

УДК 373:54
ББК 24я721
М55

Мешкова, Ольга Васильевна.
М55 ЕГЭ. Химия. Универсальный справочник / О.В. Мешкова. – Москва : Эксмо, 2017. – 304 с. – (ЕГЭ. Универсальный справочник).
ISBN 978-5-04-089387-4

Справочник адресован учащимся старших классов для подготовки к ЕГЭ по химии.

Пособие содержит подробный теоретический материал по всем темам, проверяемым экзаменом. После каждого раздела даются примеры заданий ЕГЭ и тренировочный тест. Для итогового контроля знаний в конце справочника приводятся тренировочные варианты, соответствующие ЕГЭ по химии. Ко всем заданиям приводятся ответы.

Издание будет полезно учителям химии, родителям для эффективной подготовки учащихся к ЕГЭ.

УДК 373:54
ББК 24я721

СОДЕРЖАНИЕ

Раздел 1.

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.1. Современные представления о строении атома	8
1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов: <i>s</i> -, <i>p</i> - и <i>d</i> -элементы. Электронная конфигурация атома. Основное и возбужденное состояние атомов	8
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 1.1	20
1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	22
1.2.1. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам	22
1.2.2. Общая характеристика металлов главных подгрупп I–III групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения атомов	23
1.2.3. Характеристика переходных элементов — меди, цинка, хрома, железа — по их положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностям строения атомов	24
1.2.4. Общая характеристика неметаллов главных подгрупп IV–VII групп в связи с их положе- нием в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения атомов	25
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 1.2	28
1.3. Химическая связь и строение вещества	34
1.3.1. Ковалентная химическая связь, ее разновидности и механизмы образования. Характеристика ковалентной связи (полярность и энергия связи). Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь	34
1.3.2. Электроотрицательность, степень окисления и валентность химических элементов	38
1.3.3. Вещества молекулярного и немoleкулярного строения. Тип кристаллической решетки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения	40
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 1.3	42
1.4. Химическая реакция	48
1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии	48
1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения	55
1.4.3. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов	57
1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение равновесия под действием различных факторов	61
1.4.5. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Слабые и сильные электролиты	65
1.4.6. Реакции ионного обмена	68
1.4.7. Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная	70
1.4.8. Окислительно-восстановительные реакции. Коррозия металлов и способы защиты от нее	76

1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей)	83	2.3.1. Простые вещества — неметаллы	119
1.4.10. Ионный (правило В. В. Марковникова) и радикальный механизмы реакции в органической химии.	87	2.3.2. Общие химические свойства неметаллов	119
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 1.4	91	2.3.3. Химические свойства водорода	124
Раздел 2.		2.3.4. Химические свойства галогенов: хлор, бром, йод.	124
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ		2.3.5. Химические свойства кислорода	125
2.1. Классификация неорганических веществ. Химические свойства основных классов неорганических соединений	103	2.3.6. Химические свойства серы	126
2.1.1. Классификация неорганических веществ	103	2.3.7. Химические свойства азота	127
2.2. Характерные химические свойства простых веществ — металлов: щелочных, щелочно-земельных, алюминия; переходных металлов — меди, цинка, хрома, железа	104	2.3.8. Химические свойства фосфора	129
2.2.1. Простые вещества — металлы	104	2.3.9. Химические свойства углерода	130
2.2.2. Общие химические свойства металлов	107	2.3.10. Химические свойства кремния	132
2.2.3. Электрохимический ряд напряжений металлов	107	• Примеры заданий ЕГЭ по теме 2.3	133
2.2.4. Взаимодействие металлов с неметаллами	108	2.4. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	134
2.2.5. Взаимодействие металлов со сложными веществами	109	2.5. Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	135
2.2.6. Химические свойства щелочных металлов (Na, K)	111	2.5.1. Свойства щелочей — гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов.	135
2.2.7. Химические свойства щелочноземельных металлов (Ca, Mg)	112	2.5.2. Амфотерные гидроксиды	136
2.2.8. Химические свойства алюминия	113	2.5.3. Химические свойства амфотерных соединений	136
2.2.9. Химические свойства меди	115	• Примеры заданий ЕГЭ по темам 2.4–2.5	137
2.2.10. Химические свойства цинка	115	2.6. Химические свойства кислот	140
2.2.11. Химические свойства хрома	116	2.6.1. Классификация кислот	140
2.2.12. Химические свойства железа	116	2.6.2. Свойства кислот	140
• Примеры заданий ЕГЭ по темам 2.1–2.2	118	2.7. Химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных	142
2.3. Характерные химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния	119	2.7.1. Номенклатура солей	142
		2.7.2. Растворимость солей	143
		2.7.3. Классификация солей	143
		2.7.4. Свойства солей	144
		2.7.5. Комплексные соединения	144
		• Примеры заданий ЕГЭ по темам 2.6–2.7	146
		2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	149
		• Примеры заданий ЕГЭ по теме 2.8	151

Раздел 3.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3.1. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах	153
3.1.1. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова	153
3.1.2. Изомерия и гомология органических веществ	154
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.1	157
3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа	159
3.2.1. Типы связей в молекулах органических веществ	159
3.2.2. Явление sp^3 -, sp^2 - и sp -гибридизации атома углерода	159
3.2.3. Радикал. Функциональная группа	160
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.2	161
3.3. Классификация и номенклатура органических соединений	162
3.3.1. Классификация органических соединений	162
3.3.2. Номенклатура органических соединений	163
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.3	164
3.4. Характерные химические свойства углеводородов: алканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов	166
3.4.1. Алканы	166
3.4.2. Алкены	169
3.4.3. Алкадиены (диеновые углеводороды)	172
3.4.4. Алкины	174
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.4	177
3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола	179
3.5.1. Предельные одноатомные и многоатомные спирты	179
3.5.2. Фенол	183
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.5	187

3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров	188
3.6.1. Альдегиды и кетоны	188
3.6.2. Карбоновые кислоты	191
3.6.3. Сложные эфиры	197
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.6	198
3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот	200
3.7.1. Амины	200
3.7.2. Аминокислоты	202
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.7	204
3.8. Биологически важные вещества: жиры, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды), белки	205
3.8.1. Жиры	205
3.8.2. Углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)	206
3.8.3. Белки	210
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 3.8	213

Раздел 4.

МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

4.1. Экспериментальные основы химии	215
4.1.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование	215
4.1.2. Научные методы исследования химических веществ и превращений	217
4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы	219
4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	221
4.1.5. Качественные реакции на некоторые органические вещества	222
4.1.6. Основные способы получения углеводородов	223
4.1.7. Реакции, характеризующие основные способы получения кислородсодержащих соединений	224
• Примеры заданий ЕГЭ по теме 4.1	227

ХИМИЯ

Теоретический курс с примерами заданий ЕГЭ



Теоретические основы химии



Неорганическая химия



Органическая химия



Методы познания в химии.
Химия и жизнь



Справочный материал





1.1. Современные представления о строении атома

Любой химический элемент, как правило, может существовать в трех формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества. Рассмотрим первую форму — *свободные атомы*.

1.1.1. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов: *s*-, *p*- и *d*-элементы. Электронная конфигурация атома. Основное и возбужденное состояние атомов

Понятие *атом* возникло еще в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый».

Электроны

Ирландский физик Стони на основании опытов пришел к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. В 1891 г. Стони предложил эти частицы назвать *электронами*, что по-гречески означает «янтарь».

Через несколько лет после того, как электрон получил свое название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наименьший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (-1). Томсон даже сумел определить скорость движения электрона (она равна скорости света — 300 000 км/с) и массу электрона (она в 1836 раз меньше массы атома водорода).

Томсон и Перрен соединяли полюса источника тока с двумя металлическими пластинами — катодом и анодом, впаянными в стеклянную трубку, из которой был откачан воздух (рис. 1.1). При подаче на пластины-электроды напряжения около 10 тысяч вольт в трубке вспыхивал светящийся разряд, а от катода (отрицательного полюса) к аноду (положительному полюсу) летели частицы,

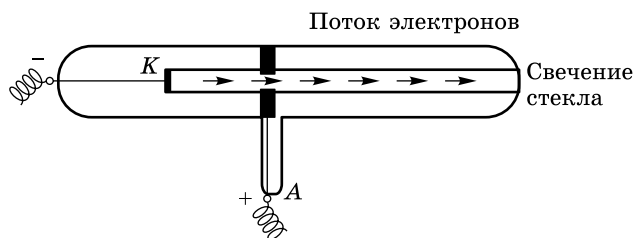


Рис. 1.1. Катодная трубка Томсона

которые ученые сначала назвали *катодными лучами*, а затем выяснили, что это был поток электронов. Электроны, ударяясь об особые вещества, нанесенные, например, на экран телевизора, вызывают свечение.

Был сделан вывод: электроны вырываются из атомов материала, из которого сделан катод.

Свободные электроны или поток их можно получить и другими способами, например, при накаливании металлической проволоки или при падении света на металлы, образованные элементами главной подгруппы I группы таблицы Менделеева (например, цезий).

Состояние электронов в атоме

Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об *энергии* определенного электрона в *пространстве*, в котором он находится. Мы уже знаем, что электрон в атоме не имеет траектории движения, т. е. можно говорить лишь о *вероятности* нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части этого пространства, окружающего ядро, и совокупность различных положений его рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Образно это можно представить себе так: если бы удалось через сотые или миллионные доли секунды сфотографировать положение электрона в атоме, как при фотофинише, то электрон на таких фотографиях был бы представлен в виде точки. При наложении бесчисленного множества таких фотографий получилась бы картина электронного облака с наибольшей плотностью там, где этих точек больше всего.

На рис. 1.2 показан «разрез» такой электронной плотности в атоме водорода, проходящей через ядро, а штриховой линией ограничена сфера, внутри которой вероятность обнаружения электрона составляет 90 %. Ближайший к ядру контур охватывает область пространства, в которой вероятность обнаружения электрона — 10 %, вероятность обнаружения электрона внутри второго от ядра контура составляет 20 %, внутри третьего — ≈ 30 % и т. д. В состоянии электрона есть некая неопределенность. Чтобы охарактеризовать это особое состояние, немецкий физик В. Гейзенберг ввел понятие о *принципе неопределенности*, т. е. показал, что невозможно определить одновременно и точно энергию и местоположение электрона. Чем точнее определена энергия электрона, тем неопределеннее его положение, и наоборот, определив положение, нельзя определить энергию электрона. Область вероятности обнаружения электрона не имеет четких границ. Однако можно выделить пространство, где вероятность нахождения электрона максимальна.

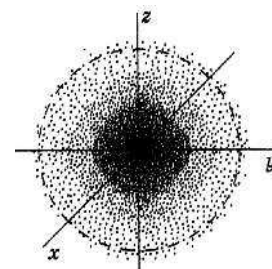


Рис. 1.2. Электронное облако атома водорода

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется орбиталью.

В нем заключено приблизительно 90 % электронного облака, и это означает, что около 90 % времени электрон находится в этой части пространства. По форме различают 4 известных ныне типа орбиталей, которые обозначаются латинскими буквами *s*, *p*, *d* и *f*. Графическое изображение некоторых форм электронных орбиталей представлено на рис. 1.3.

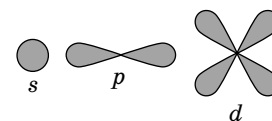


Рис. 1.3. Форма *s*-, *p*- и *d*-орбиталей

Важнейшей характеристикой движения электрона на определенной орбитали является энергия его связи с ядром. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый *электронный слой*, или *энергетический уровень*. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6 и 7.

Целое число *n*, обозначающее номер энергетического уровня, называют главным квантовым числом.

Оно характеризует энергию электронов, занимающих данный энергетический уровень. Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к ядру. По сравнению с электронами первого уровня электроны последующих уровней характеризуются большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.

Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода в системе Д. И. Менделеева, к которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода один энергетический уровень; второго периода — два; седьмого периода — семь.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N — максимальное число электронов; n — номер уровня, или главное квантовое число. Следовательно:

- на первом, ближайшем к ядру энергетическом уровне может находиться не более двух электронов;
- на втором — не более 8;
- на третьем — не более 18;
- на четвертом — не более 32.

А как, в свою очередь, устроены энергетические уровни (электронные слои)?

Начиная со второго энергетического уровня ($n = 2$), каждый из уровней подразделяется на подуровни (подслои), несколько отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром.

Число подуровней равно значению главного квантового числа: первый энергетический уровень имеет один подуровень; второй — два; третий — три; четвертый — четыре. Подуровни, в свою очередь, образованы орбиталями.

Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 . По данным, представленным в табл. 1.1, можно проследить связь главного квантового числа n с числом подуровней, типом и числом орбиталей и максимальным числом электронов на подуровне и уровне.

Таблица 1.1

Главное квантовое число, типы и число орбиталей, максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное n	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне, равное n^2	на подуровне	на уровне, равное $2n^2$
К ($n = 1$)	1	1s	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M ($n = 3$)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N ($n = 4$)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

Подуровни принято обозначать латинскими буквами, равно как и форму орбиталей, из которых они состоят: s , p , d , f . Так:

- s -подуровень — первый, ближайший к ядру атома подуровень каждого энергетического уровня, состоит из одной s -орбитали;
- p -подуровень — второй подуровень каждого, кроме первого, энергетического уровня, состоит из трех p -орбиталей;
- d -подуровень — третий подуровень каждого, начиная с третьего, энергетического уровня, состоит из пяти d -орбиталей;
- f -подуровень каждого, начиная с четвертого, энергетического уровня, состоит из семи f -орбиталей.

Ядро атома

Но не только электроны входят в состав атомов.

Физик Анри Беккерель обнаружил, что природный минерал, содержащий соль урана, тоже испускает неведомое излучение, засвечивая фотопленки, закрытые от света. Это явление было названо **радиоактивностью**.

Различают три вида радиоактивных лучей:

- 1) α -лучи, которые состоят из α -частиц, имеющих заряд в 2 раза больше заряда электрона, но с положительным знаком, и массу в 4 раза больше массы атома водорода;
- 2) β -лучи представляют собой поток электронов;
- 3) γ -лучи — электромагнитные волны с ничтожно малой массой, не несущие электрического заряда.

Следовательно, атом имеет сложное строение — состоит из положительно заряженного ядра и электронов.

Как же устроен атом?

В 1910 г. в Кембридже, близ Лондона, Эрнест Резерфорд со своими учениками и коллегами изучал рассеяние α -частиц, проходящих через тоненькую золотую фольгу и падающих на экран. Альфа-частицы обычно отклонялись от первоначального направления всего на один градус, подтверждая, казалось бы, равномерность и однородность свойств атомов золота. И вдруг исследователи заметили, что некоторые α -частицы резко меняли направление своего пути, будто наталкиваясь на какую-то преграду.

Разместив экран перед фольгой, Резерфорд сумел обнаружить даже те редчайшие случаи, когда α -частицы, отразившись от атомов золота, летели в противоположном направлении.

Расчеты показали, что наблюдаемые явления могли произойти, если бы вся масса атома и весь его положительный заряд были сосредоточены в крохотном центральном ядре. Радиус ядра, как выяснилось, в 100 000 раз меньше радиуса всего атома, той его области, в которой находятся электроны, имеющие отрицательный заряд. Если применить образное сравнение, то весь объем атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, расположенному в центре поля.

Атом любого химического элемента сравним с крохотной Солнечной системой. Поэтому такую модель атома, предложенную Резерфордом, называют **планетарной**.

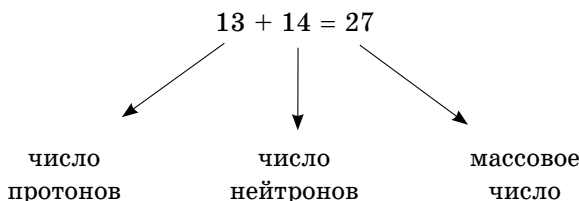
Протоны и нейтроны

Оказывается, и крошечное атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из частиц двух видов — протонов и нейтронов.

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+1), и массу, равную массе атома водорода (она принята в химии за единицу). Обозначаются протоны знаком ${}^1_1\text{p}$ (или p^+). **Нейтроны** не несут заряда, они нейтральны и имеют массу, равную массе протона, т. е. 1. Обозначают нейтроны знаком ${}^1_0\text{n}$ (или n^0).

Протоны и нейтроны вместе называют **нуклонами** (от лат. *nucleus* — ядро).

Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется **массовым числом**. Например, массовое число атома алюминия:



Так как массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома. Электроны обозначают так: \bar{e} .

Поскольку атом электронейтрален, также очевидно, что *число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно равно порядковому номеру химического элемента*, присвоенному ему в Периодической системе. Например, в ядре атома железа содержится 26 протонов, а вокруг ядра вращается 26 электронов. А как определить число нейтронов?

Как известно, масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), т. е. число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z.$$

Например, число нейтронов в атоме железа равно:

$$56 - 26 = 30.$$

В табл. 1.2 представлены основные характеристики элементарных частиц.

Таблица 1.2

Основные характеристики элементарных частиц

Частица и ее обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон — p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон — n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле: $N = A - Z$
Электрон — e^-	$\frac{1}{1837}$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента

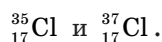
Изотопы

Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются изотопами.

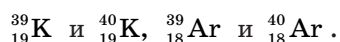
Слово *изотоп* состоит из двух греческих слов: *isos* — одинаковый и *topos* — место, обозначает «занимающий одно место» (клетку) в Периодической системе элементов.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массой 12, 13, 14; кислород — три изотопа с массой 16, 17, 18 и т. д.

Обычно приводимая в Периодической системе относительная атомная масса химического элемента является средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе, поэтому значения атомных масс довольно часто являются дробными. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов — 35 (их в природе 75 %) и 37 (их 25 %); следовательно, относительная атомная масса хлора равна 35,5. Изотопы хлора записываются так:



Химические свойства изотопов хлора совершенно одинаковы, как и изотопов большинства химических элементов, например калия, аргона:



Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы; им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$, или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$, или ${}^3_1\text{T}$ (рис. 1.4).

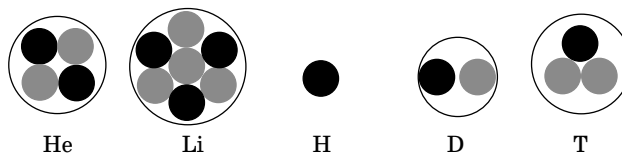


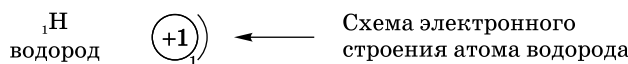
Рис. 1.4. Схема ядер атомов
(черные кружки ± протоны, серые ± нейтроны)

Теперь можно дать современное, более строгое и научное определение химическому элементу. **Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.**

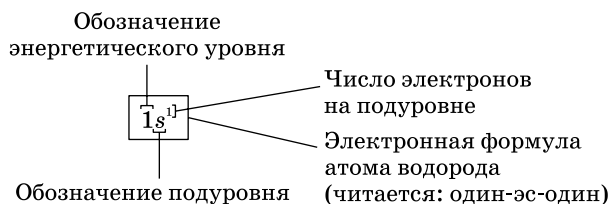
Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов

Рассмотрим отображение электронных конфигураций атомов элементов по периодам системы Д. И. Менделеева.

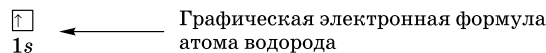
Элементы первого периода



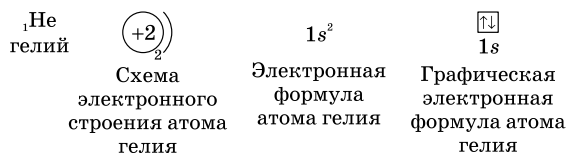
Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по электронным слоям (энергетическим уровням).



Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.



Графические электронные формулы атомов показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям.



В атоме гелия первый электронный слой завершен — в нем 2 электрона.

Водород и гелий — s-элементы, у этих атомов заполняется электронами s-орбиталь.

Элементы второго периода

У всех элементов второго периода первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют *s*- и *p*-орбитали второго электронного слоя в соответствии с принципом наименьшей энергии (сначала *s*, а затем *p*) и правилами Паули и Хунда* (табл. 1.3).

В атоме неона второй электронный слой завершен — в нем 8 электронов.

Элементы третьего периода

У атомов элементов третьего периода первый и второй электронные слои завершены, поэтому заполняется третий электронный слой, в котором электроны могут занимать *3s*-, *3p*- и *3d*-подуровни (табл. 1.3).

Таблица 1.3

Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
¹¹ Na Натрий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	

У атома магния достраивается 3,5-электронная орбиталь. Na и Mg — *s*-элементы.

¹³ Al Алюминий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
------------------------------	--	----------------------------	--

У алюминия и последующих элементов заполняется электронами *3d*-подуровень.

¹⁸ Ar Аргон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
---------------------------	--	----------------------------	--

В атоме аргона на внешнем слое (третьем электронном слое) 8 электронов. Как внешний слой он завершен, но всего в третьем электронном слое, как вы уже знаете, может быть 18 электронов, а это значит, что у элементов третьего периода остаются незаполненными *3d*-орбитали.

Все элементы от Al до Ar — *p*-элементы.

s- и *p*-элементы образуют главные подгруппы в Периодической системе.

Элементы четвертого периода

У атомов калия и кальция появляется четвертый электронный слой, заполняется *4s*-подуровень (табл. 1.4), т. к. он имеет меньшую энергию, чем *3d*-подуровень. Для упрощения графических электронных формул атомов элементов четвертого периода:

* Правила Паули и Хунда см. на с. 19.

1) обозначим условно графическую электронную формулу аргона так: Ar ;

2) не будем изображать подуровни, которые у этих атомов не заполняются.

K, Ca — *s-элементы*, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронными *3d-подуровень*. Это *3d-элементы*. Они входят в *побочные подгруппы*, у них заполняется предвнешний электронный слой, их относят к *переходным элементам*.

Обратите внимание на строение электронных оболочек атомов хрома и меди. В них происходит «провал» одного электрона с *4s*- на *3d*-подуровень, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций $3d^5$ и $3d^{10}$:

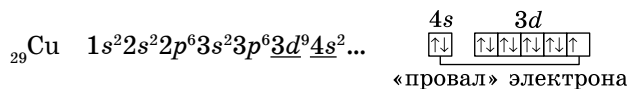
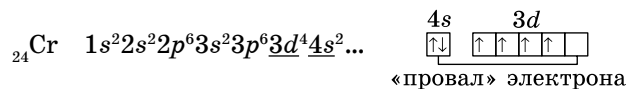
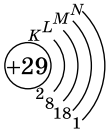
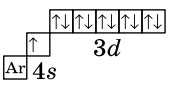
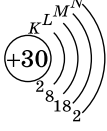
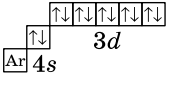
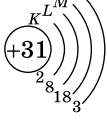
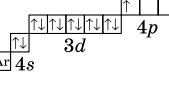
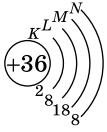
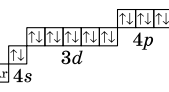


Таблица 1.4

Строение электронных оболочек атомов элементов четвертого периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронные формулы	Графическая электронная формула
${}_{19}\text{K}$ Калий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
${}_{20}\text{Ca}$ Кальций		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	
${}_{21}\text{Sc}$ Скандий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	
${}_{22}\text{Ti}$ Титан		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	
${}_{23}\text{V}$ Ванадий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	
${}_{24}\text{Cr}$ Хром		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронные формулы	Графическая электронная формула
$_{29}\text{Cu}$ Медь		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	
$_{30}\text{Zn}$ Цинк		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	
$_{31}\text{Ga}$ Галлий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	
...			
$_{36}\text{Kr}$ Криптон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	

В атоме цинка третий электронный слой завершен — в нем заполнены все подуровни $3s$, $3p$ и $3d$, всего на них 18 электронов.

У следующих за цинком элементов продолжает заполняться четвертый электронный слой, $4p$ -подуровень.

Элементы от Ga до Kr — *p*-элементы.

У атома криптона внешний (четвертый) слой завершен, имеет 8 электронов. Но всего в четвертом электронном слое, как вы знаете, может быть 32 электрона; у атома криптона пока остаются незаполненными $4d$ - и $4f$ -подуровни.

У элементов пятого периода идет заполнение подуровней в следующем порядке: $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p$. И также встречаются исключения, связанные с «провалом» электронов, у $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{46}\text{Pd}$, $_{47}\text{Ag}$.

В шестом и седьмом периодах появляются *f*-элементы, т. е. элементы, у которых идет заполнение соответственно $4f$ - и $5f$ -подуровней третьего снаружи электронного слоя.

4f-элементы называют лантаноидами.

5f-элементы называют актиноидами.

Порядок заполнения электронных подуровней в атомах элементов шестого периода: $_{55}\text{Cs}$ и $_{56}\text{Ba}$ — $6s$ -элементы; $_{57}\text{La} \dots 6s^2 5d^1$ — $5d$ -элемент; $_{58}\text{Ce} - _{71}\text{Lu}$ — $4f$ -элементы; $_{72}\text{Hf} - _{80}\text{Hg}$ — $5d$ -элементы; $_{81}\text{Tl} - _{86}\text{Rn}$ — $6d$ -элементы. Но и здесь встречаются элементы, у которых нарушается порядок заполнения электронных орбиталей, что, например, связано с большей энергетической устойчивостью наполовину и полностью заполненных *f*-подуровней, т. е. nf^7 и nf^{14} .

В зависимости от того, какой подуровень атома заполняется электронами последним, все элементы, как вы уже поняли, делят на четыре электронных семейства, или блока (рис. 1.5):