

Д. А. Соловков

ХИМИЯ



ПРАКТИЧЕСКАЯ
ПОДГОТОВКА



Москва

УДК 373.5:54
ББК 24я721
С60

В коллаже на обложке и титуле использованы иллюстрации:
nadiia_oborska, Lidok_L, Gorbash Varvara, Bayu Prahara, solomon7 / Shutterstock.com

Во внутреннем оформлении использованы иллюстрации:
Anshuman Rath, DKN0049, Dream01, Edgieus, firatturgut, Inkoly, Jaya Bharathi A,
N.Vinoh Narasingam, petrroudney43, Ph-HY, SakurraSansanorth, VectorMine, zizou7,
Nandalal Sarkar, Peter Hermes Furian, Amalakanti Satya Sarada, artemide, Dream01, Likkii,
magnetix, Nandalal Sarkar, SANDIP NEOGI / Shutterstock.com

Используется по лицензии от Shutterstock.com

Соловков, Дмитрий Андреевич.
С60 Химия / Д. А. Соловков. — Москва : Эксмо, 2026. — 560 с. — (ЕГЭ.
Практическая подготовка).

ISBN 978-5-04-199645-1

Справочник содержит теоретические сведения по основным темам школьного курса химии за 8–11-й классы, а также тренировочные задания с ответами. Пособие позволит школьникам шаг за шагом самостоятельно готовиться к ЕГЭ, подробно прорабатывая конкретные элементы содержания, проверяемые в рамках государственной аттестации.

Автор, основываясь на многолетнем опыте преподавания и подготовки учащихся к ОГЭ и ЕГЭ, систематизировал обширную теорию по всем разделам, изложив ее доступным языком.

Книга поможет подготовиться к решению любого варианта ЕГЭ по химии, потому что содержит все типы заданий, которые могут встретиться ученику на экзамене.

Пособие предназначено для подготовки учащихся к ЕГЭ по химии, будет также полезно учителям и репетиторам.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-199645-1

© Соловков Д. А., 2026
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2026

СОДЕРЖАНИЕ

<i>Введение</i>	7
Раздел 1. Общая химия	8
Основные понятия химии	8
Массы атомов и молекул	9
Количество вещества	9
Основные законы химии	10
Атом	11
Модели строения атома	11
Строение атома	12
Электронная оболочка атома	13
Электронная формула	15
<i>Тематический контроль</i>	18
Периодический закон и Периодическая система элементов	21
Периодический закон	21
Строение Периодической системы	22
Радиус атома	23
Электроотрицательность	24
Металлы и неметаллы в Периодической системе	25
Основные и кислотные свойства	26
Валентность и степень окисления	26
<i>Тематический контроль</i>	28
Химическая связь	37
Ковалентная связь	38
Ионная связь	40
Металлическая связь	41
Водородная связь	41
Кристаллические решетки	43
<i>Тематический контроль</i>	44
Классификация неорганических веществ	51
Оксиды	52
<i>Тематический контроль</i>	55
Гидроксиды	59
<i>Тематический контроль</i>	62
Кислоты	65
<i>Тематический контроль</i>	67
Соли	71
<i>Тематический контроль</i>	77
<i>Итоговый контроль по теме</i> «Классификация неорганических веществ»	81

Классификация химических реакций	86
<i>Тематический контроль</i>	91
Основы химической кинетики	98
Скорость химических реакций	98
<i>Тематический контроль</i>	100
Термохимические уравнения	105
<i>Тематический контроль</i>	107
Химическое равновесие	109
<i>Тематический контроль</i>	111
Растворы	119
Теория электролитической диссоциации	121
Реакции ионного обмена	123
<i>Тематический контроль</i>	125
Гидролиз	130
Гидролиз солей	131
Взаимный гидролиз двух солей	132
Гидролиз бинарных соединений металлов	132
Гидролиз бинарных соединений неметаллов	133
<i>Тематический контроль</i>	133
Окислительно-восстановительные процессы	139
<i>Тематический контроль</i>	142
Электролиз	148
Электролиз расплавов	149
Электролиз растворов	150
<i>Тематический контроль</i>	152
Раздел 2. Химия элементов	157
Металлы: общая характеристика	157
Элементы IA-группы (щелочные металлы)	158
Элементы IIA-группы (щелочноземельные металлы)	162
Элементы IIIA-группы (алюминий)	166
<i>Тематический контроль</i>	168
Некоторые металлы побочных подгрупп	173
Медь	173
Цинк	176
Хром	178
Железо	182
<i>Тематический контроль</i>	187
Неметаллы: общая характеристика	192
Водород	192
Вода	194
Элементы IVA-группы	196
Углерод	196
Кремний	200
<i>Тематический контроль</i>	204
Элементы VA-группы	209

Азот	209
Фосфор	217
<i>Тематический контроль</i>	221
Элементы VIA-группы	226
Кислород	226
Сера	229
<i>Тематический контроль</i>	237
Элементы VIIA-группы (галогены)	242
<i>Тематический контроль</i>	249
Качественные реакции на неорганические вещества	254
<i>Тематический контроль</i>	256
Раздел 3. Органическая химия	262
Введение в органическую химию	262
Гибридизация в органических молекулах	262
Изомерия	265
Структурная изомерия	265
Пространственная изомерия	265
Классификация органических веществ	266
Номенклатура органических веществ	268
Гомологический ряд	270
Типы атомов углерода в органических молекулах	270
Типы реакций в органической химии	271
<i>Тематический контроль</i>	272
Углеводороды	277
Алканы (парафины)	277
Изомерия	278
Циклоалканы	281
<i>Тематический контроль</i>	284
Алкены	288
Алкадиены (диены)	293
<i>Тематический контроль</i>	297
Алкины	301
Ароматические углеводороды ряда бензола	305
Винилбензол (стирол)	311
<i>Тематический контроль</i>	313
<i>Итоговый контроль по теме «Углеводороды»</i>	318
Спирты	324
Предельные одноатомные спирты	324
Предельные многоатомные спирты	329
Фенолы	331
Ароматические спирты	334
<i>Тематический контроль</i>	336
Карбонильные соединения	340
<i>Тематический контроль</i>	345

Карбоновые кислоты	348
Предельные одноосновные карбоновые кислоты	348
Многоосновные карбоновые кислоты	354
Непредельные карбоновые кислоты	355
Ароматические карбоновые кислоты	357
Сложные эфиры	359
<i>Тематический контроль</i>	362
Жиры	366
Углеводы	367
Моносахариды	368
Дисахариды	371
Полисахариды	372
<i>Тематический контроль</i>	372
Амины	375
Предельные нециклические амины	375
Анилин	378
Аминокислоты	380
Белки	384
Нуклеотиды и нуклеиновые кислоты	385
<i>Тематический контроль</i>	387
Полимеры	390
Полимеризация	391
Поликонденсация	392
<i>Тематический контроль</i>	393
Качественные реакции на органические вещества	396
<i>Тематический контроль</i>	398
Раздел 4. Работа с заданиями второй части	402
Система оценивания заданий части 2	402
Задание 29	402
<i>Тренинг</i>	407
Задание 30	408
<i>Тренинг</i>	410
Задание 31	412
<i>Тренинг</i>	415
Задание 32	417
<i>Тренинг</i>	420
Задание 33	421
<i>Тренинг</i>	431
Задание 34	434
<i>Тренинг</i>	469
Ответы	474
Приложения	503

ВВЕДЕНИЕ

Единый государственный экзамен по химии состоит из двух частей. Часть 1 включает различные задания с множественным выбором ответов, с установлением соответствия, а также решение нескольких расчетных задач.

Часть 2 представлена заданиями со свободным ответом и состоит из шести номеров: одно задание на окислительно-восстановительные процессы, одно — на реакции ионного обмена, два номера на взаимосвязь неорганических и органических веществ и две задачи (одна по органической химии, вторая — по неорганической).

Эта книга поможет вам подготовиться к решению любого варианта ЕГЭ, так как она включает все необходимые теоретические материалы, а также вопросы и задания ЕГЭ как базового, так и повышенного уровней сложности. В это издание включены все типы заданий, которые могут встретиться ученику на экзамене.

Книга состоит из четырех разделов. Разделы 1–3 включают в себя теоретические материалы по химии: раздел 1 — по общей химии, раздел 2 — по химии элементов, раздел 3 — по органической химии. В каждом разделе выделены основные темы из ЕГЭ, к которым приводится необходимая теория. После изложения теоретических материалов даются задания для самостоятельного решения, ответы к которым можно посмотреть в конце книги.

Раздел 4 посвящен подготовке ко второй части экзамена и включает в себя задания линий 29–34. В нем рассматриваются решения наиболее типичных примеров с подробным объяснением к каждому заданию. После таких примеров приводятся задачи для самостоятельного решения (также по заданиям). В конце книги расположено приложение с необходимыми справочными материалами (Периодическая таблица элементов им. Д. И. Менделеева, таблица растворимости, список тривиальных названий веществ, встречающихся на экзамене, и т. д.).

РАЗДЕЛ 1

ОБЩАЯ ХИМИЯ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия — это наука о строении и свойствах веществ и их превращениях. Она развивалась одновременно с развитием человеческой цивилизации. На первых этапах развитию химии способствовали различные ремесла — металлургия, кожевенное и красильное производство и т. д. В Средние века к ним добавились алхимические исследования, которые тем не менее способствовали многим химическим открытиям. Начиная с эпохи Возрождения происходит бурное развитие химии как дисциплины и ее постепенное становление на научную основу.

Следующий этап развития химии связан с работами Антуана Лавуазье, который опубликовал в конце XVIII века учебник «Элементарный курс химии», легший в основу этой дисциплины. Дальнейшее развитие химии происходит очень быстро и продолжается в настоящее время.

Вещества — это то, из чего состоят предметы (физические тела) окружающего мира. Каждое вещество обладает определенными свойствами. Все вещества делятся на простые и сложные.

Простое вещество — вещество, состоящее только из атомов одного элемента (например, P_4 , O_2 , S_8). Способность химического элемента образовывать несколько простых веществ разного состава (кислород O_2 , озон O_3) или с разной кристаллической решеткой (красный и белый фосфор, алмаз, графит и фуллерен у углерода) — аллотропия. Сложное вещество состоит из атомов двух и более элементов (HCl , P_2S_3 , CuO).

Вещества состоят из атомов, которые могут взаимодействовать друг с другом с образованием молекул. Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Они бывают одноатомные (He , Na , Fe и т. д.), двухатомные (F_2 , N_2) и многоатомные (H_3PO_4). Состав и строение молекулы определяет ее свойства.

Существуют вещества молекулярного (состоят из молекул) и немолекулярного (образованы ионами или атомами) строения. К первым относятся CO_2 , H_2O и т. д., ко вторым — $NaCl$, SiO_2 и т. д.

При физических явлениях состав молекул не изменяется (может меняться форма, агрегатное состояние и т. д.), а при химических — исходные молекулы превращаются в другие вещества. Атомы при этом не изменяются.

Массы атомов и молекул

Все атомы и молекулы имеют определенную массу. Их абсолютные массы (в граммах) очень малы: например, масса одного атома кислорода равна $2,67 \cdot 10^{-23}$ г. Поэтому для удобства применяются относительные атомные и молекулярные массы.

Они рассчитываются с помощью а. е. м. (атомная единица массы), которая равна $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . В абсолютном значении $1 \text{ а. е. м.} = 1,67 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса (A_r) — безразмерная величина, равная отношению массы атома элемента к 1 а. е. м. :

$$A_r = \frac{m(\text{атома})}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Определим по этой формуле относительную атомную массу кислорода:

$$A_r(\text{O}) = 2,67 \cdot 10^{-23} \text{ г} / 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 15,99 = 16$$

Относительная молекулярная масса (M_r) — безразмерная величина, равная отношению массы молекулы вещества к 1 а. е. м. :

$$M_r = \frac{m(\text{молекулы})}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Также M_r можно рассчитать как сумму A_r всех атомов, входящих в состав данной молекулы. В качестве примера определим M_r фосфата кальция. Его формула — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

$$M_r = 3 \cdot A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{P}) + 8 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 40 + 2 \cdot 31 + 8 \cdot 16 = 310$$

Количество вещества

Количество вещества — это физическая величина, указывающая на количество однотипных структурных единиц (атомов, молекул, ионов и т. д.), содержащихся в веществе.

Единица количества вещества — моль. Также используется ммоль — миллимоль (равна $0,001$ моль) и кмоль — киломоль (равна 1000 моль). Моль — это количество вещества, которое содержит столько же частиц, сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа ^{12}C .

Число атомов (N) углерода в 12 г равно $6,02 \cdot 10^{23}$, поэтому 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц. Это число называется постоянной Авогадро (N_A).

Молярная масса — это масса 1 моля вещества. Измеряется в мг/ммоль, г/моль, кг/кмоль. Численно она равна M_r вещества. Так, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ мг/ммоль, или 98 г/моль, или 98 кг/кмоль.

Для расчета количества вещества применяются следующие формулы:

$$v = \frac{m}{M}, \text{ где } m \text{ — масса вещества, } M \text{ — молярная масса;}$$

$$v = \frac{V}{V_m}, \text{ где } V \text{ — объем газа, } V_m \text{ — молярный объем (22,4 л/моль) при н. у.};$$

$$v = \frac{N}{N_A}, \text{ где } N \text{ — число частиц, } N_A \text{ — постоянная Авогадро (} 6 \cdot 10^{23} \text{ частиц/моль).}$$

Основные законы химии

1. Закон постоянства состава: независимо от способа получения любое химически чистое соединение имеет постоянный состав.

2. Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (рис. 1.1).

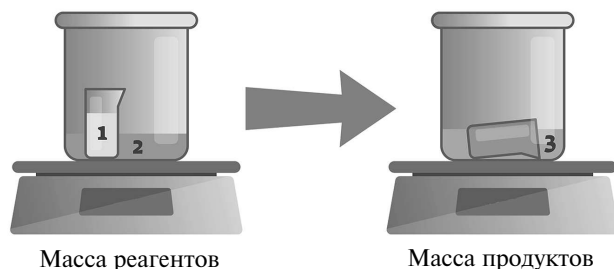
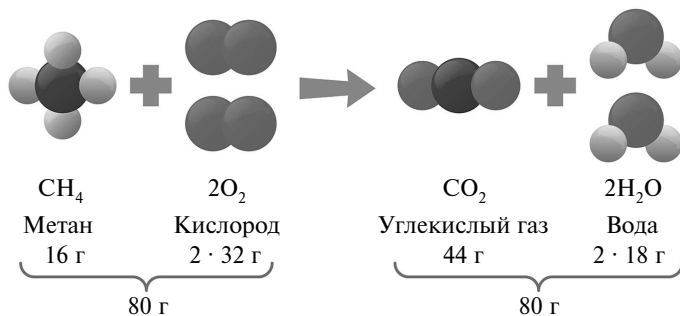


Рис. 1.1. Закон сохранения массы

3. Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях (температура T и давление P) содержится одинаковое число молекул. Поэтому 1 моль любого газа содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул (атомов для инертных газов). Также объем 1 моля любого газа при нормальных условиях ($P = 101,3$ кПа, $T = 273$ К) равен 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом (V_m).

4. Закон объемных отношений: объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу и к объемам образующихся газов как небольшие целые числа.

АТОМ

Модели строения атома

Одной из первых моделей строения атома является так называемый «пудинг Томпсона», предложенный в конце XIX века Дж. Томпсоном. Он предположил, что атом — это шар с положительным зарядом, внутри которого находятся электроны с отрицательным зарядом (рис. 1.2).

В 1913 году физик Нильс Бор¹ предложил свою модель строения атома, которая базировалась на планетарной модели Э. Резерфорда². Согласно этой модели, в центре атома находится положительно заряженное ядро, вокруг которого, как планеты по орбитам, вращаются электроны.

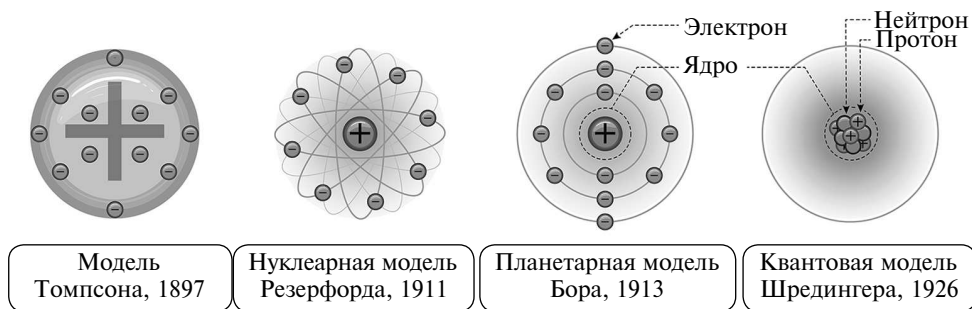


Рис. 1.2. Атомные модели

В 1926 году Э. Шредингер³ предложил квантово-механическую модель строения атома, которая с небольшими уточнениями используется и в на-

¹ Нобелевская премия по физике за изучение строения атома, 1922 г.

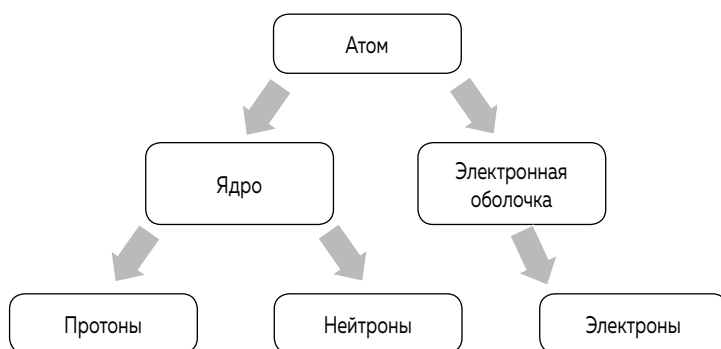
² Нобелевская премия по химии за исследования распада элементов и химии радиоактивных веществ, 1908 г.

³ Нобелевская премия по физике за работы по квантовой механике, 1933 г.

стоящее время. В центре атома находится ядро с протонами и нейтронами, а электроны вращаются вокруг него в виде электронных облаков на атомной орбитали (это область, где вероятность нахождения электрона наиболее высока).

Строение атома

Атом — мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица вещества. Он состоит из ядра (содержит протоны с положительным зарядом и нейтроны) и электронной оболочки из отрицательно заряженных электронов.



Заряд ядра атома равен номеру элемента в Периодической системе. Для атома выполняются следующие равенства:

1. Атом — электронейтральная частица, поэтому число протонов равно числу электронов:

$$N(e^-) = N(p^+) = Z, \text{ где } Z \text{ — порядковый номер элемента.}$$

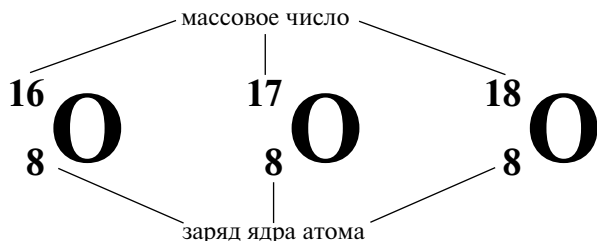
Если частица имеет положительный (содержит протонов больше, чем электронов) или отрицательный заряд (наоборот, в ней больше электронов), то мы имеем дело с ионом.

2. Сумма протонов и нейтронов составляет массовое число атома. Оно также указано в Периодической системе Д. И. Менделеева:

$$N(p^+) + N(n^0) = A, \text{ где } A \text{ — массовое число атома.}$$

Атомы с одинаковым зарядом ядра, но разным массовым числом, то есть разным числом нейтронов, называют изотопами. Например, изотопы углерода ^{12}C и ^{14}C отличаются по составу на два нейтрона: у ^{12}C — 6 нейтронов,

у ^{14}C — 8 нейтронов, но их химические свойства одинаковые, так как они имеют одинаковый заряд ядра и одинаковое число электронов. Большинство химических элементов имеет несколько изотопов. На рисунке представлены изотопы кислорода:



Электронная оболочка атома

Она состоит из электронных слоев (уровней). Число уровней у атома равно номеру периода, в котором находится данный химический элемент. Уровни состоят из подуровней, а подуровни — из орбиталей. В таблице 1.1 представлено распределение электронов по уровням.

Таблица 1.1

Распределение электронов по уровням и подуровням

Уровень	Подуровни	Максимальное число электронов на подуровнях	Максимальное число электронов на уровне
1	1s	2	2
2	2s 2p	2 6	8
3	3s 3p 3d	2 6 10	18
4	4s 4p 4d 4f	2 6 10 14	32

Число внешних электронов для элементов главных подгрупп равно номеру группы, в которой расположен этот химический элемент.

Электроны занимают орбитали, подуровни и уровни согласно нескольким принципам.

1. Принцип минимума энергии: в первую очередь электроны занимают те орбитали, энергия которых меньше ($1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s$).

2. Принцип запрета (Паули): на любой орбитали может находиться не более двух электронов, и лишь в том случае, если они имеют противоположные спины (рис. 1.3).

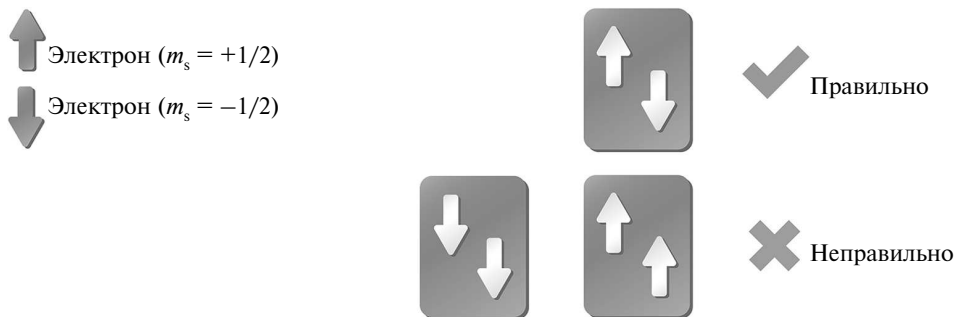


Рис. 1.3. Принцип запрета (Паули)

3. Правило Хунда: заселение орбиталей одного подуровня начинается оди-
ночными электронами с параллельными (одинаковыми по знаку) спинами
(рис. 1.4.).

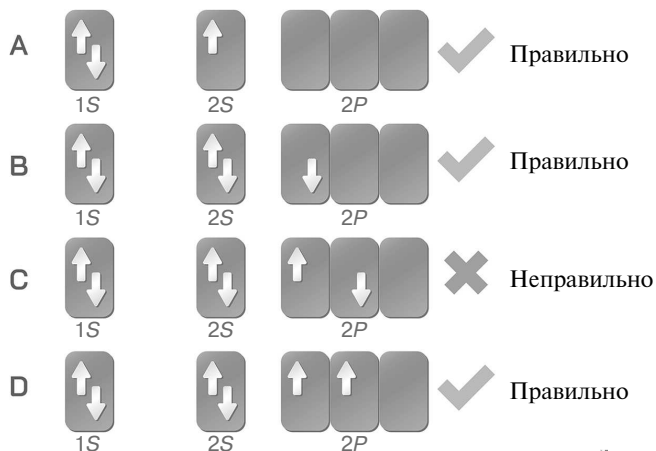


Рис. 1.4. Правило Хунда

Электронная формула

Распределение электронов по орбиталям атома — это его электронная формула. Если электроны занимают орбитали с наименьшей энергией, то такое состояние атома называют основным или невозбужденным.

Получая энергию, электроны могут переходить на более высокие уровни, и у атома возникает возбужденное состояние. Оно нестабильно, поэтому атом довольно быстро возвращается в основное состояние.

Рассмотрим строение атома кремния (главная подгруппа). Он находится в третьем периоде и IVA-группе, всего имеет 14 электронов, расположенных на трех энергетических уровнях. В основном состоянии его конфигурация представлена на рисунке 1.5.

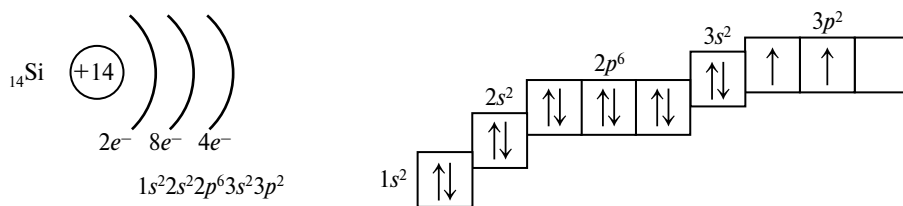


Рис. 1.5. Атом кремния в основном состоянии

В возбужденном состоянии у него происходит распаривание двух $3s$ -электронов — один из них переходит на $3p$ -подуровень. Его конфигурация становится как на рисунке 1.6.

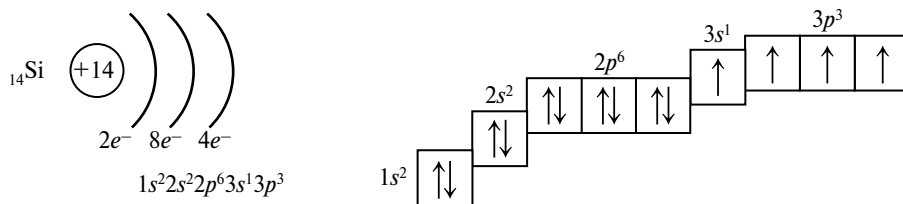


Рис. 1.6. Атом кремния в возбужденном состоянии

Теперь рассмотрим строение атома титана (побочная подгруппа). Он находится в четвертом периоде и IVA-группе, всего имеет 22 электрона, расположенных на четырех энергетических уровнях. В основном состоянии его конфигурация представлена на рисунке 1.7.