

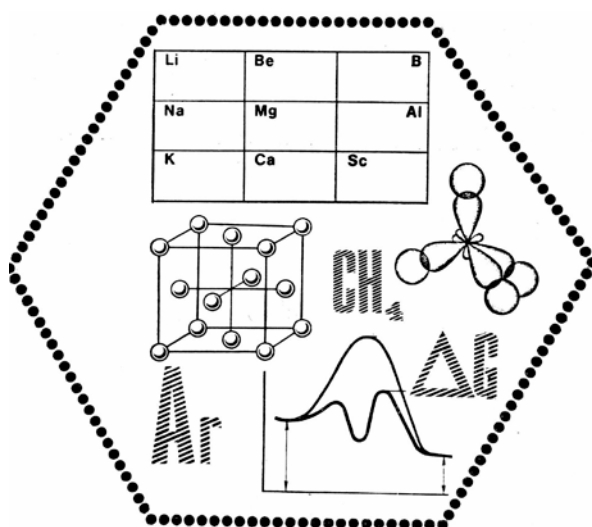
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
им. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА»
ДЗЕРЖИНСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)

Кафедра «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ»

СТРОЕНИЕ АТОМА

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для студентов направлений подготовки 13.03.02 (140400.62), 15.04.02 (151000.62), 23.04.0 (190600.62), 15.04.04 (220700.62), 09.03.02 (230400.62), 18.03.01 (240100.62), 18.05.01 (240300.62), 19.03.02 (260100.62), 20.03.01 (280700.62) всех форм обучения



Нижний Новгород 2016

Составители: В.Ф. Макаров, Ю.В. Прусов

УДК 541

Строение атома: метод. указания для студентов направлений подготовки 13.03.02 (140400.62), 15.04.02 (151000.62), 23.04.0 (190600.62), 15.04.04 (220700.62), 09.03.02 (230400.62), 18.03.01 (240100.62), 18.05.01 (240300.62), 19.03.02 (260100.62), 20.03.01 (280700.62) всех форм обучения/ НГТУ им.Р.Е.Алексеева; сост.: В.Ф. Макаров, Ю.В. Прусов. - Н.Новгород, 2016.-29с.

Методические указания содержат теоретические сведения по теме "Строение атома", задачи для самостоятельного решения, а также примеры тестовых и варианты домашних заданий.

Редактор В.И. Бондарь

Подписано в печать 20.01.16. Формат 60х84¹/₁₆. Бумага газетная.
Печать офсетная. Усл. печ.л. 1,6. Уч.-изд.л. 1,3. Тираж 100 экз. Заказ .

Нижегородский государственный технический университет им. Р.Е. Алексеева.
Типография НГТУ. 603950, Н. Новгород, ул. Минина, 24.

©Нижегородский государственный
технический университет
им. Р.Е. Алексеева, 2016

1. ПРОТОННО-НЕЙТРОННАЯ ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ АТОМНОГО ЯДРА. ИЗОТОПЫ, ИЗОБАРЫ

Атом любого элемента состоит из ядра, имеющего положительный заряд Z , в пространстве вокруг которого находится Z электронов. Ядро состоит из протонов и нейтронов. И протоны, и нейтроны обладают почти одинаковой массой, равной приблизительно атомной единице массы (а.е.м.) (а.е.м. равна $1/12$ массы атома углерода $^{12}_6\text{C}$). Протон имеет положительный заряд равный по величине заряду электрона, а нейтрон не имеет заряда (атом электронейтрален). Масса ядра определяется общим количеством протонов и нейтронов. Число, выражающее массу ядра в а.е.м., называется *массовым числом ядра*.

Если N_p - число протонов; N_n - число нейтронов; N_e - число электронов; A - массовое число; Z - заряд ядра (номер элемента в периодической системе), то $N_p = N_e = Z$; $A = N_p + N_n$ или $A = Z + N_n$.

Состав атомного ядра изображают химическим символом данного элемента, указывая вверху слева массовое число, а внизу слева порядковый номер. Например, атомное ядро кислорода $^{16}_8\text{O}$, натрия $^{23}_{11}\text{Na}$.

Атомы данного элемента всегда имеют одинаковое число протонов (один и тот же заряд ядра, один и тот же порядковый номер), но могут иметь разное число нейтронов (разное массовое число). *Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются изотопами* (например, $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$)

Атомы, имеющие одинаковые массовые числа, но разное число протонов в ядре, называются изобарами (например, $^{40}_{19}\text{K}$ и $^{40}_{20}\text{Ca}$).

1.1. ПРИМЕРЫ

Задача №1. Символ изотопа элемента $^{55}_{27}\text{Co}$. Указать: а) заряд ядра, число протонов в ядре, число электронов в атоме; б) массовое число; в) число нейтронов в ядре.

Решение. Заряд ядра отмечен нижним индексом символа элемента. Причем, заряд ядра Z численно равен числу протонов N_p в ядре и числу электронов N_e в атоме. Таким образом $Z = N_p = N_e = 27$

Массовое число указано верхним индексом символа элемента. $A = 55$.

Число нейтронов в ядре можно определить из равенства $A = N_p + N_n$. Таким образом $N_n = A - N_p = 55 - 27 = 28$.

Задача №2. Природный кислород имеет следующий природный состав: 99,759% $^{16}_8\text{O}$; 0,037% $^{17}_8\text{O}$ и 0,204% $^{18}_8\text{O}$. Атомные массы этих изотопов соответственно равны: 15,9944, 16,9914 и 17,99916. Вычислите атомную массу природного кислорода.

Решение. Атомная масса (A_r) - это среднее значение массы атома, выраженное в а.е.м. Принимая массу природного кислорода, состоящего из трёх изотопов, за 100% определяем среднюю атомную массу с учётом массовой доли α каждого изотопа: $A = \alpha(^{16}\text{O})A_r(^{16}\text{O}) + \alpha(^{17}\text{O})A_r(^{17}\text{O}) + \alpha(^{18}\text{O})A_r(^{18}\text{O}) = 0,99759 \cdot 15,9944 + 0,00037 \cdot 16,9914 + 0,00204 \cdot 17,99916 \approx 15,9989$.

1.2. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Символ одного из изотопов элемента $^{54}_{25}\text{Mn}$. Указать: а) название элемента; б) число протонов и нейтронов в ядре; в) число электронов в электронной оболочке атома.

2. Определить группы элементов, которые являются: а) изобарами, б) изотопами: $^{44}_{22}\text{Ti}$, $^{42}_{19}\text{K}$, $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{42}_{26}\text{Ca}$, $^{33}_{17}\text{Cl}$, $^{34}_{17}\text{Cl}$, $^{44}_{21}\text{Sc}$, $^{41}_{19}\text{K}$

3. Ядро атома некоторого элемента содержит 16 нейтронов, а электронная оболочка этого атома - 15 электронов. Назвать элемент, изотопом которого является данный атом. Записать его символ с указанием заряда ядра и массового числа.

4. Природная медь состоит из 73% изотопа $^{63}_{29}\text{Cu}$ и 27% изотопа $^{65}_{29}\text{Cu}$, вычислить среднюю атомную массу меди.

5. Определить среднюю атомную массу природного бора, если известно, что он состоит из 19,6% изотопа $^{10}_5\text{B}$ и 80,4% изотопа $^{11}_5\text{B}$.

6. Относительная атомная масса природного неона равна 20,2. Неон состоит из двух изотопов: $^{20}_{10}\text{Ne}$ и $^{22}_{10}\text{Ne}$. Рассчитайте процентное содержание каждого изотопа в природном неоне.

7. Природный бром содержит два изотопа. Содержание изотопа $^{79}_{35}\text{Br}$ составляет 55%. Какой еще изотоп входит в состав элемента брома, если его относительная атомная масса равна 79,9 ?

8. Определите относительную атомную массу элемента кремния, если он состоит из трех изотопов: $^{28}_{14}\text{Si}$ (92,3%), $^{29}_{14}\text{Si}$ (4,7%), $^{30}_{14}\text{Si}$ (3,0%).

9. Природный магний состоит из изотопов $^{24}_{12}\text{Mg}$ (78,6%), $^{25}_{12}\text{Mg}$ (10,1%), $^{26}_{12}\text{Mg}$ (11,3). Вычислить относительную атомную массу элемента магния.

10. Относительная атомная масса элемента бора 10,81. Бор состоит из двух изотопов: $^{10}_5\text{B}$ и $^{11}_5\text{B}$. Определите массовую долю в нем изотопа $^{11}_5\text{B}$.

11. Найдите число протонов и нейтронов в ядрах атомов He, C, Na, Co, Br, Cs, Bi и Ra.

12. Укажите элементы, ядра атомов которых содержат: $9p$ и $10n$; $25p$ и $30n$; $35p$ и $45n$.

13. Покажите, какое число протонов и нейтронов содержится в ядрах атомов кальция и его двух изотопов с массовым числом 42 и 43.

14. На примере изотопов ксенона и бария покажите, какие элементы называют изотопами, а на примере аргона и калия-40 – изобарами.

15. Найдите два изобара для $^{40}_{20}\text{Ca}$.

16. Покажите, какое число протонов и нейтронов содержится в ядрах изотопов водорода; назовите их и укажите для каждого массовое число.

17. Вычислите атомную массу углерода, если содержание изотопа с атомной массой 12,00000 составляет 98,89%, а изотопа с массой 13,00332 составляет 1,11%.

18. Атомная масса урана 238,03, хотя природный уран состоит из смеси изотопов $^{234}_{92}\text{U}$ (0,0058%), $^{235}_{92}\text{U}$ (0,7155) и $^{238}_{92}\text{U}$ (99,28%). Объясните, почему атомная масса урана превышает массовое число самого тяжёлого изотопа.

19. Символ одного из изотопов элемента $^{98}_{42}\text{Э}$. Указать: а) название элемента; б) число протонов и нейтронов в ядре; в) число электронов в электронной оболочке атома.

20. Массовое число атома некоторого элемента равно 181, в электронной оболочке атома содержится 73 электрона. Указать число протонов и нейтронов в ядре атома и название элемента.

21. В природных соединениях хлор находится в виде изотопов $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,5%) и $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,5%). Вычислить относительную атомную массу природного хлора.

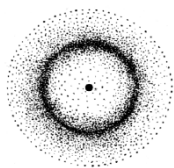
22. Рассчитайте число протонов и нейтронов в ядре атома технеция (изотоп с атомной массой 99) и ядре атома радия (изотоп с атомной массой 226).

23. Природный галлий состоит из изотопов $^{69}_{31}\text{Ga}$ и $^{71}_{31}\text{Ga}$. Рассчитайте процентное содержание каждого изотопа в природном галлии, если его относительная атомная масса равна 69,72.

24. Найдите число протонов и нейтронов в ядрах атомов As, Sn, Ns, Y, Ge, Os, Fr и Mo.

25. Определить группы элементов, которые являются: а) изобарами, б) изотопами: $^{226}_{88}\text{Ra}$, $^{49}_{20}\text{Ca}$, $^{27}_{13}\text{Al}$, $^{222}_{86}\text{Rn}$, $^{25}_{12}\text{Mg}$, $^{28}_{13}\text{Al}$, $^{49}_{21}\text{Sc}$, $^{27}_{12}\text{Mg}$.

2. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ



Ядерная модель атома была создана на основе экспериментальных данных по рассеянию α -частиц металлической фольгой (Э. Резерфорд, 1911 год). Однако эта модель имела ряд важных недостатков, в частности она не объясняла устойчивость атома и приводила к неправильным выводам об атомном спектре.

Для устранения этих просчетов Нильс Бор в 1913 году разработал собственную теорию строения атома, в которую ввел квантовую теорию излучения (Макс Планк, 1900) и представление о дискретных (меняющихся скачками) энергетических состояниях электрона в атоме. Теория Бора привела в согласие модель атома с его спектрами, объяснив их происхождение и структуру. Частота колебаний для каждой спектральной линии может быть вычислена из уравнения

$$h\nu = \Delta E = E_{\text{д}} - E_{\text{б}},$$

где $E_{\text{д}}$ и $E_{\text{б}}$ - энергии электрона соответственно на более удаленной и более близкой к ядру орбите. Полная энергия электрона равна сумме его кинетической и потенциальной энергии:

$$E = E_{\text{к}} + E_{\text{п}} = \frac{e^2}{2r} + \left(-\frac{e^2}{r} \right) = -\frac{e^2}{2r}.$$

Если в это уравнение подставить значения энергии и радиусов орбит, то

$$h\nu = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_{\text{б}}^2} - \frac{1}{n_{\text{д}}^2} \right) = K \left(\frac{1}{n_{\text{б}}^2} - \frac{1}{n_{\text{д}}^2} \right).$$

Отсюда

$$\nu = \frac{K}{h} \left(\frac{1}{n_{\text{б}}^2} - \frac{1}{n_{\text{д}}^2} \right),$$

где K/h – константа Ридберга R , равная $3,28 \times 10^{15} \text{ с}^{-1}$ (Гц). Если ν заменить волновым числом $\bar{\nu}$, равным $1/\lambda \text{ см}^{-1}$, то $R = 1,1 \times 10^5 \text{ см}^{-1}$.

Спектр излучения атома водорода состоит из нескольких серий: серия Лаймана ($n_{\text{б}} = 1$) лежит в ультрафиолетовой (УФ) области спектра ($\lambda = 10 - 400 \text{ нм}$); серия Бальмера ($n_{\text{б}} = 2$) – в видимой части спектра ($\lambda = 400 - 760 \text{ нм}$); серия Пашека ($n_{\text{б}} = 3$) – в инфракрасной (ИК) области ($\lambda = 760 - 400\,000 \text{ нм}$).

Первым шагом на пути создания квантовой механики явились условия квантования и дискретности энергетических состояний электрона в атоме, введенные Н. Бором. Следующим этапом стали труды Вернера, Гейзенберга, Эрвина Шредингера и Луи де Бройля.

В 1925 г. Гейзенберг выдвинул так называемый принцип неопределенности, который утверждает принципиальную невозможность одновременного определения с одинаковой степенью точности импульса электрона ($p=mv$) и его положения в пространстве. Математическая запись этого принципа: $\Delta p_x \Delta x \geq h$, где Δp_x и Δx – соответственно погрешности в определении составляющей импульса частицы и ее координаты по оси X .

В 1924 г. Луи де Бройль высказал предположение, что любым микро-частицам, в том числе и электронам, присуща двойственная корпускулярно-волновая природа (до этого подобные свойства приписывались только фотонам.). В течение нескольких лет гипотеза оставалась только гипотезой, пока в 1927 г. она не была подтверждена экспериментально американскими физиками К. Девиссоном и Л. Джермером. Математически гипотеза выражается уравнением $\lambda = h/mv$.

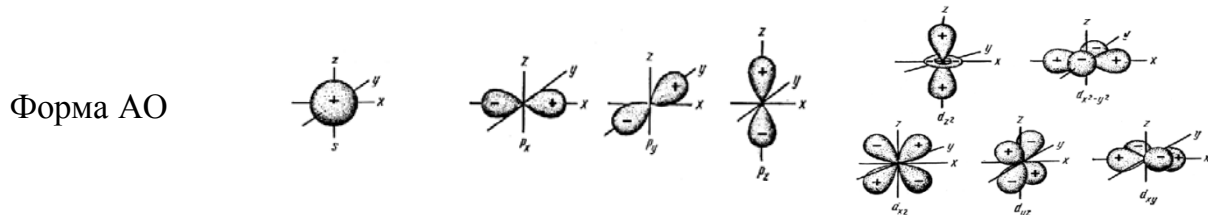
В 1926 г. Э. Шредингер создал квантовомеханическую модель атома. Электронную волну он представил в виде волновой функции «пси» $\Psi = f(x, y, z)$, где x, y, z – координаты трехмерного пространства. Такие волновые функции характеризуют состояние электрона в атоме и являются решениями уравнения Шредингера. Дискретность состояния электрона выражается квантовыми числами n, l, m . Четвертое квантовое число - s – характеризует собственное движение электрона. Квантовые числа n, l, m определяют атомную орбиталь (АО) или совокупность положения электрона в атоме (состояние электрона, характеризующееся определённой энергией, а также формой и пространственной ориентацией электронного облака).

n - *главное квантовое число*, характеризует энергию электрона и размер электронного облака. Оно принимает ряд целочисленных значений: $n=1,2,3, \dots$. Электроны с одинаковыми значениями n образуют энергетический (квантовый) уровень или слой. Чем больше численное значение n , тем большей энергией обладают электроны данного уровня. Для возбужденных атомов $n = 1 - 7$ в соответствии с номером периода периодической системы, в котором находится элемент.

l - *орбитальное квантовое число*, характеризует форму электронного облака и энергию электрона на энергетическом подуровне в многоэлектронном атоме. При заданном значении n оно принимает значения: $l=0,1,2,\dots,(n-1)$. В пределах одного квантового уровня энергия электронов увеличивается с увеличением l . Электроны с одинаковыми значениями n и l образуют энергетический подуровень. Более четырех подуровней в возбужденном атоме не заполняется, так как значения l , равные 0,1,2,3,

описывают электроны атомов всех известных элементов. Ниже приведены условные обозначения АО и их форма.

Значение l	0	1	2	3
Обозначение АО	s	p	d	f



m - магнитное квантовое число, характеризует положение орбитали в пространстве. При заданном l магнитное квантовое число изменяется в пределах $m = -l...0...+l$. Сколько значений имеет m , столько орбиталей находится на данном подуровне. Таким образом, на s -подуровне одна орбиталь ($m=0$), на p - подуровне три орбитали ($m=0,\pm 1$), на d -подуровне пять орбиталей ($m=0,\pm 1,\pm 2$), на f -подуровне семь орбиталей ($m=0,\pm 1,\pm 2,\pm 3$).

Значения квантовых чисел

n	l	m	Энергетический уровень и подуровень
1	0	0	1s
2	0	0	2s
	1	-1,0,+1	2p
3	0	0	3s
	1	-1,0,+1	3p
	2	-1,-2,0,+1,+2	3d
4	0	0	4s
	1	-1,0,+1	4p
	2	-2,-1,0,+1,+2	4d
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	4f

s - спиновое квантовое число, не связано с движением электрона вокруг ядра, а определяет его собственное состояние. s имеет два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

В соответствии с *принципом Паули в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел*. Отсюда следует, что максимальная емкость каждой АО равна двум электронам с противоположными спинами. Таким образом, емкость первого квантового слоя - 2, второго - 8, третьего - 18, четвертого - 32 электрона.

Последовательность размещения электронов в многоэлектронном атоме должна отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. *электрон дол-*

жен обладать наименьшей энергией (принцип наименьшей энергии). Поэтому электроны не занимают вышележащего энергетического уровня, если в нижележащем есть места, располагаясь на которых электрон будет обладать меньшей энергией. Так как энергия определяется значениями n и l , то сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений $n + l$ является наименьшей. Если для двух подуровней суммы значений $n + l$ равны, то сначала заполняется подуровень с меньшим значением n (правила Клечковского).

Таким образом, порядок заполнения АО в многоэлектронных атомах следующий:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f \approx 5d, 6p, 7s, 5f \approx 6d, 7p$.

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням можно представить в виде *электронной формулы*. Так, запись $5p^3$ означает, что 3 электрона располагаются на p -подуровне пятого энергетического уровня. Чтобы составить электронную формулу атома любого элемента, следует знать номер данного элемента в периодической системе (т.е. число электронов в атоме) и выполнять правила определяющие распределение электронов в атоме.

Часто структуру электронных оболочек изображают с помощью энергетических (квантовых) ячеек - это так называемые *графические электронные формулы*:



Клетка - орбиталь, стрелка - электрон, направление стрелки - направление спина. Орбитали подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда).

2.1. ПРИМЕРЫ

Задача №1. Определить энергию, которой обладает электрон, находясь на втором энергетическом уровне в атоме водорода.

Решение. В атоме водорода энергия электрона на различных квантовых уровнях определяется соотношением

$$E = -13,60 \frac{Z^2}{n^2},$$

где Z – заряд ядра атома, n – номер энергетического уровня. Знак минус означает, что отрыв электрона от атома требует затраты энергии.

Следовательно, энергия электрона на втором энергетическом уровне

$$E = -13,60 \frac{1^2}{2^2} = 3,4 \text{ эВ.}$$

Задача №2. Скорость движения электрона равна 2×10^9 м/с. Рассчитать длину волны электрона.

Решение. Взаимосвязь между скоростью движения электрона и его длиной волны выражается уравнением де Бройля $\lambda = h/(mv)$, где h – постоянная Планка, равная $6,6262 \times 10^{-34}$ Дж·с; m – масса электрона, равная $9,108 \times 10^{-31}$ кг.

Длина волны в данном случае

$$\lambda = \frac{6,6262 \cdot 10^{-34}}{9,108 \cdot 10^{-31} \cdot 2 \cdot 10^9} = 0,36 \cdot 10^{-12} \text{ м.}$$

Задача №3. Чему равна энергия перехода между 4-м и 3-м энергетическими уровнями в атоме водорода? К какой серии спектра относится линия, возникающая при таком переходе?

Решение:

$$\Delta E = K \left(\frac{1}{n_B^2} - \frac{1}{n_D^2} \right); K = 1312 \text{ кДж/моль}; \text{ тогда } \Delta E = 1312 \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right) =$$

$= 63,78 \text{ кДж/моль}$. Так как $n_B = 3$, то линия относится к серии Пашека.

Задача №4. Один фотон несет энергию, равную $3,06 \times 10^{-19}$ Дж. Какой длине волны и частоте колебаний это соответствует?

Решение. По условию задачи $E = h\nu = 3,06 \times 10^{-19}$ Дж, откуда

$$\nu = \frac{3,06 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}} = 4,62 \cdot 10^{14} \text{ с}^{-1};$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu}, \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{4,626 \cdot 10^{14}} = 649 \cdot 10^{-9} \text{ м} = 649 \text{ нм.}$$

Найденные параметры указывают на то, что излучение относится к красной области спектра, которая лежит в диапазоне длин волн 760 – 625 нм.

Задача №5. Погрешность в определении скорости движения электрона составляет 1 см/с. Чему равна при этом неопределенность его положения?

Решение:

$$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг}; h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}; \Delta p \Delta x \geq h;$$

$$\Delta x = \frac{h}{\Delta p_x} = \frac{h}{m \Delta v}; \Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг} \cdot 10^{-2} \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}} = 7,3 \cdot 10^{-2} \frac{\text{Дж} \cdot \text{с}^2}{\text{кг} \cdot \text{м}} =$$

$$= 7,3 \cdot 10^{-2} \frac{\text{кг} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{с}^2}{\text{кг} \cdot \text{м} \cdot \text{с}^2} = 7,3 \cdot 10^{-2} \text{ м} = 7,3 \text{ см}.$$

Задача №6. Какими квантовыми числами отличаются электроны на подуровне $2p$

↑	↑	↑
---	---	---

. Какие квантовые числа у них одинаковы?

Решение. Электроны одного энергетического подуровня имеют одинаковые квантовые числа n и l . В данном случае для $2p$ -электронов: $n=2$ и $l=1$. Спины этих электронов также одинаковы: $s=+1/2$. Так как электроны находятся на разных орбиталях, магнитные числа у них различны ($m=-1, m=0, m=1$)

Задача №7. Написать электронные формулы элементов, порядковые номера которых 22 и 51.

Решение. Порядковый номер атома элемента равен количеству электронов в атоме. Зная, из каких подуровней состоит каждый энергетический уровень, максимальную электронную ёмкость каждого энергетического подуровня и порядок их заполнения, можем записать электронные формулы элементов:

$$22 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2;$$

$$51 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3.$$

Задача №8. Среди указанных ниже электронных конфигураций выбрать невозможные: $3s^2, 2d^1, 3d^{11}, 4p^5$.

Решение. Невозможны следующие состояния электронов в атомах:

1) $2d^1$. В пределах второго энергетического уровня $n=2$ электрон может находиться только в состоянии $l=0$ и $l=1$, т.е. в s - и p -состояниях;

2) $3d^{11}$. Максимальное число d -орбиталей в пределах данного энергетического уровня равно пяти, т.е. на d -орбитали может находиться максимум 10 электронов.

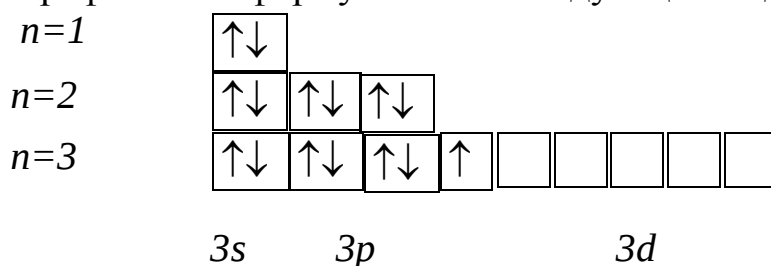
Задача №9. Какой подуровень будет заполняться вслед за подуровнем $4s$?

Решение. Подуровню $4s$ соответствует сумма $n + l = 4 + 0 = 4$. Такой же суммой $n + l$ характеризуется подуровень $3p$, но заполнение этого под-

уровня предшествует заполнению подуровня $4s$, так как последнему отвечает большее значение главного квантового числа. Следовательно, после подуровня $4s$ будет заполняться подуровень с суммой $n + l = 5$, причём из всех возможных комбинаций $n + l$, соответствующих этой сумме ($n=3, l=2$; $n=4, l=1$; $n=5, l=0$), первой будет реализоваться комбинация с наименьшим значением квантового числа, т.е. вслед за подуровнем $4s$ будет заполняться подуровень $3d$.

Задача №10. Напишите схему распределения электронов в атоме хлора.

Решение. Электронная формула хлора $_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$, электронно-графическая формула имеет следующий вид:



2.2. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

№26. Рассчитать значение энергии электрона в атоме водорода, если $n=1, 2, 3, 4$.

№27. Вычислить энергию фотона в пучке желтого света, для которого $\lambda=589$ нм.

№28. Вычислить энергию излучения, длина волны которого равна 1 нм.

№29. Какой энергии соответствует линия в спектре неона, если ее $\lambda=185$ нм?

№30. Определить энергию кванта излучения атома ртути (эВ) при длине волны излучения 253,7 и 185 нм.

№31. Какую энергию несут кванты света с длиной волны 550 и 500 нм? Первые соответствуют желтой, а вторые – зеленой области видимой части спектра.

№32. Какую энергию надо затратить, чтобы возбудить электрон в атоме водорода, находящийся в основном состоянии (первый энергетический уровень), до второго и пятого энергетического уровня?

№33. Разница двух энергетических состояний электрона равна 195,25 кДж/моль. Какой должна быть частота излучаемого или поглощаемого света?

№34. Чему равна длина волны электрона, движущегося со скоростью $6 \cdot 10^6$ м/с?

№35. Неопределенность положения электрона равна 10^{-10} м. Какой при этом будет неопределенность в импульсе и скорости?

№36. Чему будет равен импульс фотона для света с длиной волны 485 нм?

№37. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с. Найти неопределенность в положении электрона.

№38. Найти массу фотона красного света с длиной волны 648 нм и сравнить ее с массой электрона.

№39. Атом гелия при комнатной температуре имеет энергию движения 0,04 эВ. Рассчитать длину волны.

№40. Найти длину волны, массу и импульс фотона с энергией 6,7 эВ.

№41. Пылинка массой 10^{-6} г движется со скоростью 1 см/с. Можно ли обнаружить волновые свойства этой частицы?

№42. Найти длину волны для молекулы азота, движущейся со скоростью 1 км/с. Можно ли обнаружить волновые свойства этой частицы?

№43. Масса нейтрона равна $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, скорость его движения 2200 м/с. Найти длину волны.

№44. Найти длину волны протона и частицы массой 1 г, движущихся с одинаковой скоростью 11 км/с.

№45. Погрешность в определении положения электрона равна 0,5 см. Найти погрешность в определении скорости.

№46. Погрешность в определении положения электрона равна 0,05 нм. Найти погрешность в определении скорости.

№47. Каким переходам электронов соответствуют линии с $\lambda_{\max}$ и $\lambda_{\min}$ в сериях Лаймана и Бальмера?

№48. Видимая область спектра лежит в интервале значений от 400 до 760 нм. Найти соответствующий интервал частот.

№49. Чему равна длина волны электрона, движущегося со скоростью 2187 км/с?

№50. Неопределенность положения электрона равна 1 см. Какой при этом будет неопределенность в импульсе и скорости?

№51. Опишите электроны, состояние которых характеризуется следующими квантовыми числами:

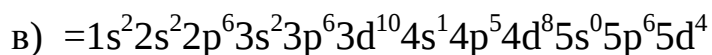
а) $n=3 \quad l=0 \quad m=0$;

б) $n=4 \quad l=2 \quad m=1$.

№52. Определите ошибки, допущенные при распределении электронов в следующих электронных формулах атомов:

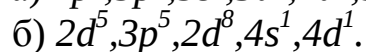
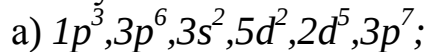
а) $= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^8 5s^1 5p^2 5d^3$

б) $= 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^3 4s^1 4p^2$



№53. Составьте электронные и графические формулы элементов с порядковыми номерами 8, 15, 17.

№54. Среди указанных ниже электронных конфигураций выбрать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации:



№55. Написать электронные формулы I, Br, Cl, C, S.

№56. Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения подуровня $4p$.

№57. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого: $l=2$? $l=3$?

№58. Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n=4$.

№59. Определить последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n + l$: а) 5; б) 6.

№60. Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: а) 13; б) 43.

№61. Какие значения имеют квантовые числа, характеризующие электроны в атомах с порядковыми номерами 18, 25, 33, 42, 51?

№62. Написать электронные формулы атомов C и N. Распределить электроны по квантовым ячейкам в возбуждённом и основном состоянии.

№63. Напишите электронные формулы ионов Li^+ , Zn^{+2} , Mn^{+2} , Sn^{+2} , Fe^{+3} . Какие из перечисленных ионов наиболее устойчивы?

№64. Напишите электронные формулы и определите число неспаренных электронов в основном и в возбуждённом состоянии для атомов сурьмы, никеля, неодима и хлора.

№65. Какой подуровень заполняется в атомах после заполнения подуровня $5p$, $5d$?

№66. Сколько вакантных $3d$ -орбиталей имеют атомы ванадия и марганца?

№67. Сколько неспаренных электронов содержат невозбуждённые атомы мышьяка, ртути и рутения?

№68. Какими квантовыми числами можно охарактеризовать валентные электроны атома азота?

№69. Составить электронно-графические схемы ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{3+} ?

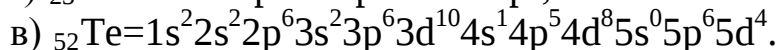
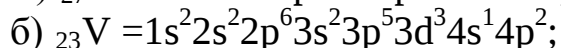
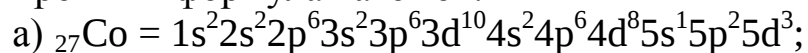
№70. Сколько электронных слоёв у атомов с числом протонов в ядре 4, 9, 17, 19? Ответ обоснуйте.

№71. Напишите электронные формулы ионов O^{2-} , S^{2-} , Sc^{+3} , Cr^{+3} , Ag^{+} , Rb^{+} , Br^{-} .

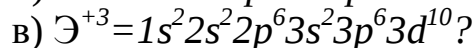
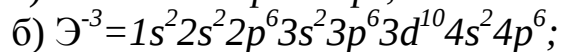
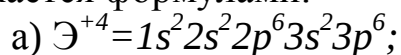
№72. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m для данного орбитального квантового числа $l = 0, 1, 2$ и 3 ?

№73. Распределите по ячейкам и охарактеризуйте квантовыми числами валентные электроны $4s^2 4p^2$.

№74. Определите ошибки, допущенные при распределении электронов в следующих электронных формулах атомов:



№75. Какое число электронных слоёв имеют ионы, электронное строение которых выражается формулами:



3. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ

Современная формулировка периодического закона звучит так: *«свойства элементов, простых веществ и их соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов их атомных ядер»*. Периодичность в изменении свойств элементов обусловлена числом электронов в атоме и электронной структурой атома. С увеличением заряда ядра (порядкового номера элемента) периодически повторяется число электронов на внешнем энергетическом уровне атома и их распределение по ns , np , $(n-1)d$ и $(n-2)f$ - орбиталям. С электронной конфигурацией атома связаны такие его свойства, как: радиус атома, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, окислительно-восстановительная активность. Энергия ионизации - это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома (иона), находящегося в нормальном состоянии. Энергия ионизации характеризует восстановительные (металлические) свойства атомов. Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражены восстановительные (металлические) свойства. Энергия сродства к электрону - это энергия, которая выделяется (поглощается) при присоединении электрона к атому (иону). Чем больше энергия сродства электрона, тем сильнее выражены окислительные (неметаллические) свойства частицы. Электроотрицательность характеризует способность атомов оттягивать электронную плотность от других атомов при образовании химических связей. Чем больше электроотрицательность, тем большими окислительными (неметаллическими) свойствами обладает

атом, и наоборот. Широко используется относительная шкала электроотрицательностей, предложенная Полингом.

Периодическая система элементов имеет семь периодов, из которых 1,2,3-й называются малыми периодами, а 4,5,6,7-й называются большими периодами. *Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение квантового слоя.*

При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа n внешнего уровня. У s - и p -элементов заполняется внешний слой, у d -элементов - предвнешний, а у f -элементов - третий снаружи. Каждый период (кроме первого) начинается типичным металлом (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и завершается благородным газом, которому предшествует типичный неметалл (F, Cl, Br, I, At). Поэтому переход от начала периода к его концу связан с постепенным ослаблением металлических (восстановительных) свойств и усилением неметаллических (окислительных) свойств. Уменьшается радиус атомов. Увеличиваются: энергия ионизации (немонотонно); энергия сродства к электрону и электроотрицательность.

В соответствии с максимальным числом электронов на внешнем уровне невозбужденных атомов элементы периодической системы подразделяются на восемь групп. Номер группы определяется количеством электронов на *валентных орбиталях* атома, т.е. для s - и p -элементов количеством электронов на внешнем квантовом уровне, для d -элементов - количеством электронов на внешнем ns -подуровне и заполняющемся $(n-1)d$ -подуровне. (Электроны внешних и застраивающихся предвнешних электронных уровней, которые могут участвовать в образовании химических связей, называют *валентными электронами*.) Исключением из правила являются d -элементы, у которых сумма электронов на этих подуровнях больше восьми. Например, ${}_{27}\text{Co}$ $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^7 4s^2$ -находится в восьмой группе, ${}_{28}\text{Ni}$ $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^8 4s^2$ -также в восьмой группе, ${}_{29}\text{Cu}$ $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ -в первой группе и ${}_{30}\text{Zn}$ $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ -во второй группе. Аналогичная картина наблюдается и для электронных аналогов данных элементов, находящихся в 5-м и 6-м периодах. (Элементы, обладающие одинаковым электронным строением внешнего уровня, называют *электронными аналогами*.) Элементы групп подразделяются на подгруппы: s - и p -элементы составляют главную подгруппу, d - и f -элементы - побочную подгруппу.

В группах s -, p -элементов и в III группе d -элементов сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, энергия ионизации уменьшается, т.е. усиливаются металлические (восстановительные) свойства и уменьшаются неметаллические (окислительные) свойства. В остальных девяти группах d -элементов зависимость обратная.

3.1. ПРИМЕРЫ

Задача №1. На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы элементов? Почему их помещают в разных подгруппах?

Решение. Электронные конфигурации атомов:

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Mn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Валентные электроны хлора – $3s^2 3p^5$, а марганца – $3d^5 4s^2$; таким образом, эти элементы не являются электронными аналогами и не должны размещаться в одной и той же подгруппе. Но на валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов – 7. На этом основании оба элемента помещают в одну и ту же седьмую группу периодической системы, но в разные подгруппы.

Задача №2. Определить место элементов, с порядковыми номерами 37 и 62, в периодической системе.

Решение. Порядковый номер элемента равен заряду ядра атома и, следовательно, количеству электронов в атоме. Записав электронные формулы элементов, определим их местоположение:

Z – 37; электронная формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^0 5s^1$; валентные электроны – $5s^1$; период – 5; группа – 1(главная);

Z – 62; электронная формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2 4f^6$; валентные электроны – $6s^2$; период – 6; группа – 3(побочная).

Задача №3. Атомы имеют следующие электронные структуры:

1) $1s^2 2s^2 2p^1$;

2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Определите их порядковый номер, тип элемента и группу.

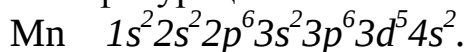
Решение. Число электронов в электронной оболочке атома равно заряду ядра, а следовательно, и порядковому номеру элемента. Порядковый номер элемента с электронной конфигурацией: 1) равен 5; 2) равен 16.

Тип элемента определяет тот подуровень, заполнение которого электронами идёт в оболочке атома. Элементы под номерами 5 и 16 являются *p*-элементами.

Номер группы для *s*- и *p*-элементов определяется числом электронов на высшем энергетическом уровне. Элемент под номером 5 находится в 3 - й группе, главной подгруппе, под номером 16 – в 6 – й группе главной подгруппы.

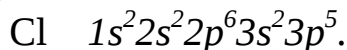
Задача №4. Почему у элемента 7 – й группы – марганца преобладают металлические свойства, тогда как стоящие в той же группе галогены являются типичными неметаллами?

Решение. Электронная конфигурация атома:



Это *d*-элемент, находится в 7 – й группе, побочной подгруппе, в 4 -м периоде периодической системы.

Галогены, стоящие в непосредственной близости от Mn, например хлор, находятся в 7 – й группе, главной подгруппе, у них идёт заполнение *p*-подуровня, это *p*-элементы:

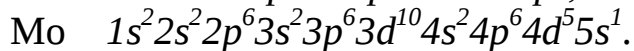
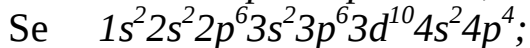
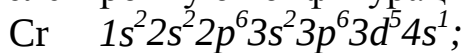


Атому Mn до заполнения незавершённого 3*d*-подуровня нужно 5 электронов, поэтому ему легче отдать с внешнего энергетического уровня 2 электрона, т.е. проявить металлические свойства, чем принять пять недостающих и проявить неметаллические свойства.

Хлору до завершения 3*p*-подуровня не хватает 1 электрона, поэтому он принимает недостающий электрон и проявляет неметаллические свойства, как и все электронные аналоги Cl – галогены.

Задача №5. С каким элементом более сходен Mo (*Z*=42) по свойствам – с селеном или хромом?

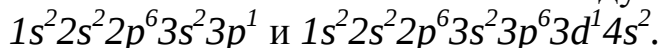
Решение. Селен, хром и молибден – это элемент 6 -й группы периодической системы; запишем электронную конфигурацию элементов:



Как видно из приведённых электронных структур, Cr и Mo являются элементами-аналогами, имеют идентичное строение внешнего энергетического уровня. Cr и Mo являются *d*-элементами, Se – это *p*-элемент. Как известно, сходство химических свойств элементов связано со сходством в строении их электронных оболочек, поэтому Cr и Mo обладают более близкими свойствами, чем Mo и Se.

3.2.ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

№76 Атомы элементов имеют следующие электронные структуры:



Определить порядковый номер элемента, тип элемента, номер группы, к которой они относятся.

№77 Определите период, ряд и группу, в которых находятся элементы с порядковыми номерами 14, 24, 52, 101, 76.

№78 У какого элемента 4 - го периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Почему?

№79 Указать порядковый номер элемента, у которого: а) заканчивается заполнение электронами орбиталей 4*d*; б) начинается заполнение подуровня 4*p*.

№80 Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой $5s^25p^4$. Определить порядковый номер и название элемента.

№81 На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

№82 Перечислить электронные аналоги среди элементов 6 - й группы периодической системы. Написать в общем виде электронные формулы валентных подуровней атомов этих элементов.

№83 У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n + l = 5$?

№84 У какого из элементов 7 - й группы, у хлора или йода сильнее выражены неметаллические свойства? Почему?

№85 Написать электронные формулы элементов, находящихся в 5-м периоде, 3 - й группе, главной подгруппе.

№86 Написать электронные формулы атомов C, O, Se. Исходя из электронной структуры, определить их положение в периодической системе.

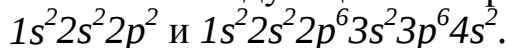
№87 В атомах каких элементов начинают формироваться $3d$ -, $4d$ -, $4f$ -, $5d$ -, $5f$ - и $6d$ -подуровни?

№88 Какой из элементов 2 - й группы периодической системы Ca или Ba имеет более ярко выраженные металлические свойства? Почему?

№89 Укажите, пользуясь периодической таблицей, порядковый номер, период, группу, подгруппу и принадлежность к металлам или неметаллам для магния, кремния, рения и теллура.

№90 Расположите элементы в порядке возрастания металлических свойств: P, Se, Te, S.

№91 Атомы элементов имеют следующие электронные структуры:



Определить порядковый номер элемента, тип элемента, номер группы, к которой они относятся.

№92 У какого элемента N или O сильнее выражены неметаллические свойства? Почему?

№93 Определите порядковый номер элемента, находящегося: в 4 - м периоде, 4 - м ряду, 3 - й группе; в 6 - м периоде, 8 - м ряду, 5 - й группе; в 3 - м периоде, 4 - й группе.

№94 Написать электронные формулы атомов Si и S. Определить место элементов в периодической системе.

№95 Какими химическими свойствами должен обладать элемент с порядковым номером 34? С каким элементом он должен быть наиболее сходен?

№96 Какой элемент четвёртого периода периодической системы является наиболее типичным металлом? Почему?

№97 Какой из элементов Cl или Br обладает большей энергией ионизации, сродством к электрону и электроотрицательностью? Почему?

№98 Руководствуясь периодической системой, укажите символ химического элемента, нейтральному атому которого отвечает следующая электронная формула:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$;
 в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.

№99 Какой элемент пятого периода периодической системы является наиболее типичным неметаллом? Почему?

№100 Руководствуясь периодической системой, укажите символ химического элемента, иону которого отвечает следующая электронная формула:

- а) $\text{Э}^{+3} = [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2$;
 б) $\text{Э}^3 = [{}_{18}\text{Ar}, 3d^{10}] 4s^2 4p^6$;
 в) $\text{Э}^{-2} = [{}_{17}\text{Cl}] 2s^2 2p^6$.

4. ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Номера задач	18	25	19	22	11	23	15	20	21	17	1	16	5	6	24
	30	27	48	36	31	43	47	35	26	41	32	39	50	37	42
	65	68	52	58	51	73	75	53	69	66	74	59	72	56	67
	93	76	96	87	77	99	86	82	84	98	88	81	91	85	83

Вариант	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Номера задач	2	10	14	9	3	12	8	7	4	13	17	20	10	2	24
	28	44	34	40	46	38	29	33	45	49	28	39	42	37	26
	71	57	62	70	60	64	61	54	63	55	51	67	63	53	74
	94	90	89	92	100	97	79	80	95	78	82	76	91	88	79

5. ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

Билет № 1

1. Электронная структура атома элемента с $Z = 22$:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$;
- 2) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6 3d^4 4s^1$;
- 3) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2 3p^4 3d^9 4s^2$;
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
- 5) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2 3s^2 3p^6 3d^2$.

2. АО характеризуется :

- 1) квантовым числом n ;
- 2) квантовым числом L ;
- 3) суммой $n + L$;
- 4) определенным расположением в пространстве волновой функции ψ ;
- 5) квантовым числом M_s .

3. Электроны размещают по АО в пределах одного подуровня по правилу:

- 1) Резерфорда;
- 2) Хунда;
- 3) Бора;
- 4) Клечковского;
- 5) Эйнштейна.

4. Графическая схема Se ($Z=34$):

- 1) $4s \uparrow\downarrow 4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
- 2) $4s \uparrow\downarrow 4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \text{---}$
- 3) $4s \uparrow\downarrow 4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
- 4) $4s \uparrow\downarrow 4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow 4d \uparrow \text{---} \text{---} \text{---}$
- 5) $4s \uparrow\downarrow 4p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow 4d \uparrow \uparrow \text{---} \text{---} \text{---}$

5. Энергия ионизации измеряется в:

- 1) эВ;
- 2) моль / кДж;
- 3) Дж · с;
- 4) моль / л · с;
- 5) Кл.

Билет № 2

1. Квантовое число n определяет:

- 1) геометрическую форму орбитали;
- 2) энергетический уровень электрона;
- 3) число подуровней;
- 4) ориентацию орбитали;
- 5) заряд ядра.

2. Максимальное число электронов в электронном слое с $n = 4$:

- 1) 32;
- 2) 18;
- 3) 36;
- 4) 16;
- 5) 8.

3. Энергия ионизации – это:

- 1) энергия, которая выделяется (или поглощается) при присоединении электрона к нейтральному атому (иону);
- 2) характеризует способность атомов оттягивать электронную плотность от других атомов при образовании химической связи;
- 3) энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, находящегося в нормальном состоянии;
- 4) энергия движения электрона;
- 5) энергия связи.

4. Если $L = 2$; $L = 3$, то m_L равно:

- 1) 5 ; 8;
- 2) 5 ; 7;
- 3) 8 ; 3;
- 4) 3 ; 7;
- 5) 7 ; 5.

5. Главную подгруппу определяет:

- 1) s и f ;
- 2) d и f ;
- 3) s ;
- 4) s и p ;
- 5) p и d .

Билет № 3

1. Высшая степень окисления элемента в группе равна:

- 1) номеру группы;
- 2) порядковому номеру;
- 3) числу электронов на последнем энергетическом уровне;
- 4) атомной массе;
- 5) массе атома.

2. Электронные орбитали, характеризующиеся суммой $n + L = 5$, заполняются в порядке:

- 1) $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4d$;
- 2) $4s \rightarrow 4p \rightarrow 5d$;
- 3) $2p \rightarrow 2s \rightarrow 3s$;
- 4) $3p \rightarrow 4s \rightarrow 4p$;
- 5) $3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$.

3. 1 эВ – это:

- 1) 95,5 Дж;
- 2) 95,6 кДж / моль;
- 3) $6,04 \cdot 10^{-23}$ моль;
- 4) $8,03 \cdot 10^{-18}$ Кл;
- 5) 13,85 кДж.

4. Уравнение Ридберга – это:

$$1 - m\nu = \frac{h}{\lambda};$$

$$4 - r_n = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} n^2;$$

$$2 - \nu = 3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{n_{\delta}^2} - \frac{1}{n_{\theta}^2} \right);$$

$$5 - E = h\nu.$$

$$3 - \frac{m}{M} RT = PV ;$$

5. ψ^2 определяет:

- 1) вероятность обнаружения электрона в соответствующей области пространства;
- 2) излучаемую энергию электрона;
- 3) неопределенность положения микрочастицы в пространстве;
- 4) главные квантовые числа;
- 5) энергию отрыва электрона от атома.

Билет № 4

1. Элементы, у которых заканчивается заполнение d – орбиталей:

- 1) Fe – Ni;
- 2) Zn – Hg;
- 3) Cu;
- 4) Sc – La;
- 5) Ti – Hf;

2. Невозбужденный атом Eu ($Z=63$) содержит неспаренных электронов:

- 1) 3;
- 2) 7;
- 3) 4;
- 4) 1;
- 5) 6.

3. Постоянная Ридберга составляет:

- 1) $3,29 \cdot 10^{15}$;
- 2) $3 \cdot 10^{-8}$ Дж/кмоль·К;
- 3) $8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К;
- 4) 101,3 Дж;
- 5) $8 \cdot 10^{-3}$ Дж·с².

4. Побочная подгруппа определяется заполнением орбиталей:

- 1) p и s ;
- 2) s и d ;
- 3) d ;
- 4) f ;
- 5) d и f .

5. Принцип Паули:

- 1) в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел;
- 2) последовательность размещения электронов в атоме должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром;
- 3) энергия электрона определяется в основном значениями главного n и побочного L квантовых чисел;
- 4) если для двух подуровней суммы значений m и L равны, то в первую очередь заполняются подуровни с минимальным значением n .

Билет № 5

1. Элементы периодической системы делятся на 8 групп в соответствии с:

- 1) зарядом ядра;
- 2) максимальным числом электронов на внешнем уровне;
- 3) валентностью;
- 4) металлическими свойствами;
- 5) электроотрицательностью.

2. Число орбиталей в подуровне равно:

- 1) $2L + 1$;
- 2) n^2 ;
- 3) $2(2L+1)$;
- 4) $2n^2$;
- 5) L .

3. Значениями $n + L = 5$ характеризуются элементы периодов:

- 1) IV и V;
- 2) IV и VI;
- 3) VI и V;
- 4) III и IV;
- 5) IV.

4. После $5s$ заполняется:

- 1) $6d$;
- 2) $5p$;
- 3) $5d$;
- 4) $3f$;
- 5) $4d$.

5. Постоянная Планка составляет:

- 1) $6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с;
- 2) $8,31 \cdot 10^3$ Дж/кмоль·К;
- 3) $8 \cdot 10^3$ м/с;
- 4) $3,29 \cdot 10^{15}$;
- 5) 22,4 Дж/с.

Билет № 6

1. Сила притяжения электрона к ядру тем больше, чем

- 1) больше заряд ядра;
- 2) меньше энергии связи;
- 3) больше n и L ;
- 4) меньше Э.О;
- 5) больше $n + L$.

2. Химический элемент – вид атомов с:

- 1) различным зарядом ядра;
- 2) различным числом протонов и электронов;
- 3) одинаковым зарядом ядра;
- 4) пониженной энергией;
- 5) повышенной энергией;

3. Сродство к электрону - это:

- 1) способность атомов оттягивать электронную плотность от других атомов при образовании химической связи;
- 2) энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома;
- 3) энергия, которая выделяется (или поглощается) при присоединении электрона к нейтральному атому;
- 4) энергия связи;
- 5) энергия движения электрона.

4. Элемент с $z = 42$ находится в:

- 1) III п., 5-й гр.;
- 2) IV п., 5-й гр.;
- 3) V п., 5-й гр.;
- 4) III п., 6-й гр.;
- 5) V п., 6-й гр.

5. Элемент с $z = 23$ легко отдает с $4s$ – подуровня... электрона и проявляет степень окисления:

- 1) 1; +4;
- 2) 4; +1;
- 3) 2; +4;
- 4) 2; +2;
- 5) 1; +2.

6. ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте характеристику (заряд, масса) частиц: протона, нейтрона, электрона.
2. Что такое изотопы, изобары?
3. Чем можно объяснить дробность атомных масс большинства элементов?
4. Что тяжелее: атом водорода или нейтрон?
5. Перечислите все известные вам методы определения атомной массы элемента.
6. В каких единицах выражается атомная масса?
7. ${}^5_2\text{He}$, ${}^6_3\text{Li}$, ${}^7_4\text{Be}$, ${}^8_5\text{B}$ - изотопы. Дайте определение понятия «изотоп». Предложите другие примеры изотопов.
8. Что называют атомной единицей массы?
9. Что такое массовое число ядра?
10. Что характеризует заряд ядра атома?
11. Как распределяется масса атома между ядром и электронной оболочкой?
12. Какими соотношениями связаны между собой число протонов, число нейтронов, число электронов, массовое число и заряд ядра атома?
13. Чем отличаются друг от друга электроны, находящиеся на одной орбитали?
14. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем? При каком условии эти понятия сливаются?
15. Какое состояние атома называется основным или нормальным, возбуждённым?
16. Какими квантовыми числами описывается состояние электрона в атоме?
17. Что характеризует каждое квантовое число и какие значения они могут принимать?
18. В чём заключается принцип Паули?
19. Как формулируется правило Хунда?
20. Какие электроны атома называются валентными?
21. Чему равно максимально возможное число электронов на пятом энергетическом уровне?
22. Какое максимальное число электронов может находиться на s -, p -, d - и f - энергетических подуровнях атомов?
23. Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня?
24. В чём заключается правило Клечковского?

25. Какие энергетические уровни не имеют p - , d - . f - подуровней?
26. Возможно ли отсутствие в атоме s - подуровня?
27. Одинаковым значением какого квантового числа характеризуется совокупность электронов, которую называют электронным слоем?
28. Что называют атомной орбиталью?
29. Какие квантовые числа определяют размер, форму и ориентацию в пространстве электронного облака?
30. Чем должны отличаться два электрона, находящиеся на одном и том же энергетическом уровне и подуровне и имеющие одинаковые спины?
31. Чем должны отличаться два электрона, находящиеся на одном и том же энергетическом подуровне и имеющие одинаковое значение магнитного квантового числа и одинаковые спины?
32. Чем должны отличаться два электрона, находящиеся на одном и том же энергетическом уровне и имеющие одно и то же значение магнитного квантового числа и одинаковые спины?
33. Какую форму имеют s - , p - и d - электронные облака? Какой симметрией они обладают?
34. Как связано с принципом Паули определение ёмкости энергетических уровней и подуровней?
35. Чем определяется для данного энергетического уровня число подуровней, число атомных орбиталей и его электронная ёмкость?
36. Как связана атомная орбиталь с понятием электронного облака?
37. Чем определяется и чему равно число атомных орбиталей на s - , p - , d - и f - энергетических подуровнях?
38. Объясните причину изменения энергии электрона при переходе из одного состояния в другое по ряду $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ при одном и том же значении главного квантового числа?
39. Представьте себе, что принцип Паули не соблюдается. Изменится ли от этого форма периодической системы элементов?
40. Что такое энергия ионизации и в каких единицах она выражается?
41. Что такое сродство к электрону и в каких единицах оно выражается?
42. Какова современная формулировка периодического закона Д.И.Менделеева?
43. Что такое электроотрицательность?
44. Чем отличается современная формулировка периодического закона от той, которая была дана Д.И. Менделеевым?
45. Чем отличается восьмая группа элементов от остальных?
46. О чём говорит номер периода и номер группы с точки зрения строения атома?

47. По какому признаку элементы данной группы подразделяются на главную и побочную подгруппы?
48. Как объяснить с точки зрения строения атома причину периодичности свойств химических элементов?
49. Как изменяются значения атомных радиусов в периодах и подгруппах?
50. Какие элементы периодической системы относятся к s - , p - , d - и f -элементам?
51. Какой физический смысл имеет порядковый номер?
52. Почему химические свойства элемента в конечном счёте определяются зарядом ядра его атома?
53. Какова структура периодической системы, выраженная краткой таблицей? Что определяет число периодов, групп и подгрупп?
54. В каких случаях ёмкость заполняемого энергетического уровня и число элементов в периоде совпадают?
55. Чем определяется число s - , p - , d - и f - элементов в периодах? Какие элементы образуют главные и побочные подгруппы?
56. Какие периоды периодической системы называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них?
57. Какие периоды и почему содержат одинаковое число элементов?
58. Есть ли периоды, не содержащие s - , p - , d - и f - элементов? В каких периодах находятся элементы всех четырёх электронных семейств?
59. Почему водород помещают в 1-ю или в 7-ю группу периодической системы?
60. Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и в пределах одной группы? Что является причиной этих изменений?
61. Как изменяются ионизационные потенциалы, сродство к электрону и электроотрицательность элементов внутри периода и при переходе от одного периода к другому в пределах данной группы?
62. Какие элементы называют электронными аналогами?
63. Чем объяснить сходство d - элементов 3 группы с p - элементами той же группы?