

**ХИМИЧЕСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ**

9-й класс. Задание № 1

**СТРОЕНИЕ АТОМА И СТРУКТУРА  
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ**

*Составители задания: к.х.н. Морозов Д. А., к.х.н. Чуканов Н. В.*

**ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ ЗАДАНИЯ**

Приступая к выполнению задания, внимательно прочтите методические указания. Попробуйте самостоятельно решить задачи, указанные в качестве примера. Сравните свой ход решения с решением в задании. Работа может быть оформлена на бумажном носителе (в ученической тетради в клетку) или в виде файла: лучше всего в виде набранного документа в формате .doc, .docx, .rtf, формулы и рисунки можно делать с помощью встроенного в Word редактора или вставлять в виде небольших картинок, отсканированных (или сфотографированных) с белых листов бумаги. Если Вы собираетесь сканировать работу, то оформляйте **не в тетради, а на белых листах формата А4**. Старайтесь, чтобы количество листов было минимальным. Пишите разборчиво, т.к. после сканирования иногда сложно разобрать текст.

**Не нужно** присылать отдельным файлом каждую страницу Вашей работы. Сканируйте все страницы подряд – в один файл! Лучше сохранять в PDF формате.

Обязательно пишите краткое условие задачи, а затем ее решение. Указывайте номера задач – они должны совпадать с теми, которые указаны в задании. Обязательно оставляйте поля для замечаний преподавателя.

На обложке тетради или (если работа в файле, то на 1 странице) нужно указать:

1. Отделение (химическое).
2. Номер задания, тема.
3. Класс, в котором Вы учитесь в Заочной школе.
4. Ваш почтовый адрес (с индексом отделения), конт. телефон, e-mail.
5. Фамилию, имя, отчество.

Убедительно просим оформлять обложку по указанному образцу.

Работу отправлять любым удобным для Вас способом:

● **на бумажном носителе:** простой или заказной бандеролью. В тетрадь вложите листок бумаги размером 6x10 см, с написанным на нем Вашим почтовым адресом;

● **в электронном виде:**

➤ по e-mail ([zfmsh@yandex.ru](mailto:zfmsh@yandex.ru)). Просите подтвердить получение Вашей работы!

➤ или через личный кабинет сайта ЗШ: <http://sesc.nsu.ru/zfmsh/moodle>

Требования к оформлению работ в электронном виде есть на сайте ЗШ: <http://sesc.nsu.ru/zfmsh/pupil/rules>

Подробная информация на сайте ЗШ: <http://zfmsh.nsu.ru>

Тел./факс:(383)363-40-66; E-mail: [zfmsh@yandex.ru](mailto:zfmsh@yandex.ru)

Адрес: ЗШ СУНЦ НГУ, ул. Пирогова, 11/1 (Ляпунова, 3), к. 455, Новосибирск-90, 630090

© Специализированный учебно-научный центр НГУ, 2019

Понимание того, что все вещества, которые нас окружают, состоят из неделимых частиц очень малого размера (атомов), появилось ещё в Древней Греции. Однако, прошло более двух тысяч лет, прежде чем физики смогли доказать, что атом сам по себе является сложной частицей и состоит из протонов, нейтронов и электронов. По современным представлениям протоны (положительно заряженные частицы) и нейтроны (нейтральные частицы) находятся в ядре атома, которое окружено электронами (отрицательно заряженными частицами). Так как протоны и нейтроны – это относительно тяжёлые элементарные частицы, то благодаря им в ядре находится основная масса атома (более 99.9%). Массы протона и нейтрона приблизительно равны, а масса электрона – примерно в 2000 раз меньше.<sup>1</sup> Для простоты можно считать, что электроны находятся на некотором расстоянии от ядра на особых орбиталях. Давайте же разберемся, за что отвечают элементарные частицы в атоме.

Атом – наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. За принадлежность атома к тому или иному химическому элементу отвечают протоны. Не может быть химического элемента без протонов в ядре. Более того, каждому элементу соответствует только определённое количество протонов. Количество протонов говорит о порядковом номере элемента в таблице Менделеева. В кратком обозначении элемента это число отображается слева внизу от краткого обозначения соответствующего элемента.

*Пример:* в ядре атома водорода только один протон, в ядре атома гелия – два, в ядре лития – три:  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{He}$ ,  ${}^3\text{Li}$ , и этот ряд можно продолжить для всех остальных элементов, например:  ${}^7\text{N}$ ,  ${}_{16}\text{S}$ ,  ${}_{92}\text{U}$ .

Количество нейтронов определяет массу ядра атома, которая равна сумме масс протонов и нейтронов. Так как количество протонов для каждого элемента строго определено и равно порядковому номеру, то масса элемента равна сумме порядкового номера и количества нейтронов. Масса элемента в кратком обозначении элемента отображается слева сверху.

<sup>1</sup> Масса протона  $m_p = 1.00728$  а.е.м., масса нейтрона  $m_n = 1.00866$  а.е.м., масса электрона  $m_e = 0.00055$  а.е.м.

*Пример:* в атоме водорода только один протон и нет нейтронов, поэтому его масса равна 1 ( ${}^1\text{H}$ ), в ядре атома гелия два протона и два нейтрона, поэтому его масса равна 4 ( ${}^4\text{He}$ ), в ядре атома лития 3 протона и 4 нейтрона, поэтому его масса равна 7 ( ${}^7\text{Li}$ ). Или, например, для других элементов:  ${}^{58}\text{Ni}$ ,  ${}^{39}\text{K}$ ,  ${}^{127}\text{I}$ ,  ${}^{181}\text{Ta}$ .

Количество электронов в атоме влияет на его заряд и, соответственно, на химические свойства, ведь именно электроны участвуют в химических реакциях с образованием новых связей. Если количество электронов равно количеству протонов, то атом – нейтральная частица, если электронов больше – то отрицательно заряженная, если электронов меньше, – то положительно заряженная. Заряд атома отображается справа сверху, если он равен нулю, то число не пишется.

*Пример:* атом водорода, у которого два электрона (и один протон) будет нести один отрицательный заряд ( $\text{H}^-$ ), атом гелия, у которого два электрона (и два протона) будет нейтральным ( $\text{He}$ ), а атом лития, у которого два электрона (и три протона) будет положительно заряженным ( $\text{Li}^+$ ).

Обязательно стоит упомянуть также и о том, что количество нейтронов в ядре также может быть различным для одного и того же химического элемента. Атомы с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов), которые отличаются массой (т.е. количеством нейтронов), называются **изотопами**.

Химические свойства изотопов одинаковые и отличаются они по некоторым физическим свойствам. Таким образом, если мы видим следующее изображение элемента (см. рис. 1), то это означает, что это:

- элемент с одним протоном в ядре (цифра слева внизу), т.е. водород;
- изотоп водорода с массой 2 а.е.м. (цифра слева сверху), т.е. дейтерий;
- атом имеет положительный заряд +1.

Для каждого элемента существует несколько изотопов, однако не все из них являются устойчивыми во времени. **Радиоактивные изотопы** – изотопы, ядра которых нестабильны и подвергаются **радиоактивному распаду**. В ходе радиоактивного распада происходит спонтанное испускание элементарных частиц или гамма-излучения. Существуют несколько видов распада, однако мы упомянем здесь только три основных:

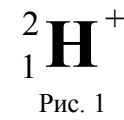
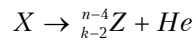
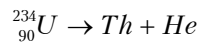


Рис. 1

**Альфа-распад** – распад радиоактивного ядра с испусканием альфа-частицы – ядра гелия ( ${}^4\text{He}$ ), при этом масса этого радиоактивного ядра уменьшится на 4, а заряд ядра – на 2 (т.е. химический элемент станет другим). В общем виде, реакцию альфа-распада можно представить следующим образом:



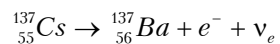
Например, при альфа-распаде атома урана-238 образуется новый элемент – торий:



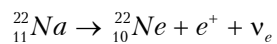
**Бета-распад** - распад радиоактивного ядра с испусканием бета-частицы – электрона или позитрона. В этом случае один из нейтронов ядра распадается с образованием протона, который остаётся в ядре, электрона и антинейтрино, которые испускаются в виде бета-излучения (так называемый электронный бета-распад), либо протон распадается с образованием нейтрона, который остаётся в ядре, позитрона и нейтрино, которые испускаются в виде бета-излучения (так называемый позитронный бета-распад). В первом случае заряд ядра увеличивается на единицу (т.е. элемент переходит в следующий по порядку в таблице Менделеева), а его масса остаётся неизменной, во втором - заряд ядра уменьшается на единицу (т.е. элемент переходит в предыдущий по порядку в таблице Менделеева), а его масса остаётся неизменной.

*Пример:*

*электронный бета-распад*



*позитронный бета-распад*



**Гамма-распад** – распад радиоактивного ядра с испусканием гамма-излучения (электромагнитное излучение с длиной волны менее  $2 \times 10^{-10}$  м), в этом случае сам химический элемент, его масса и заряд остаются неизменными.

Более подробно эти и другие виды превращения ядер рассматриваются на уроках физики.

Если в источнике происходит 1 распад за 1 секунду, то радиоактивность такого источника равна 1 **беккерель** (1 Бк).

Время, за которое половина радиоактивных атомов подвергнется распаду, называется **периодом полураспада**.

*Пример:* если период полураспада атома равен 1-ой секунде, а количество атомов в начальный момент равно 1000, то через секунду останется половина от этого количества (500 атомов), ещё через секунду 250 атомов, ещё через секунду – 125.

*Пример:* Пусть, число ядер, способных к радиоактивному превращению, равно  $N$ , период полураспада равен  $T_{1/2}$ , рассматриваемый промежуток времени  $(t_2 - t_1)$ , где  $t_1$  и  $t_2$  – достаточно близкие моменты времени ( $t_1 < t_2$ ), а число разлагающихся атомных ядер в этот отрезок времени равно  $n$ .

В этом случае  $n = K \times N \times (t_2 - t_1)$ , где коэффициент пропорциональности  $K = 0.693/T_{1/2}$  носит название **константы распада**. Если принять разность  $(t_2 - t_1)$  равной единице, то есть интервал времени наблюдения равным единице, то  $K = n/N$  и, следовательно, распад совершается так, что в единицу времени распадается одна и та же доля от наличного числа атомных ядер.

Выше мы уже говорили, что электроны в атоме находятся на особых орбиталях. Следует уточнить, что электроны не движутся вокруг ядра по строго определённым траекториям, как планеты вокруг звёзд. По современным представлениям согласно законам квантовой механики можно лишь вычислить вероятность нахождения электрона в той или иной точке пространства относительно ядра при помощи решения специальных уравнений. Более того, есть и более сложные теории<sup>2</sup>, но для простоты будем считать, что **электронная орбиталь** – это область пространства вокруг атомного ядра, где вероятность нахождения электрона наиболее высока. Каждый электрон в атоме характеризуется квантовыми числами, которые как раз описывают, на какой орбитали и в каком состоянии находится электрон. Для описания состояния электрона достаточно четырёх параметров – так называемых **квантовых чисел**. По современным представлениям электрон в атоме может обладать строго определёнными

<sup>2</sup> Например, согласно теории струн все элементарные частицы и их взаимодействия – это результат колебаний и взаимодействий квантовых струн (волн) очень малой длины, порядка  $10^{-35}$  м

значениями энергий и переход между ними происходит скачком. Первые два квантовых числа как раз описывают значения этих энергетических уровней.

**Главное квантовое число ( $n$ )** – целое число (1, 2, 3... $n$ ), которое обозначает энергетический уровень, на котором находится электрон.

**Орбитальное квантовое число ( $l$ )** – определяет энергетический подуровень (форму орбитали) и может принимать целочисленные значения (0, 1, 2...  $n-1$ ), причём принято, что  $l = 0$  соответствует **s-орбиталь**,  $l = 1$  – **p-орбиталь**,  $l = 2$  – **d-орбиталь**,  $l = 3$  – **f-орбиталь**,  $l = 4$  – **g-орбиталь**,  $l = 5$  – **h-орбиталь**,  $l = 6$  – **i-орбиталь**.

Таким образом, орбитали обозначаются одной цифрой (главным квантовым числом) и одной буквой (орбитальным квантовым числом):

*Пример:* для 1s орбитали,  $n = 1$ ,  $l = 0$ , для 2s орбитали,  $n = 2$ ,  $l = 0$ , для 2p орбитали,  $n = 2$ ,  $l = 1$ , для 3d орбитали,  $n = 3$ ,  $l = 2$ .

Отличие s-, p-, d-, f- орбиталей заключается в форме той области пространства, в которой вероятность нахождения электрона наиболее высока. Так, при решении уравнений получается, например, что форма s-орбиталей сферическая, а p-орбиталей – «гантелеобразная». В 2013 году физики впервые «сфотографировали» атом водорода<sup>3</sup> и получили картину, которая полностью соответствует расчётам (см. рис.2).

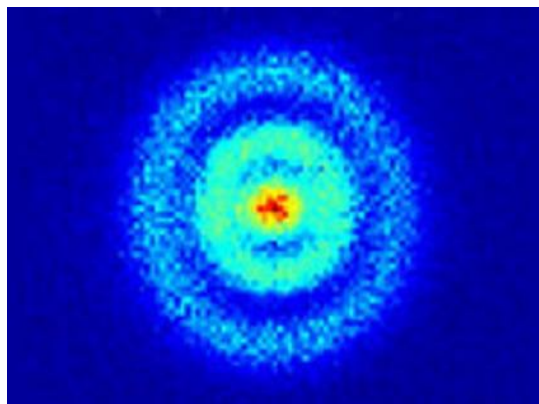


Рис. 2

На рисунке 3 схематично изображены формы s-, p- и d-орбиталей.

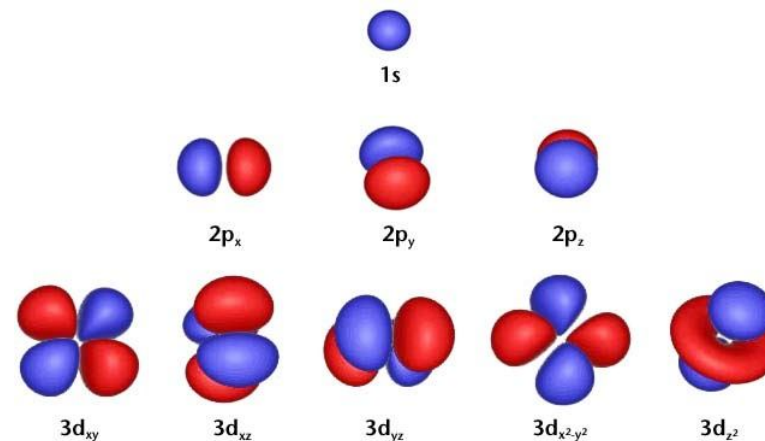


Рис.3

**Магнитное квантовое число ( $m$ )** – характеризует пространственное расположение различных орбиталей относительно друг друга и принимает целочисленные значения  $-l \dots -2, -1, 0, 1, 2 \dots l$ .

При этом для s-орбиталей ( $l = 0$ ) магнитное квантовое число может принимать только одно значение  $m = 0$ . Это означает, что сферические орбитали могут ориентироваться в пространстве только одним образом. Для p-орбиталей ( $l = 1$ ) «гантелеобразной» формы магнитное квантовое число может принимать значения  $m = -1, m = 0$ , и  $m = 1$ . Это означает, что существует три варианта ориентации p-орбиталей в пространстве (соответственно вдоль трёх осей координат x, y, z, см. рис.4)

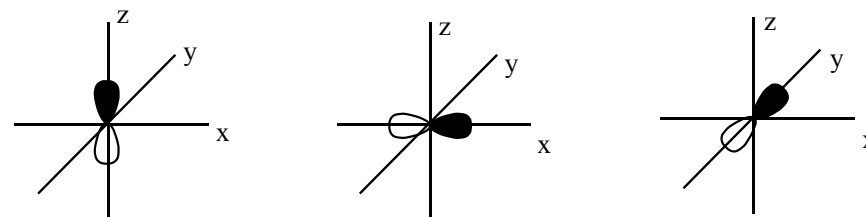


Рис.4

**Спиновое квантовое число ( $s$ )** – внутренняя характеристика электрона, которая характеризует его момент импульса и может принимать значения  $-1/2$  или  $+1/2$

<sup>3</sup> Более подробно об это можно узнать в материале Lenta.ru: <http://lenta.ru/news/2013/05/27/atom/>

В том случае, если атом находится в основном невозбуждённом состоянии, то электроны заполняют орбитали так, чтобы это было энергетически выгодно. Ниже мы рассмотрим те правила, которые помогают определить порядок заполнения орбиталей.

**Принцип минимума энергии:** в первую очередь заполняется та орбиталь, энергия которой является наименьшей. Если составить ряд орбиталей по возрастанию их энергий, то он будет выглядеть следующим образом: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p (см. рис. 5).

**Принцип Паули:** в атоме в данном квантовом состоянии (при заданных  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ ) может находиться только один электрон. Другими словами – внутри одного атома не бывает двух электронов со всеми одинаковыми квантовыми числами  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ . Из этого принципа следует, что на одной орбитали может быть только два электрона, которые отличаются своим спином ( $s = -1/2$  и  $s = +1/2$ ).

**Правило Хунда:** при заполнении орбиталей определённого энергетического подуровня сумма спиновых квантовых чисел электронов ( $s$ ) должна быть максимальной.

Пример: Для иллюстрации правил заполнения рассмотрим орбитали атома. Вначале начинают заполняться орбитали с наименьшей энергией (1s). Так как на  $s$ -орбитали может находиться только два электрона, то спиновое квантовое число у них будет различно ( $s = +1/2$  и  $s = -1/2$ ), что показано стрелочками вверх и вниз соответственно. Следующая по энергии – 2s-орбиталь – также с двумя электронами с противоположными спинами. Далее заполняются 2p-орбитали (их три штуки и они отличаются друг от друга магнитным квантовым числом). Пусть первый электрон со спином  $s = +1/2$  поместился на 2p-орбитали с  $m = -1$ .

Согласно правилу Хунда, следующий электрон должен заселять 2p-орбиталь таким образом, чтобы суммарный спин системы был максимальным. То есть, спин следующего электрона также  $s = +1/2$ , но из-за принципа Паули его следует поместить на другую 2p-орбиталь, например с  $m = 0$ . Аналогично, третий электрон также со спином  $s = +1/2$  заселяет оставшуюся 2p-орбиталь с  $m = 1$ . Теперь спин системы максимальный и равен  $+3/2$ . Четвёртый электрон со спином  $s = +1/2$  мы уже

не сможем заселить на эту 2p-орбиталь, так как это будет противоречить принципу Паули, поэтому спин этого электрона будет равен  $s = -1/2$  и он помещается на 2p-орбиталь с  $m = -1$ .

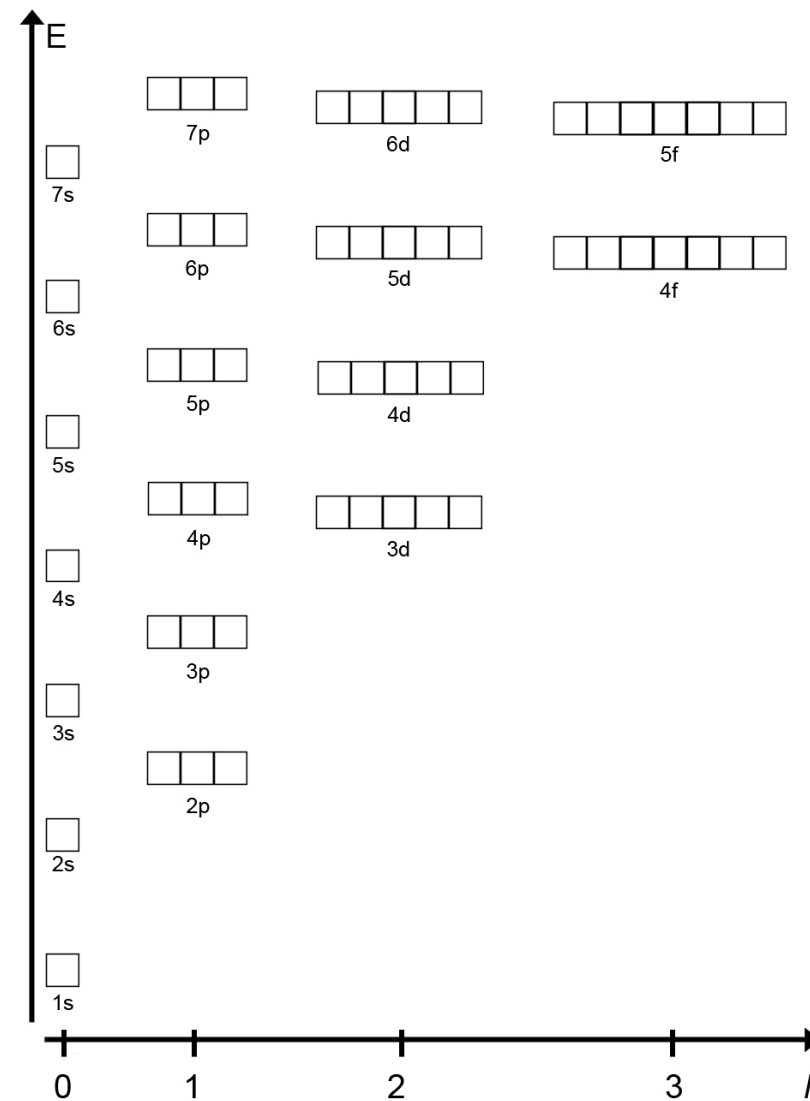


Рис. 5. Энергия орбиталей

n = 4	m = 0	4s l = 0	m = -1	m = 0	m = 1	4p l = 1	m = -2	m = -1	m = 0	m = 1	m = 2	4d l = 2
n = 3	m = 0	3s l = 0	m = -1	m = 0	m = 1	3p l = 1	m = -2	m = -1	m = 0	m = 1	m = 2	3d l = 2
n = 2	↑ ↓	2s l = 0	m = -1	m = 0	m = 1	2p l = 1	↑ ↓	↑	↑	m = -1	m = 0	m = 1
	m = 0											
n = 1	↑ ↓	1s l = 0	m = -1	m = 0	m = 1	1p l = 1	↑ ↓	↑	↑	m = -1	m = 0	m = 1
	m = 0											

Рис. 6.

Итак, теперь мы разобрались, как заполняются электронные орбитали (см. рис. 6). Электронная конфигурация и заряд любого атома могут быть определены исходя из количества протонов в ядре (заряда ядра) или, что то же самое, исходя из того, атом какого это элемента, а также из того, сколько электронов находится на электронных орбиталях.

Пример: Напишите электронную конфигурацию атома:

а) С порядковым номером 16 и обладающим 18 электронами на электронных орбиталях.

Порядковый номер 16 – это сера (16 протонов в ядре), число электронов – 18, следовательно заряд атома равен -2. Конфигурация:  $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

б) атомарного кислорода.

Атомарный кислород это атом элемента 8 (8 протонов в ядре). Заряд атома равен 0, следовательно у него 8 электронов и конфигурация:  $O 1s^2 2s^2 2p^4$

в) Состоящего из 6 протонов, 6 нейтронов и 6 электронов.

Элемент, у которого 6 протонов – углерод, заряд атома равен 0, так как у него также 6 электронов, конфигурация:  $C 1s^2 2s^2 2p^2$

г) Отрицательно заряженного атомарного водорода.

Атомарный водород – атом первого элемента (1 протон в ядре), следовательно для того, чтобы он был отрицательно заряжен, у него должно быть 2 электрона.

Конфигурация:  $H^- 1s^2$

д) С порядковым номером 53 и зарядом -1.

Элемент с порядковым номер 53 – это йод (53 протона в ядре), так как у него отрицательный заряд, значит у него число электронов на один больше числа протонов и равно 54. Конфигурация  $I 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ .

Логичным следствием принципов заполнения электронных орбиталей является **периодический закон** - свойства химических элементов, а также формы и свойства, образуемых ими простых веществ и соединений, находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов. Именно электроны, находящиеся на верхних по энергии орбиталях, определяют химические свойства элементов. Исходя из принципа заполнения, можно наглядно продемонстрировать, что электронные конфигурации могут быть похожи друг на друга при разных главных квантовых числах n, что объясняет схожесть химических свойств. Так, атом гелия (конфигурация  $1s^2$ ) по свойствам походит на атом неона (конфигурация  $2s^2$ ), а атом фтора (конфигурация  $2s^2 2p^5$ ) – на атом хлора (конфигурация  $3s^2 3p^5$ ). Кроме того, разные частицы могут иметь одинаковую электронную конфигурацию, в этом случае конфигурации называются **изоэлектронными**.

Пример: Частицы  $O^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Ne$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$  являются изоэлектронными, их конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

В следующей главе мы более подробно рассмотрим вопрос о том, что химические элементы стремятся заполнить внешнюю электронную оболочку таким образом, чтобы она наиболее походила на электронную конфигурацию благородных газов. В результате, элементы, у которых на внешней электронной орбитали один или два электрона (первая и вторая группы), более склонны отдать их и сформировать завершённую внешнюю оболочку – такие элементы проявляют выраженные восстановительные свойства, характерные для металлов. А те элементы, которым не

хватает до заполнения всей электронной оболочки нескольких электронов (например, седьмая группа) – склонны принять на свои орбитали недостающие электроны. Они проявляют окислительные свойства, характерные для неметаллов. Таким образом, при перемещении вдоль периода слева направо постепенно усиливаются одни свойства и ослабевают другие. Окислительные, неметаллические свойства, электроотрицательность растут слева направо. Если же двигаться от одного периода к другому, то сверху вниз растут металлические, восстановительные свойства и электроположительность (см. рис. 7). Промежуточные элементы могут проявлять как те, так и другие свойства одновременно (например, бор, кремний, мышьяк, теллур).

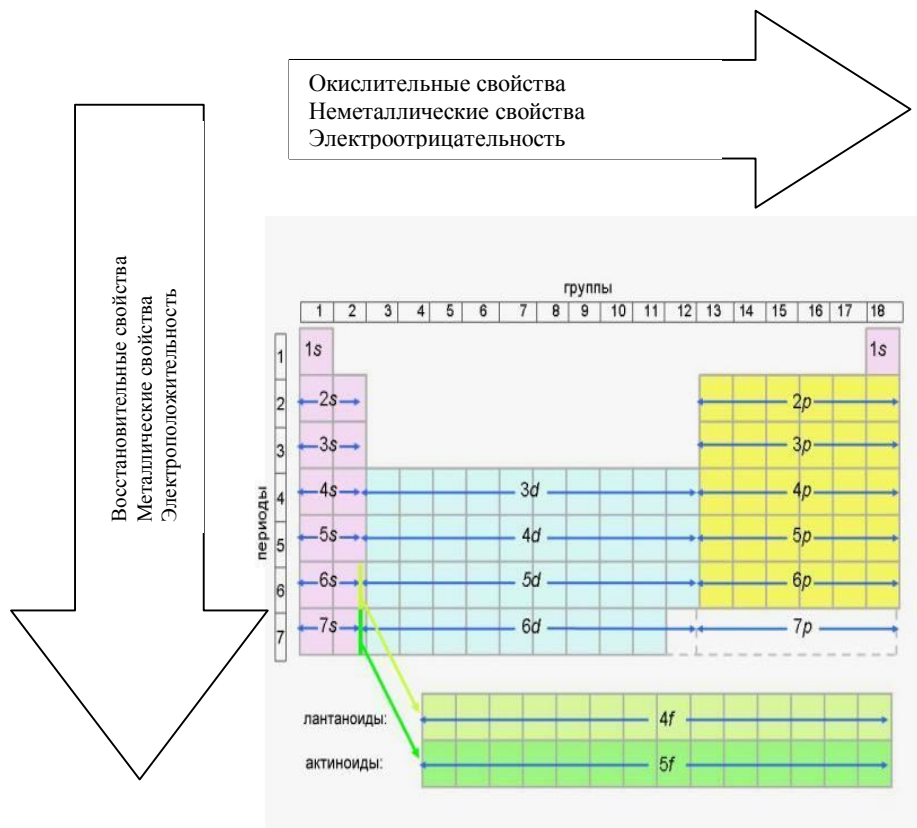


Рис. 7

А теперь попробуйте самостоятельно решить несколько задач и прислать нам Ваши решения.

**Задачи для самостоятельного решения**

**Задача 1.** Рассчитайте количество протонов и нейтронов, содержащихся в 1 кг  $^1\text{H}_2^{16}\text{O}$ .

**Задача 2.** Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в 1 л 20%-ной серной кислоты (плотность раствора  $\rho = 1.140 \text{ г/см}^3$ )?

**Задача 3.** Вода в природе содержит помимо основных изотопов  $^1\text{H}$  и  $^{16}\text{O}$ , менее распространённые. Содержание всех изотопов в процентах приведено в таблице:

$^1\text{H}$	$^2\text{H}$	$^{16}\text{O}$	$^{17}\text{O}$	$^{18}\text{O}$
0.999885	0.000115	0.99757	0.00038	0.00205

Вычислите количество нейтронов в 1 моле природной воды, на сколько процентов оно отличается от количества нейтронов в 1 моле  $^1\text{H}_2^{16}\text{O}$ ?

**Задача 4.** Какие из ниже перечисленных атомов или ионов соответствуют электронной конфигурации:

- А)  $1s^2 2s^2 2p^6$
- Б)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- В)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- Г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

H, H<sup>+</sup>, He, Li, Li<sup>+</sup>, Be, Be<sup>2+</sup>, B, C, N, N<sup>3-</sup>, O, O<sup>2-</sup>, F, F<sup>-</sup>, Ne, Na, Na<sup>+</sup>, Mg, Mg<sup>2+</sup>, Al, Al<sup>3+</sup>, Si, Ge, Ti

**Задача 5.** Сколько нейтронов содержится в атомах  $^{35}\text{Cl}$ ,  $^{238}\text{U}$ ,  $^{209}\text{Bi}$ ?

**Задача 6.** «Банановый эквивалент» – понятие, иногда применяемое для характеристики радиоактивного источника путём сравнения с активностью калия-40, содержащегося среди других изотопов калия в обычном банане. Известно, что содержание калия в бананах составляет 0.4%, а содержание радиоактивного изотопа в природе 0.0117 %. Период полураспада  $1.248 \cdot 10^9$  лет. Сколько радиоактивных распадов происходит в одном банане в секунду? Примечание: пусть масса банана равна 150 г.

**Задача 7.** Стоимость 1 г палладия примерно в 2 раза меньше стоимости золота. Во сколько раз 1 атом золота дороже 1 атома палладия? Какова масса 1000 атомов палладия?

**Задача 8.** Нейтральный атом некоторого элемента имеет следующую электронную конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ . Что это за элемент?

**Задача 9.** На 2013 год известны химические элементы с порядковыми номерами с 1-ого по 118-ый. 119-ый элемент будет первым элементом в восьмом периоде периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева. Запишите краткие электронные конфигурации элементов с атомными номерами 119, 130 и 141. Приведите наборы квантовых чисел для последнего по заполнению электрона в этих атомах. Приведите по 2 примера изоэлектронных частиц для этих атомов.

**Задача 10.** Среди приведенных частиц выделите имеющие одинаковое количество электронов (изоэлектронные):  $Al^{2-}$ , Ar, S,  $Ca^{2+}$ , Si, Cl<sup>-</sup>, P, C, BeH, BH, CH<sub>2</sub>, O, Cl<sup>+</sup>.

**Задача 11.** Ядро атома содержит 92 протона и 143 нейтрона. Что это за элемент? Сколько электронов в его атоме?

**Задача 12.** Главное квантовое число равно 4. Какие значения могут принимать орбитальное и магнитное квантовые числа?

**Задача 13.** На каких уровнях может находиться электрон, если его орбитальное квантовое число равно 3? В каких периодах можно встретить атом с таким электроном?

**Задача 14.** Какие из приведенных электронных формул не могут существовать? Дайте краткое пояснение.

$3p^6, 2d^3, 3s^3, 3f^2, 4f^4$ .

**Задача 15.** Напишите электронные конфигурации следующих частиц:  $K^+, S^{2-}, S^{4+}, C^{4-}$ . Для последних электронов в каждом атоме приведите наборы квантовых чисел.

**Задача 16.** Укажите число неспаренных электронов в атомах со следующими электронными конфигурациями:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ .

**Задача 17.** Почему для кальция не характерно образование ионов  $Ca^{3+}$ ,  $Ca^{3-}$ . Дайте краткие пояснения.

**Задача 18.** Укажите порядковый номер элемента, если последний электрон имеет следующий набор квантовых чисел:

	n	l	m	s
А).	3	0	0	+1/2
Б).	7	1	0	-1/2
В).	4	2	1	+1/2

#### Рекомендуемая литература

1. Кнорре Д.Г., Крылова Л.Ф., Музыкантов В.С. "Физическая химия" // 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высшая школа, 1990. - 416 с.
2. Я.А. Угай. Общая и неорганическая химия / М.: Высшая школа, 1997. 527 с.
3. Химический энциклопедический словарь / гл. ред. И.Л. Кнунянц. — М.: Сов. энциклопедия, 1983.
4. IUPAC Gold Book: <http://goldbook.iupac.org/>
5. Большой энциклопедический словарь. Физика / под ред. А. М. Прохорова. — М.: Большая Российская энциклопедия, 1998.

**Составители задания: к.х.н. Морозов Д.А., к.х.н. Чуканов Н.В.**

Подписано к печати 29.05.19

Офсетная печать

Уч. изд.л. 1.0

Формат 60x84/16

Тираж 200 экз.

© Специализированный учебно-научный центр НГУ, 2019