

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	5
ОБЩАЯ ХИМИЯ.....	6
Строение атома.....	6
Квантовые числа.....	7
Периодический закон Д. И. Менделеева.....	8
Типы химических связей.....	9
Кристаллические решётки.....	10
Электролитическая диссоциация.....	11
Гидролиз.....	13
Электролиз.....	18
Скорость химических реакций.....	20
Химическое равновесие.....	21
Классификация реакций.....	22
Каталитические реакции.....	24
Формулы для расчётных задач.....	27
Методы разделения и очистки веществ.....	29
Химическая посуда.....	31
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	35
Оксиды.....	35
Кислоты.....	39
Основания.....	44
Амфотерные оксиды и гидроксиды.....	47
Соли.....	51
Реакции ионного обмена.....	61
Водород.....	62
Элементы VII группы.....	68
Элементы VI группы.....	78
Элементы V группы и их соединения.....	87
Элементы IV группы и их соединения.....	96
Металлы.....	103
Типичные окислители.....	124
Типичные восстановители.....	128
Промышленное получение серной кислоты.....	132
Промышленное получение аммиака.....	133

Применение неорганических веществ.....	133
Тривиальные названия неорганических веществ.....	138
Цвета некоторых неорганических веществ.....	141
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	143
Алканы.....	143
Алкены.....	145
Алкадиены.....	147
Алкины.....	149
Циклоалканы.....	151
Арены.....	153
Спирты.....	157
Фенол.....	163
Альдегиды и кетоны.....	166
Карбоновые кислоты.....	170
Сложные эфиры.....	175
Химические свойства углеводов.....	177
Амины.....	180
Анилин.....	183
Аминокислоты.....	185
Именные реакции в органической химии.....	187
Качественные реакции на катионы.....	189
Качественные реакции на анионы.....	193
Качественные реакции на органические вещества.....	196
Применение органических веществ.....	206
Тривиальные названия органических веществ.....	211
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, основного и единого государственных экзаменов, 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	+1	0	-1
	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
Масса	1,00728	1,00867	0,000549
	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА



У каждого электрона есть свой набор четырёх квантовых чисел.

Квантовое число	Значение	Описание
Главное квантовое число, n	Любые целые значения, начиная с 1: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7...	Характеризует энергию электрона, степень удаления электрона от ядра, электронный уровень. Каждому значению главного квантового числа соответствует энергетический уровень
Орбитальное (побочное) квантовое число, l	Любые целые значения от 0 до $n - 1$	Характеризует форму электронной орбитали, подуровень: 0 — s -орбиталь (форма шара); 1 — p -орбиталь (форма «объёмной восьмёрки»); 2 — d -орбиталь (имеет сложную форму); 3 — f -орбиталь (имеет сложную форму)
Магнитное квантовое число, m_l	Любые целые числа от $-l$ до $+l$	Характеризует расположение электронной орбитали в пространстве. Число орбиталей в одном подуровне определяется по формуле $2l + 1$
Спиновое квантовое число, m_s	$-1/2, +1/2$	Характеризует магнитный момент электрона, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Обозначается $\downarrow (-1/2)$ или $\uparrow (+1/2)$

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
Основ́ные свойства оксидов / гидроксидов	Увеличиваются	Уменьшаются
Кислотные свойства водородных соединений	Увеличиваются	Увеличиваются
Основ́ные 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	<p>Образование общих электронных пар с помощью обменного или донорно-акцепторного (ДА) механизмов.</p> <p>1) Обменный механизм: $\text{H}\cdot + \cdot\text{Cl} \rightarrow \text{H-Cl};$ $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H-H}.$</p> <p>2) ДА-механизм:</p> $\text{H} : \text{N} : \text{H} + \text{H}^+ \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+$	<p>Кислоты, кислородсодержащие кислотные остатки.</p> <p>Органические соединения (связи C-H, C-O, C-N, C-Cl и др.).</p> <p>Бинарные соединения неметаллов</p>
Ковалентная неполярная	<p>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: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$</p>	<p>Простые вещества — неметаллы.</p> <p>Пероксиды (связь O-O).</p> <p>Органические соединения (связь C-C).</p> <p>Тиосульфаты (связь S-S)</p>
Ионная	<p>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»: $\text{Me}^0 \rightleftharpoons \text{Me}^{n+} + \text{ne}^-$</p>	<p>Соли, основания, большинство оксидов металлов, бинарные соединения (металл + неметалл)</p>
Металлическая		<p>Металлы</p>

КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

<p style="text-align: center;">Тип решётки. Характер сил взаимодействия между частицами</p>	<p style="text-align: center;">Характерные свойства веществ</p>	<p style="text-align: center;">Примеры веществ</p>
<p>Атомный тип Ковалентная связь</p>	<p>Высокая твёрдость, высокие температуры плавления, хрупкость, отсутствие растворимости в воде</p>	<p>Алмаз С, графит С, кремний Si, бор В, германий Ge, фосфор Р (красный, чёрный), B_2O_3, B_4C, BN, SiO_2 (кремнезём, кварц, речной песок), SiC (карборунд)</p>
<p>Молекулярный тип Слабые межмолекулярные взаимодействия (например, водородные связи)</p>	<p>Малая твёрдость, низкие температуры плавления, часто имеют запах</p>	<p>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</p>
<p>Ионный тип Ионная связь</p>	<p>Тугоплавкость, малая летучесть, высокая твёрдость, возможна растворимость в воде и других полярных растворителях; растворы и расплавы проводят электрический ток</p>	<p>Большинство солей, щёлочи, большинство оксидов металлов, алкогалогениды, феноляты, соли аммония и соли аминов</p>
<p>Металлический тип Металлическая связь за счёт валентных электронов — «электронный газ»</p>	<p>Ковкость, пластичность, теплопроводность, электропроводность</p>	<p>Металлы</p>

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

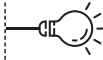


Электролитическая диссоциация — частичный или полный распад вещества в растворе или расплаве на положительно и отрицательно заряженные частицы — ионы.

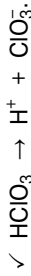
Отношение к электролитической диссоциации

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

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

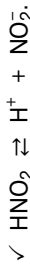
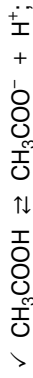


Диссоциация сильных электролитов протекает необратимо:



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	Химическая реакция
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	Химическая реакция
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	$SiCl_4 + 6KOH \rightarrow K_2SiO_3 + 4KCl + 3H_2O$ $PCl_5 + 8KOH \rightarrow K_3PO_4 + 5KCl + 4H_2O$
Фосфи́ды	
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.

Гидролиз органических соединений

Класс веществ	Продукт гидролиза	Химическая реакция
Алкоголяты / феноляты	Спирт / фенол + щёлочь	Необратима: $C_2H_5ONa + H_2O \rightarrow C_2H_5OH + NaOH$. Обратима: $C_6H_5ONa + H_2O \rightarrow C_6H_5OH + NaOH$
Соли карбоновых кислот	Кислота + щёлочь	Реакция наиболее характерна для высших кислот: $C_{17}H_{35}COONa + H_2O \rightarrow C_{17}H_{35}COOH + NaOH$
Производные карбоновых кислот	Сложные эфиры: кислота + спирт	$H_3C-C(=O)OCH_3 + H_2O \xrightleftharpoons{H^+} H_3C-C(=O)OH + H_3C-OH$
	Ангидриды: кислота	$H_3C-C(=O)-C(=O)-C(=O)-H_3C + H_2O \rightleftharpoons 2H_3C-C(=O)OH$
Жиры	Глицерин + высшие карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_2-O-C-C_{17}H_{35} \\ \\ O \\ \\ CH-O-C-C_{17}H_{35} \\ \\ O \\ \\ CH_2-O-C-C_{17}H_{35} \end{array} + 3NaOH \rightarrow \begin{array}{c} CH_2-OH \\ \\ CH-OH \\ \\ CH_2-OH \end{array} + 3C_{17}H_{35}COONa$
Олигосахариды / полисахариды	Моносахариды	$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$