Me^{+3} необратимо гидролизуются до $Me(OH)_3$ и H_2S	$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и H_2S	$Al_2S_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2S$
Карбиды	
Гидролиз карбидов металлов приводит к образованию гидроксида металла и соответствующего углеводорода (метана или ацетилена)	$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$ $Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$
Галогениды	
При гидролизе галогенидов фосфора и кремния образуются галогеноводороды	$SiCl_4 + 3H_2O \rightarrow H_2SiO_3 + 4HCl$ $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$
При щелочном гидролизе галогенидов фосфора и кремния образуются соли	$SiCl_4 + 6KOH \rightarrow K_2SiO_3 + 4KCl + 3H_2O$ $PCl_5 + 8KOH \rightarrow K_3PO_4 + 5KCl + 4H_2O$
Фосфиды	
При гидролизе фосфидов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и фосфин PH_3	$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$
При кислотном гидролизе фосфидов металлов IA и IIA группы образуется соль металла и фосфин PH_3	$Sr_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3SrCl_2 + 2PH_3$

Нитриды	
При гидролизе нитридов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и аммиак	$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$
При кислотном гидролизе нитридов металлов образуются две соли — металла и аммония. Данная реакция является окислительно-восстановительной	$K_3N + 4HCl \rightarrow 3KCl + NH_4Cl$
Гидриды	
При гидролизе гидридов металлов IA и IIA группы образуется гидроксид металла и H_2	$NaN + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и водород	$NaN + HCl \rightarrow NaCl + H_2$
Силициды	
При гидролизе силицидов металлов IA и IIA группы образуется силан SiH_4	$Mg_2Si + 4H_2O \rightarrow 2Mg(OH)_2 + SiH_4$
В случае кислотного гидролиза образуется соль металла и силан	$Mg_2Si + 4HCl \rightarrow 2MgCl_2 + SiH_4$



Многие бинарные соединения способны разлагаться под действием воды. Такая реакция бинарных соединений с водой называется **необратимым гидролизом**. Необратимый гидролиз практически всегда протекает с сохранением степеней окисления всех элементов.