



# ЕГЭ

# Химия

## Неорганическая химия

★ Интенсивный курс ★

**Готовься  
к экзаменам  
с Умскул**

Богдан Чагин



Москва

УДК 373.5:546  
ББК 24.1я721  
Ч-12

**Чагин, Богдан.**

Ч-12 ЕГЭ. Химия. Неорганическая химия / Богдан Чагин. — Москва : Эксмо, 2026. — 192 с. — (Готовься к экзаменам с Умскул).

ISBN 978-5-04-229260-6

В справочнике от популярной онлайн-школы «Умскул» ты найдёшь всё, что необходимо для успешной сдачи ЕГЭ по химии!

Книга разложит по полочкам все темы школьного курса неорганической и общей химии за 8–11 классы: ты сможешь запросто повторить уже изученный материал и получить новые знания. Только действительно нужная для экзамена информация по разделам «Атомно-молекулярное учение», «Строение вещества», «Химические реакции и явления», «Электролиз», «Химические свойства основных классов веществ», «Химия неметаллов» и «Химия металлов» преподносится наглядно и понятно, а также сопровождается примерами химических реакций и комментариями. Вместе с теорией приводятся тренировочные задания с ответами и пояснениями.

Также пособие будет полезно учителям и репетиторам при планировании и проведении занятий.

УДК 373.5:546  
ББК 24.1я721

ISBN 978-5-04-229260-6

© Чагин Б., 2026  
© ЧУДО «Онлайн-школа подготовки к экзаменам «Умная школа», 2026  
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2026

# СОДЕРЖАНИЕ



От автора ..... 7

## I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

### Раздел 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ ... 8

#### Глава 1. Строение атома ... 9

Состав атома ..... 10

Характеристики атома ..... 10

#### Глава 2. Электронные конфигурации атомов ..... 11

Типы энергетических подуровней ..... 12

Связь между энергетическим уровнем и количеством энергетических подуровней на нём ..... 13

Правила заполнения электронных орбиталей ..... 14

Понятие о внешних и валентных электронах ..... 15

Электронные конфигурации ионов ..... 15

#### Глава 3. Возбуждённое состояние атома. Проскок электрона ..... 16

Возбуждённое состояние атома ..... 16

Проскок электрона ..... 18

*Практика* ..... 19

#### Глава 4. Закономерности изменения свойств элементов при движении

по Периодической таблице химических элементов ... 21

Основные закономерности ... 21

Основные понятия и закономерности изменения свойств при движении

по Периодической таблице химических элементов ..... 21

*Практика* ..... 23

### Раздел 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА ..... 25

#### Глава 1. Химическая связь ... 25

Ковалентная неполярная связь ..... 26

Ковалентная полярная связь ..... 26

Ионная связь ..... 28

Металлическая связь ..... 28

*Практика* ..... 29

#### Глава 2. Валентность ..... 31

#### Глава 3. Степень окисления ... 33

*Практика* ..... 35

#### Глава 4. Кристаллические решётки ..... 36

*Практика* ..... 38

### Раздел 3. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ ..... 40

#### Глава 1. Классификация неорганических соединений ... 40

Простые вещества ..... 41

Металлы ..... 41

Неметаллы ..... 42

Сложные вещества ..... 42

*Практика* ..... 48

#### Глава 2. Классификация химических реакций ..... 50

*Практика* ..... 55

<b>Глава 3. Скорость химической реакции</b> . . . . .	58
Природа реагирующих веществ . . . . .	58
Концентрация реагирующих веществ. Закон действующих масс . . . . .	59
Температура . . . . .	61
Катализатор и ингибитор . . . . .	61
Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ . . . . .	61
Давление . . . . .	62
<i>Практика</i> . . . . .	62
<b>Глава 4. Химическое равновесие</b> . . . . .	64
Изменение концентрации реагентов или продуктов . . . . .	65
Температура . . . . .	66
Давление . . . . .	67
Влияние катализатора/ингибитора . . . . .	67
<i>Практика</i> . . . . .	67
<b>Раздел 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ</b> . . . . .	71
<b>Глава 1. Теория электролитической диссоциации</b> . . . . .	71
Уравнения электролитической диссоциации . . . . .	73
<b>Глава 2. Реакции ионного обмена</b> . . . . .	74
<i>Практика</i> . . . . .	76
<b>Глава 3. Обратимый гидролиз солей</b> . . . . .	77
Смещение равновесия в реакциях обратимого гидролиза . . . . .	79

Факторы, влияющие на смещение химического равновесия в реакции обратимого гидролиза . . . . .	80
<i>Практика</i> . . . . .	81

<b>Глава 4. Необратимый гидролиз солей и бинарных соединений</b> . . . . .	84
--	----

<b>Глава 5. Совместный (двойной) гидролиз</b> . . . . .	85
<i>Практика</i> . . . . .	86

<b>Раздел 5. ОВР. ЭЛЕКТРОЛИЗ</b> . . . . .	88
--	----

<b>Глава 1. Основные понятия ОВР</b> . . . . .	88
<i>Практика</i> . . . . .	89

<b>Глава 2. Типичные окислители и восстановители</b> . . . . .	92
--	----

<b>Глава 3. Метод электронного баланса при уравнивании ОВР</b> . . . . .	96
<i>Практика</i> . . . . .	97

<b>Глава 4. Электролиз: определение продуктов реакции</b> . . . . .	98
Продукты электролиза раствора вещества . . . . .	98
Продукты электролиза расплава вещества . . . . .	99

<b>Глава 5. Составление уравнений реакции электролиза</b> . . . . .	100
<i>Практика</i> . . . . .	101

## II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

<b>Раздел 1. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ ВЕЩЕСТВ</b> . . . . .	104
---	-----

<b>Глава 1. Оксиды</b> . . . . .	104
Основные оксиды . . . . .	105

Кислотные оксиды . . . . .	105
Амфотерные оксиды . . . . .	106
Несолеобразующие оксиды . . . . .	107

<b>Глава 2. Основания</b> . . . . .	107
-------------------------------------	-----

<b>Глава 3. Кислоты</b> .....	108
<b>Глава 4. Амфотерные гидроксиды</b> .....	110
Химические свойства амфотерных гидроксидов .....	110
<b>Глава 5. Соли</b> .....	111
<i>Практика по химическим свойствам основных классов</i> .....	112
<b>Раздел 2. ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ</b> .....	114
<b>Глава 1. Водород</b> .....	114
Способы получения водорода .....	114
Химические свойства водорода .....	115
Применение водорода .....	115
<b>Глава 2. Галогены</b> .....	116
Способы получения галогенов .....	116
Галогеноводороды и их соли .....	118
Химические свойства галогеноводородов и их солей .....	119
<i>Практика по водороду и галогенам</i> .....	121
<b>Глава 3. Кислород</b> .....	123
Способы получения кислорода и озона .....	123
Химические свойства кислорода .....	124
Химические свойства озона .....	125
Применение озона и кислорода .....	125
<b>Глава 4. Сера</b> .....	126
Методы получения серы .....	127
Химические свойства серы .....	127
Применение серы .....	128
Сероводород и сульфиды .....	128
Сернистый газ и сульфиты .....	130

Серный ангидрид, серная кислота и сульфаты .....	130
<i>Практика по кислороду и сере</i> .....	131

<b>Глава 5. Азот</b> .....	133
Способы получения азота .....	134
Химические свойства азота .....	134
Применение азота и его соединений .....	134
Аммиак и соли аммония .....	135
Оксиды азота .....	136

<b>Глава 6. Фосфор</b> .....	138
Методы получения фосфора .....	139
Химические свойства фосфора .....	139
Применение фосфора и его соединений .....	140
Химические свойства фосфина и фосфидов .....	140
Химические свойства галогенидов и сульфидов фосфора .....	141
Кислоты фосфора .....	141
<i>Практика по азоту и фосфору</i> .....	143

<b>Глава 7. Углерод</b> .....	145
Получение углерода .....	147
Химические свойства углерода .....	147
Применение углерода и его соединений .....	148
Карбиды и их химические свойства .....	148
Угарный газ и его химические свойства .....	148
Углекислый газ и карбонаты и их химические свойства .....	149

<b>Глава 8. Кремний</b> .....	150
Химические свойства кремния .....	150
Применение кремния и его соединений .....	151

Оксид кремния(IV) и его химические свойства . . . . .	151
<i>Практика по углероду и кремнию</i> . . . . .	152

**Раздел 3. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ** . . . . . 155

**Глава 1. Щелочные металлы** . . . . . 155

Получение щелочных металлов . . . . .	155
Химические свойства щелочных металлов . . . . .	156
Применение щелочных металлов . . . . .	156

**Глава 2. Щелочноземельные металлы и магний** . . . . . 157

Получение щелочноземельных металлов и магния . . . . .	157
Химические свойства щелочноземельных металлов и магния . . . . .	158
Применение магния и щелочноземельных металлов . . . . .	158
<i>Практика по щелочным и щелочноземельным металлам</i> . . . . .	159

**Глава 3. Цинк и алюминий** . . . 161

Способы получения алюминия и цинка . . . . .	161
Химические свойства алюминия и цинка . . . . .	161
Применение алюминия, цинка и их соединений . . . . .	162
Химические свойства соединений алюминия и цинка . . . . .	163

**Глава 4. Марганец** . . . . . 164

Способы получения марганца . . . . .	164
--------------------------------------	-----

Химические свойства марганца . . . . .	165
Применение марганца и его соединений . . . . .	165
Химические свойства соединений марганца . . . . .	165
<i>Практика по цинку, алюминию и марганцу</i> . . . . .	166

**Глава 5. Железо и хром** . . 168

Способы получения железа и хрома . . . . .	169
Химические свойства железа и хрома . . . . .	169
Применение железа, хрома и их соединений . . . . .	170
Химические свойства соединений железа и хрома в промежуточных степенях окисления . . . . .	170
Химические свойства соединений хрома и железа в высшей степени окисления . . . . .	171

**Глава 6. Медь и серебро** . . 172

Способы получения меди и серебра . . . . .	173
Химические свойства серебра и меди . . . . .	173
Применение меди, серебра и их соединений . . . . .	174
Химические свойства соединений меди и серебра . . . . .	174
<i>Практика по железу, хрому, серебру и меди</i> . . . . .	175

**Ответы** . . . . . 178

I. Общая химия . . . . .	178
II. Неорганическая химия . . . . .	184

## ОТ АВТОРОВ

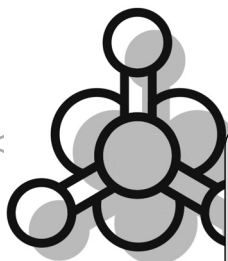


Данное пособие по химии представляет собой результат многолетней работы по совершенствованию материалов для наших онлайн-курсов, посвящённых подготовке к ЕГЭ по химии. Благодаря представленной теории более 20 000 учеников не только успешно освоили программу 10–11 классов, но и сдали ЕГЭ на высокие баллы.

Сборник содержит всё необходимое для полного изучения общей и неорганической химии. Изложенный материал соответствует требованиям «Кодификатора проверяемых требований к результатам освоения основной образовательной программы среднего общего образования и элементов содержания для проведения единого государственного экзамена по химии». В каждой главе учебная информация представлена с учётом принципов систематизации и наложения новой теории на уже изученные темы. После каждой главы приведены примеры экзаменационных заданий для закрепления изученного материала.

Пособие максимально нацелено на оказание ученику реальной помощи в подготовке к экзамену. Подойдёт для сопровождения учебного процесса с целью более полного и глубокого изучения тем, и для самостоятельной подготовки к ЕГЭ по химии, и для повторения ранее пройденного материала.

# I. ОБЩАЯ ХИМИЯ



Раздел

1

## АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

**Атомно-молекулярное учение** — одна из фундаментальных теорий в химии, которая объясняет структуру вещества и механизмы протекания всех химических реакций через представление о структуре материи на уровне атомов и молекул. Эта теория прошла огромный путь развития с древних времён и до современных научных концепций.

Идея о первичных неделимых частицах материи была впервые сформулирована ещё в античные времена. В V веке до н. э. философ Демокрит и его учитель Левкипп предположили, что все вещества состоят из мельчайших неделимых частиц — «атомов» (от греч. *ἄτομος* — «неделимый»). Однако их идеи оставались гипотезами без экспериментального подтверждения.

В Средние века и эпоху Возрождения идеи об атомах практически исчезли, уступая место алхимическим представлениям и метафизическим концепциям. Но в XVI—XVII веках началось возрождение интереса к научным исследованиям и возникли первые попытки научного обоснования природы вещества.

Так, Рене Декарт предложил идею о веществе, состоящем из мельчайших частиц, однако его концепции были скорее философскими, чем экспериментальными. Роберт Бойль провёл ряд экспериментов, в которых подтвердил существование атомов, рассматривая их как неделимые частицы, формирующие основу вещества.

Английский химик Джон Дальтон считается основателем современной атомной теории. В 1803 году он разработал учение о первом систематизированном атомистическом материализме, создав закон Дальтона — закон постоянства состава веществ. Он ввёл понятие «атом», установил атомные массы некоторых элементов и предложил модель атома как неделимой частицы, из которой состоят все вещества.

XIX век стал настоящим прорывом в развитии молекулярной теории. Большой коллектив учёных экспериментально подтвердил существование молекул, а также указал на их роль в химии. В 1869 году Дмитрий Иванович Менделеев сформулировал периодический закон, основываясь на атомных массах элементов, что подтвердило концепцию существования атомов как основы материи.

В начале XX века развитие квантовой механики и ядерной физики привело к пониманию внутренней структуры атома: наличие ядра, электронных облаков, нуклонов и т. д.; в 1897 году был открыт электрон, в 1918 году — протон, в 1932 году — нейтрон.

Современные модели атома и молекулы основаны на квантовых принципах, энергетических уровнях и их взаимодействиях.

## **Глава 1. Строение атома**

Как было отмечено ранее, термин «атом» произошёл от греческого слова *ἄτομος* — «неделимый». Однако современная наука установила, что атом — это сложная система, состоящая из ещё более маленьких частиц.

## Состав атома

Атом состоит из атомного ядра и электронной оболочки.

Ядро расположено в центре атома и содержит в своём составе *протоны* и *нейтроны*. Электронная оболочка состоит из *электронов*.

Протоны ( $p^+$ ) обладают положительным зарядом (+1). Количество протонов в ядре определяет заряд ядра и порядковый номер элемента ( $Z$ ) в периодической таблице Д. И. Менделеева. Заряд ядра является важнейшей характеристикой химического элемента, определяющей химическую природу атома.

Нейтроны ( $n^0$ ) не имеют заряда, то есть эти частицы являются электронейтральными.

Электроны ( $e^-$ ) обладают отрицательным зарядом (-1). Они находятся в постоянном движении вокруг ядра, формируя электронные облака. Количество электронов в атоме равно количеству протонов, то есть атом является электронейтральным.

Таким образом, атом — это наименьшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него.

## Характеристики атома

Атомный номер (или зарядовое число атома)  $Z$  определяется количеством протонов в ядре атома.

Массовое число  $A$  определяется как сумма протонов и нейтронов в ядре атома. Масса электрона пренебрежительно мала по отношению к массам протонов и нейтронов, поэтому считается, что масса электрона не вносит вклада в массу атома.

$$A = p^+ + n^0$$

### Абсолютные и относительные значения масс и зарядов элементарных частиц

Частица	Масса, г	Массовое число	Заряд, Кл	Относительный заряд
Протон ( $p^+$ )	$1,67 \times 10^{-23}$	1	$+1,6 \times 10^{-19}$	+1
Нейтрон ( $n^0$ )	$1,67 \times 10^{-23}$	1	0	0
Электрон ( $e^-$ )	$9,11 \times 10^{-28}$	0	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1

Атомы одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое количество протонов, но разное количество нейтронов в атомном ядре, называются *изотопами*. Изотопы обладают одинаковыми химическими свойствами, но могут отличаться по своим физическим свойствам. Примерами изотопов являются изотопы водорода: протий ( $^1\text{H}$ ), дейтерий ( $^2\text{H}$ ) и тритий ( $^3\text{H}$ ).

## Глава 2. Электронные конфигурации атомов

Электроны в атоме не движутся хаотично, а занимают определённые энергетические уровни и подуровни.

**Энергетический уровень ( $n$ )** — это область пространства вокруг ядра, в которой электроны обладают близкой энергией. Энергетические уровни нумеруются целыми числами, начиная с 1 ( $n = 1, 2, 3\dots$ ), и численно совпадают с периодом в Периодической таблице химических элементов, в котором находится элемент. Чем больше  $n$ , тем дальше от ядра расположен уровень и тем больше энергия электронов на этом уровне. Энергетический уровень часто называют электронным слоем или электронной оболочкой. При этом важно отметить, что у атома не может быть «лишних» энергетических уровней. Если элемент находится в третьем периоде, то у него есть только три энергетических уровня.

**Энергетический подуровень ( $l$ )** — это более узкая область энергетического состояния электронов внутри энергетического уровня атома, отличающаяся по форме. Каждый энергетический уровень состоит из одного или нескольких подуровней. Общее количество подуровней на данном энергетическом уровне равно номеру этого уровня  $l$ .

**Атомная орбиталь ( $m$ )** — это область пространства вокруг ядра, где наиболее вероятно нахождение электрона (вероятность нахождения электрона в данной области превышает 90 %).

**Спин электрона ( $s$ )** — квантовое свойство электрона, которое можно представить как вращение электрона вокруг своей оси. Спин может принимать два значения:  $+1/2$  (обозначается стрелкой вверх) и  $-1/2$  (обозначается стрелкой вниз).



### Принцип запрета Паули

*На одной атомной орбитали не может находиться два и более электрона с одинаковым спином.*

Из принципа Паули следует, что на каждой орбитали могут одновременно находиться только два электрона, причём их спины должны быть направлены в разные стороны.

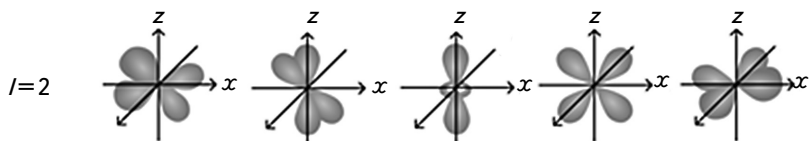
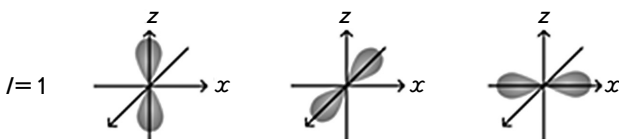
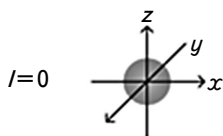
## Типы энергетических подуровней

Существуют четыре основных типа энергетических подуровней, обозначаемых разными буквами:

- ✓ **s-подуровень ( $l = 0$ )**: состоит из одной атомной орбитали, которая имеет сферическую форму. Максимальное количество электронов на s-подуровне равно 2 (1 орбиталь  $\times$  2 электрона/орбиталь).
- ✓ **p-подуровень ( $l = 1$ )**: состоит из трёх атомных орбиталей, которые по своей форме напоминают гантели (или объёмные восьмёрки), ориентированные вдоль трёх взаимно перпендикулярных осей ( $p_x, p_y, p_z$ ). Максимальное

количество электронов на  $p$ -подуровне равно 6 (3 орбитали  $\times$  2 электрона/орбиталь).

- ✓  **$d$ -подуровень ( $l = 2$ ):** состоит из пяти атомных орбиталей. Форма этих орбиталей более сложная. Максимальное количество электронов на  $d$ -подуровне равно 10 (5 орбиталей  $\times$  2 электрона/орбиталь).
- ✓  **$f$ -подуровень ( $l = 3$ ):** состоит из семи атомных орбиталей, форма которых ещё более сложная. Максимальное количество электронов на  $f$ -подуровне равно 14 (7 орбиталей  $\times$  2 электрона/орбиталь).



### Связь между энергетическим уровнем и количеством энергетических подуровней на нём

- ✓  $n = 1$ : только один энергетический подуровень —  $1s$ .
- ✓  $n = 2$ : два энергетических подуровня —  $2s$  и  $2p$ .
- ✓  $n = 3$ : три энергетических подуровня —  $3s$ ,  $3p$  и  $3d$ .
- ✓  $n = 4$ : четыре энергетических подуровня —  $4s$ ,  $4p$ ,  $4d$  и  $4f$ .
- ✓ И так далее...

## Правила заполнения электронных орбиталей

Внутри одного и того же энергетического уровня энергия подуровней возрастает в следующем порядке:  $s < p < d < f$ . Однако в атомах с большим числом электронов порядок заполнения подуровней может быть нарушен из-за взаимодействия электронов.



### Правило Клечковского

**(принцип наименьшей энергии, правило  $n + l$ )**

*Электроны заполняют атомные орбитали в порядке возрастания суммы  $n + l$ . Если для двух орбиталей сумма  $n + l$  одинаковая, то сначала заполняется орбиталь с меньшим значением  $n$ .*

Правило Клечковского позволяет предсказать порядок заполнения электронами атомных орбиталей:  $1s < 2s < 2p < 3s < < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < < 7s < 5f < 6d < 7p...$



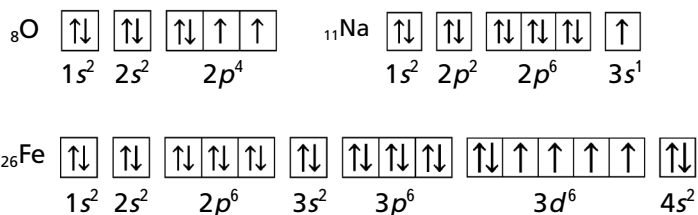
### Правило Хунда

*В пределах одного подуровня электроны сначала заполняют каждую орбиталь по одному, образуя максимально возможное число неспаренных электронов (с параллельными спинами), и только затем начинают образовывать электронные пары.*

Электронная конфигурация атома показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Например:

- ✓ кислород (O,  $Z = 8$ ):  $1s^2 2s^2 2p^4$ ;
- ✓ натрий (Na,  $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;
- ✓ железо (Fe,  $Z = 26$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  (или [Ar]  $4s^2 3d^6$ , где [Ar] — электронная конфигурация инертного газа аргона).

Электронно-графическая формула является графическим представлением электронной конфигурации атома с использованием квадратиков (орбиталей) и стрелок (электронов). Для рассмотренных выше элементов электронно-графические формулы выглядят так:



## Понятие о внешних и валентных электронах

Внешние электроны — это электроны со всех подуровней внешнего энергетического уровня.

Валентные электроны — электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне (а также электроны предвнешнего  $d$ -подуровня у переходных металлов) и способные принимать участие в образовании химических связей. Именно конфигурация валентных электронов определяет химические свойства элемента.

## Электронные конфигурации ионов

Ион — положительно или отрицательно заряженная частица, получаемая отрывом или присоединением электронов. Наиболее стабильны ионы с электронной конфигурацией ближайшего благородного газа (элемента VIIIA-группы).

Если атом отдаёт один или несколько электронов, он приобретает положительный заряд и превращается в катион. Если же электроны соединяются с атомом, то образуется отрицательно заряженный анион.

В качестве примера рассмотрим электронные конфигурации катиона натрия ( $\text{Na}^+$ ) и аниона хлора ( $\text{Cl}^-$ ).