ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ.

Если для характеристики атомной орбитали достаточно значений трех квантовых чисел: $\boldsymbol{n, l, m_l}$, то для описания электрона требуется еще одно – *спиновое.*

Любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями четырех квантовых чисел n, l, m_l и m_s.

Квантовые числа принимают значения целых чисел, каждое из которых отличается от соседнего на единицу.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Главное квантовое <u>число n</u> характеризует общую энергию электрона в атоме. Оно может принимать значения целых чисел: **1, 2, 3 … n.**

Орбитальное квантовое *<u>число l</u>* определяет форму орбитали, а следовательно и электронного облака. Оно может принимать значение от нуля до n-1:

$$l = 0, 1, 2, 3 \ldots n-1$$

Атомные орбитали, которым отвечают значения l, равные 0, 1, 2 и 3, называются соответственно *s-, p-, d-* и *f*-орбиталями.

В графических схемах электронного строения атомов каждая орбиталь обозначается символом □ .

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Магнитное квантовое число m_l характеризует пространственное расположение орбиталей (облаков). Оно может принимать все целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая ноль:

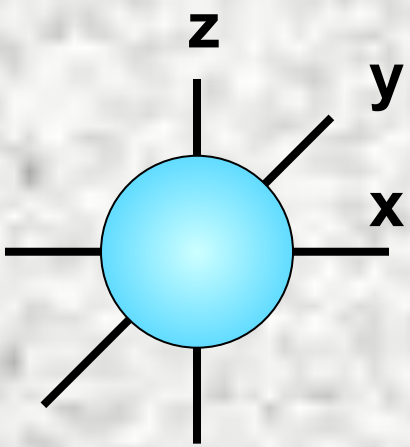
$$m_l = -l \ldots 0 \ldots +l$$

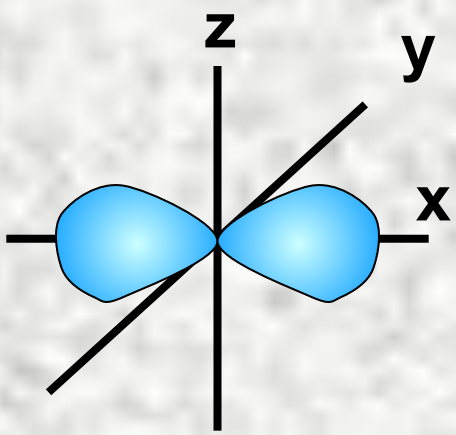
Например, при $l = 2$ имеем

$$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$$

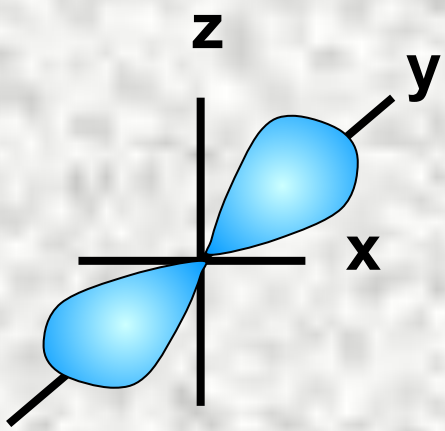
Спиновое квантовое число m_s может иметь всего два значения: **+ ½** и **– ½**

ФОРМЫ *s*-, *p*- ОРБИТАЛЕЙ

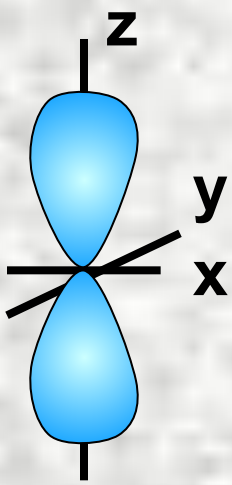




Px

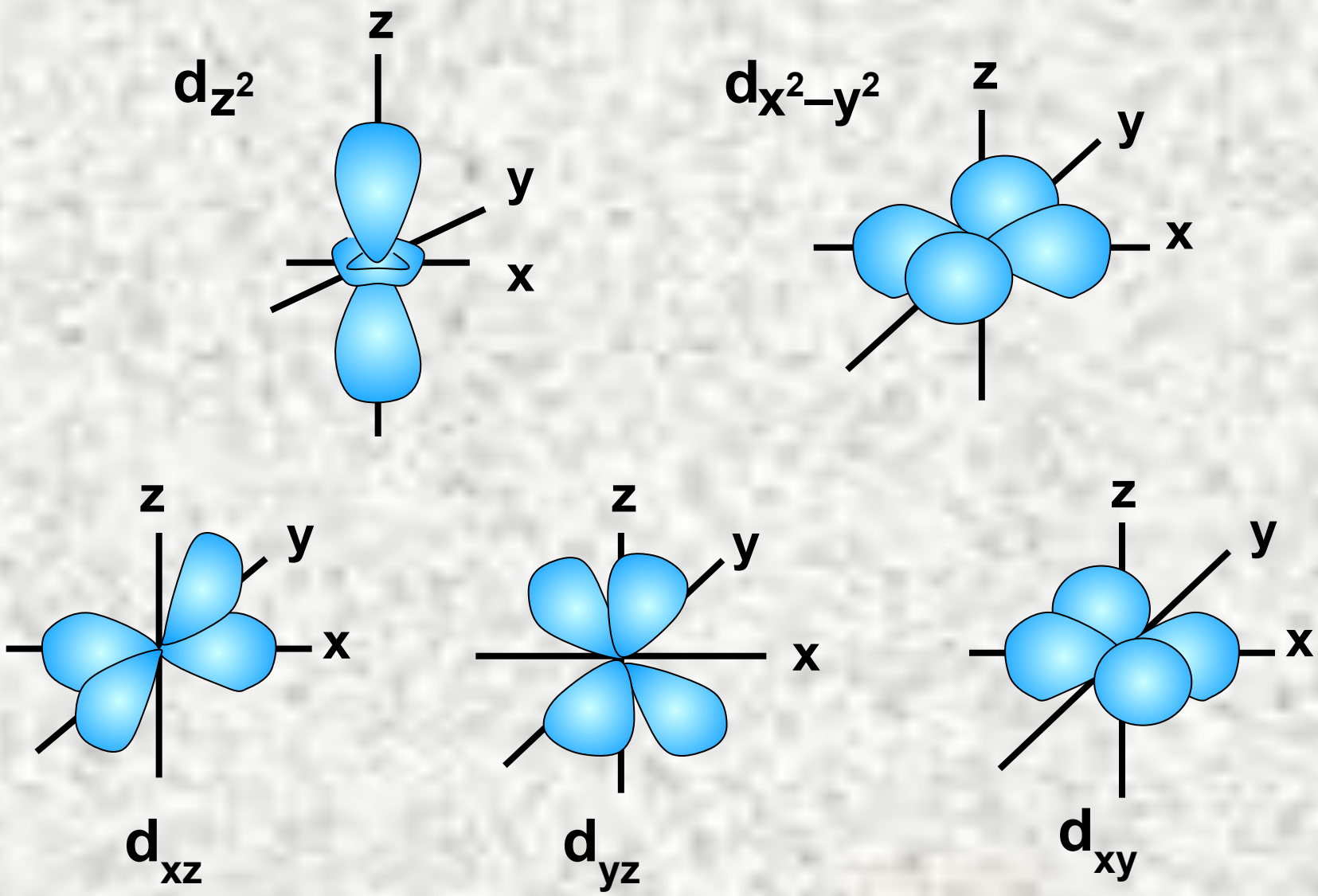


Py



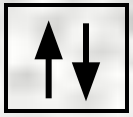
Pz

ФОРМЫ *d* - ОРБИТАЛЕЙ



ПРИНЦИП ПАУЛИ

Согласно принципу Паули, в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором квантовых чисел. Из этого следует, что каждая атомная орбиталь может быть занята не более чем двумя электронами, причем их спиновые квантовые числа должны быть различными, что символически обозначают так:



Максимальное число электронов равно:

а) на подуровне: $\mathbf{X_l = 2\,(2l + 1)}$;

б) на уровне: $\mathbf{N = 2n^2}$

ПРИНЦИП НАИМЕНЬШЕЙ ЭНЕРГИИ
(П Р А В И Л А К Л Е Ч К ОВ С К О Г О)

Устойчивому (невозбужденному) состоянию много-электронного атома отвечает такое распределение электронов по АО, при котором энергия атома минимальна. Поэтому АО заполняются в порядке последовательного возрастания их энергий.

Порядок заполнения электронами АО определяется п р а в и л а м и Клечковского, которые учитывают зависимость энергии орбитали от значений как главного ***n***, так и орбитального ***l*** квантовых чисел.

ПРАВИЛА КЛЕЧКОВСКОГО

Согласно этим правилам, АО заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы $n + l$ (**1-е правило Клечковского**), а при одинаковых значениях этой суммы — в порядке последовательного возрастания главного квантового числа (**2-е правило Клечковского**).

ПРАВИЛА КЛЕЧКОВСКОГО

Пример 1. Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения подуровня 4р?

ПРАВИЛА КЛЕЧКОВСКОГО

Р е ш е н и е 1.

Подуровню 4p отвечает сумма ***n*** + ***l***, равная 4 + 1 = 5. Такой же суммой ***n*** + ***l*** характеризуются подуровни *3d* (*3* + *2* = 5) и 5s (5 + 0 = 5). Однако состоянию 3d отвечает меньшее значение ***n*** (*n* = 3), чем состоянию 4p; поэтому подуровень 3d будет заполняться раньше, чем подуровень 4p. Следовательно, после заполнения подуровня 4p будет заполняться подуровень 5s, которому отвечает на единицу большее значение ***n*** (*n* = 5).

П Р А В И Л О ХУНДА

Размещение электронов по АО в пределах одного энергетического подуровня определяется п р а в и л о м Хунда, согласно которому минимальной энергии атома соответствует такое распределение электронов по АО данного подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально;

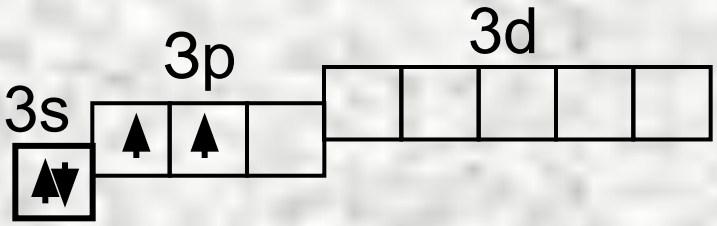
Пример 2. Составить электронную формулу атома кремния и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей этого атома в нормальном и в возбужденном состояниях.

П Р А В И Л О ХУНДА

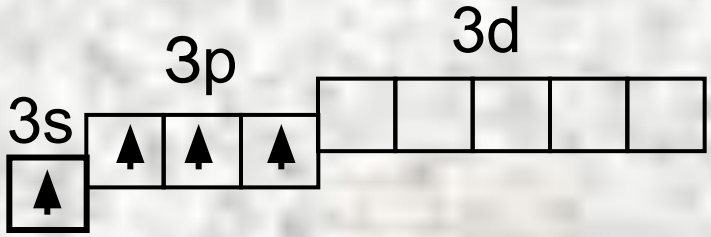
Р е ш е н и е 2.

Составляем электронную формулу атома кремния. $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Валентными орбиталями в этом атоме являются орбитали внешнего (третьего) электронного слоя, т. е. 3s-, 3p- и незаполненные 3d-орбитали. Графически схема заполнения электронами этих орбиталей имеет следующий вид:

а) в нормальном состоянии



б) в возбужденном состоянии



ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ АТОМОВ

Электронные формулы – это условная запись распределения электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням

В электронных формулах буквами s, p, d, f обозначаются энергетические подуровни. Цифры впереди букв означают энергетический уровень, в котором находится данный электрон, а индекс вверху справа – число электронов на данном подуровне.

Например, запись $5p^3$ означает, что на *p* – подуровне пятого энергетического уровня располагаются три электрона.

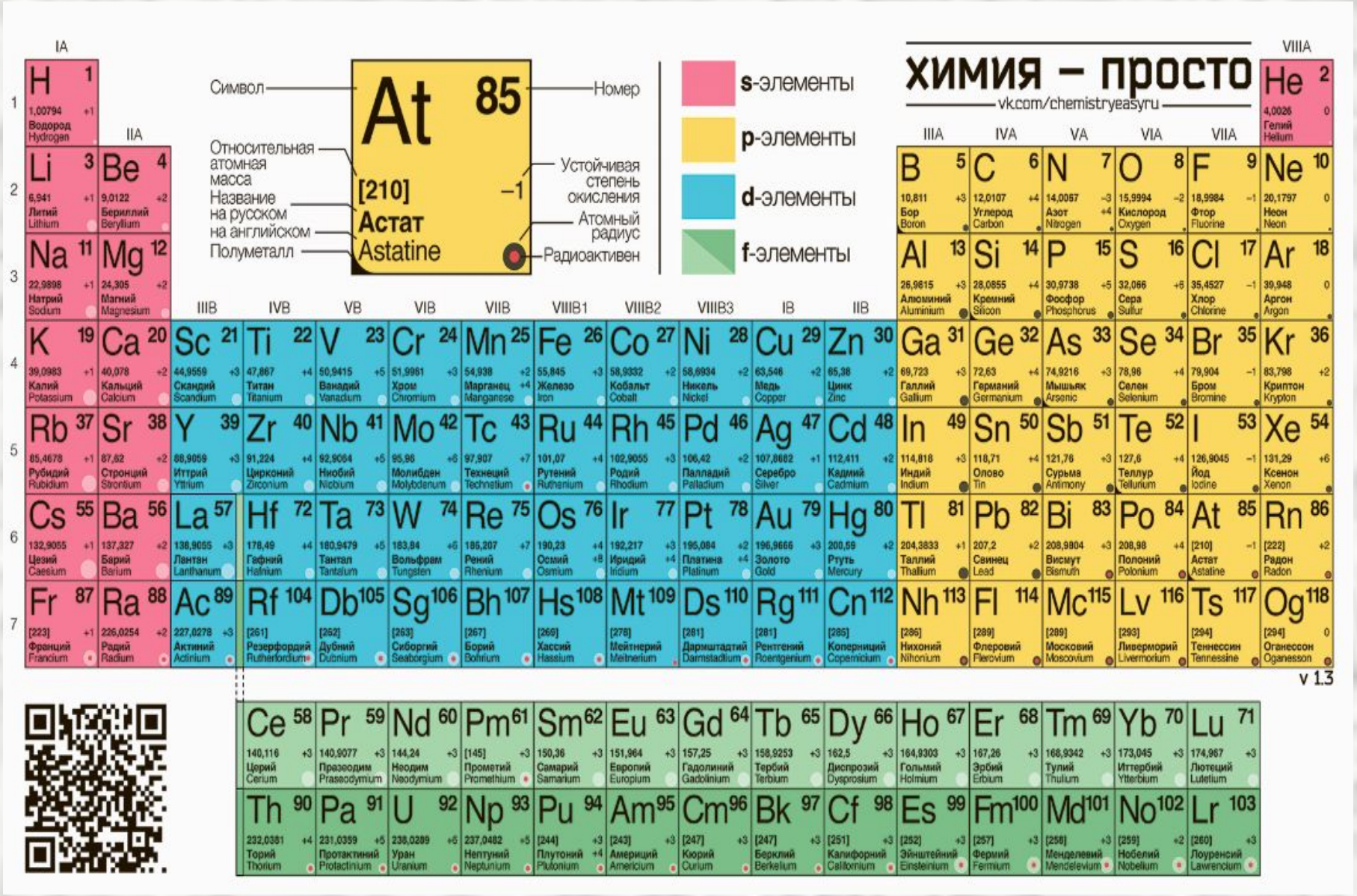
ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ АТОМОВ

При составлении электронной формулы атома любого элемента нужно руководствоваться следующей последовательностью:

1. Определить порядковый номер элемента (а, следовательно, число электронов в атоме);

2. Определить число энергетических уровней, на которых будут располагаться электроны (по номеру периода);

3. Распределить электроны по подуровням и уровням, руководствуясь требованиями основных положений: *принципа Паули, принципа наименьшей энергии и правила Хунда* .


ХИМИЯ – ПРОСТО
vk.com/chemistryeasyru
Символ
Номер
Относительная атомная масса
Название на русском на английском
Полуметалл
Устойчивая степень окисления
Атомный радиус
Радиоактивен
At 85
[210]
–1
Астат
Astatine
s-элементы
p-элементы
d-элементы
f-элементы
IA
IIA
IIIB
IVB
VB
VIB
VIIB
VIIIB1
VIIIB2
VIIIB3
IB
IIB
IIIA
IVA
VA
VIA
VIIA
VIIIA
H 1 1,00794 +1 Водород Hydrogen
He 2 4,0026 0 Гелий Helium
Li 3 6,941 +1 Литий Lithium
Be 4 9,0122 +2 Бериллий Beryllium
B 5 10,811 +3 Бор Boron
C 6 12,0107 +4 Углерод Carbon
N 7 14,0067 -3 +4 Азот Nitrogen
O 8 15,9994 -2 Кислород Oxygen
F 9 18,9984 -1 Фтор Fluorine
Ne 10 20,1797 0 Неон Neon
Na 11 22,9898 +1 Натрий Sodium
Mg 12 24,305 +2 Магний Magnesium
Al 13 26,9815 +3 Алюминий Aluminium
Si 14 28,0855 +4 Кремний Silicon
P 15 30,9738 +5 Фосфор Phosphorus
S 16 32,066 +6 Сера Sulfur
Cl 17 35,4527 -1 Хлор Chlorine
Ar 18 39,948 0 Аргон Argon
K 19 39,0983 +1 Калий Potassium
Ca 20 40,078 +2 Кальций Calcium
Sc 21 44,9559 +3 Скандий Scandium
Ti 22 47,867 +4 Титан Titanium
V 23 50,9415 +5 Ванадий Vanadium
Cr 24 51,9961 +3 Хром Chromium
Mn 25 54,938 +2 +4 Марганец Manganese
Fe 26 55,845 +3 Железо Iron
Co 27 58,9332 +2 Кобальт Cobalt
Ni 28 58,6934 +2 Никель Nickel
Cu 29 63,546 +2 Медь Copper
Zn 30 65,38 +2 Цинк Zinc
Ga 31 69,723 +3 Галлий Gallium
Ge 32 72,63 +4 Германий Germanium
As 33 74,9216 +3 Мышьяк Arsenic
Se 34 78,96 +4 Селен Selenium
Br 35 79,904 -1 Бром Bromine
Kr 36 83,798 +2 Криптон Krypton
Rb 37 85,4678 +1 Рубидий Rubidium
Sr 38 87,62 +2 Стронций Strontium
Y 39 88,9059 +3 Иттрий Yttrium
Zr 40 91,224 +4 Цирконий Zirconium
Nb 41 92,9064 +5 Ниобий Niobium
Mo 42 95,96 +6 Молибден Molybdenum
Tc 43 97,907 +7 Технеций Technetium
Ru 44 101,07 +4 Рутений Ruthenium
Rh 45 102,9055 +3 Родий Rhodium
Pd 46 106,42 +2 Палладий Palladium
Ag 47 107,8682 +1 Серебро Silver
Cd 48 112,411 +2 Кадмий Cadmium
In 49 114,818 +3 Индий Indium
Sn 50 118,71 +4 Олово Tin
Sb 51 121,76 +3 Сурьма Antimony
Te 52 127,6 +4 Теллур Tellurium
I 53 126,9045 -1 Йод Iodine
Xe 54 131,29 +6 Ксенон Xenon
Cs 55 132,9055 +1 Цезий Caesium
Ba 56 137,327 +2 Барий Barium
La 57 138,9055 +3 Лантан Lanthanum
Hf 72 178,49 +4 Гафний Hafnium
Ta 73 180,9479 +5 Тантал Tantalum
W 74 183,84 +6 Вольфрам Tungsten
Re 75 186,207 +7 Рений Rhenium
Os 76 190,23 +4 Осмий Osmium
Ir 77 192,217 +3 +4 Иридий Iridium
Pt 78 195,084 +2 +4 Платина Platinum
Au 79 196,9666 +3 Золото Gold
Hg 80 200,59 +2 Ртуть Mercury
Tl 81 204,3833 +1 Таллий Thallium
Pb 82 207,2 +2 Свинец Lead
Bi 83 208,9804 +3 Висмут Bismuth
Po 84 208,98 +4 Полоний Polonium
At 85 [210] -1 Астат Astatine
Rn 86 [222] +2 Радон Radon
Fr 87 [223] +1 Франций Francium
Ra 88 226,0254 +2 Радий Radium
Ac 89 227,0278 +3 Актиний Actinium
Rf 104 [261] Резерфордий Rutherfordium
Db 105 [262] Дубний Dubnium
Sg 106 [263] Сиборгий Seaborgium
Bh 107 [267] Борий Bohrium
Hs 108 [269] Хассий Hassium
Mt 109 [278] Мейтнерий Meitnerium
Ds 110 [281] Дармштадтий Darmstadtium
Rg 111 [281] Рентгений Roentgenium
Cn 112 [285] Коперниций Copernicium
Nh 113 [286] Нихоний Nihonium
Fl 114 [289] Флеровий Flerovium
Mc 115 [289] Московий Moscovium
Lv 116 [293] Ливерморий Livermorium
Ts 117 [294] Теннессин Tennessine
Og 118 [294] Оганессон Oganesson
v 1.3
Ce 58 140,116 +3 Церий Cerium
Pr 59 140,9077 +3 Празеодим Praseodymium
Nd 60 144,24 +3 Неодим Neodymium
Pm 61 [145] +3 Прометий Promethium
Sm 62 150,36 +3 Самарий Samarium
Eu 63 151,964 +3 Европий Europium
Gd 64 157,25 +3 Гадолиний Gadolinium
Tb 65 158,9253 +3 Тербий Terbium
Dy 66 162,5 +3 Диспрозий Dysprosium
Ho 67 164,9303 +3 Гольмий Holmium
Er 68 167,26 +3 Эрбий Erbium
Tm 69 168,9342 +3 Тулий Thulium
Yb 70 173,045 +3 Иттербий Ytterbium
Lu 71 174,967 +3 Лютеций Lutetium
Th 90 232,0381 +4 Торий Thorium
Pa 91 231,0359 +5 Протактиний Protactinium
U 92 238,0289 +6 Уран Uranium
Np 93 237,0482 +5 Нептуний Neptunium
Pu 94 [244] +3 +4 Плутоний Plutonium
Am 95 [243] +3 Америций Americium
Cm 96 [247] +3 Кюрий Curium
Bk 97 [247] +3 Берклий Berkelium
Cf 98 [251] +3 Калифорний Californium
Es 99 [252] +3 Эйнштейний Einsteinium
Fm 100 [257] +3 Фермий Fermium
Md 101 [258] +3 Менделевий Mendelevium
No 102 [259] +2 Нобелий Nobelium
Lr 103 [260] +3 Лоуренсий Lawrencium

ЧЕТЫРЕ ТИПА ЭЛЕМЕНТОВ

В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делятся на четыре типа (семейства):

1) s – элементы: заполняется *s*-подуровень внешнего уровня. Их общая формула:

… nS^{1-2} ***n*** **–** номер периода

К s–элементам относятся первые два элемента каждого периода.

2) *p* – элементы: заполняется P- подуровень внешнего уровня. Их общая формула:

… nS^2 n P^{1-6}

К *p* – элементам относятся последние шесть элементов каждого периода (кроме 1-ого и 7-ого).

ЧЕТЫРЕ ТИПА ЭЛЕМЕНТОВ

3) *d* – элементы: у них заполняется d- подуровень второго снаружи уровня. Их общая формула:

$$\ldots (n\text{-}1)\, d^{1\text{-}10}\, nS^2$$

На наружном уровне у них 2 иногда 1 электрон ($s^{1\text{-}2}$).

К *d*-элементам относятся 10 элементов больших периодов, расположенных между *s*- и *p*- элементами.

4) *f* – элементы: у них заполняется *f*- подуровень третьего снаружи уровня. Их общая формула:

$$\ldots (n\text{-}2)\, f^{1\text{-}14}\, ns^2 \quad \text{или} \quad (n\text{-}2)\, f^{1\text{-}14}\, (n\text{-}1)\, d^1\, nS^2$$

К *f* -элементам относятся лантаноиды и актиноиды.

ЧЕТЫРЕ ТИПА (СЕМЕЙСТВА) ЭЛЕМЕНТОВ

1. ***s* – элементы** … ns^{1-2}
2. ***p* – элементы** … $ns^2\ n\ p^{1-6}$
3. ***d* – элементы** … $(n\text{-}1)\ d^{1-10}\ ns^2$
4. ***f* – элементы** …$(n\text{-}2)\ f^{1-14}\ ns^2$

или …$(n\text{-}2)\ f^{1-14}\ ns^2$

Составление электронных конфигураций атомов **без помощи таблицы Менделеева**

Для этого нужно знать:

1. Сколько элементов содержится в периоде:

№ периода	Число элементов в периоде
1 2 3	2 8 8 $\sum^{1-3} = 18$
4	18 $\sum^{1-4} = 36$
5	18 $\sum^{1-5} = 54$
6	32 $\sum^{1-6} = 86$
7	не закончен

Составление электронных конфигураций атомов без помощи таблицы Менделеева

2. Что **первые два** элемента в периоде- это ***S*-элементы.**

3. **Последние шесть** элементов каждого периода (кроме 1-го и 7-го) - это ***p*-элементы.**

4. **10 элементов** (*начиная с 3-го*) больших периодов – это ***d*-элементы.**

5. После лантана ($_{57}$**La**) следуют **4*f*-элементы.**

6. После актиния ($_{89}$**Ac**) следуют **5*f*-элементы**

Составление электронных конфигураций атомов без помощи таблицы Менделеева

Пример: Составить электронную конфигурацию $_{27}$**Э.**

Решение: **1)** Определим в каком периоде находится элемент: **18 < 27 < 36,** значит это элемент 4-го периода;

2) Определим какой по счету он в периоде: **27-18=9,** значит это 9-й элемент 4-го периода;

3) Учитывая, что первые два элемента в периоде относятся к ***s***–элементам, делаем вывод, что это 7-ой ***d*** –элемент 4-го периода;

4) Общая формула ***d*** *–элементов:* $\ldots(n-1)d^{1-10}ns^2$

5) Значит формула *элемент* $_{27}$**Э** *:* $(n-1)d^{1-10}ns^2 = 3d^7 4s^2$

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Пример 3. Имеется ли d-подуровень на втором энергетическом уровне?

Пример 4. Почему число АО на L-уровне равно четырем?

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Решение 3. Нет, так как для d-подуровня l = 2, что возможно только для значений n > 3.

Решение 4. Каждая АО характеризуется тремя значениями квантовых чисел: n, l, m_l. Уровень L $(n = 2)$ имеет два подуровня: l = 0 и l = 1. При l = О имеется единственное значение m_l = 0 (одна АО), а при l = 1 имеется три значения m_l = –1, 0, + 1 (всего три АО), следовательно, общее число АО на L-уровне равно четырем.

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Пример 5. Каково максимальное число ориентаций *f*-орбиталей в пространстве?

Пример 6. Возможно ли наличие в атоме двух электронов с одинаковыми значениями трех квантовых чисел: l, m_l, m_s ?

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Решение 5. Так как при l = 3 (*f*-подуровень) имеется семь значений квантового числа m_l = -2, - 1, 0, +1, +2, характеризующих ориентацию электронных облаков в пространстве, то число ориентаций *f*-орбиталей равно семи.

Решение 6. Да, возможно, это не противоречит принципу Паули. Например, для первого электрона n=1, l = 0 (*s*-электрон), m_l = 0, m_s = + 1/2 и для второго n = 2, l = 0 (*s*-электрон), m_l = 0, m_s = + 1/2.

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Пример 7. Запишите электронную конфигурацию двухзарядного положительного иона олова Sn^{2+} и четырехзарядного Sn^{4+}. Как соотносятся энергии ионизации у этих ионов и их радиусы?

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Решение 7.

Электронная конфигурация атома олова Sn — [Kr]$4d^{10}5s^{2}5p^{2}$, так как олово расположено в 5 периоде и IVA-подгруппе. При ионизации электроны удаляются именно с внешнего уровня, где они наиболее удалены от ядра атома. Следовательно, электронная конфигурация ионов Sn^{2+} — [Kr] $4d^{10}5s^{2}5p^{\circ}$ и Sn^{4+} — $[Kr]4d^{10}5s^{\circ}5p^{\circ}$.

Энергией ионизации называют энергию, которую нужно затратить для отрыва электрона от атома с превращением последнего в положительно заряженный ион. Энергию ионизации обычно выражают в электрон-вольтах (эВ). 1 эВ = 96,48 кДж/моль

ПРИМЕРЫ и ЗАДАЧИ

Решение 7.

При удалении электронов от ядра в процессе ионизации необходимо затратить энергию ионизации, причем тем большую, чем больше заряд иона. Поэтому энергии ионизации соотносятся как I_1,< I_2< I_4.

Удаление электронов из нейтрального атома при образовании положительных ионов уменьшает их радиусы вследствие уменьшения периферийной электронной плотности и большего притяжения оставшихся электронов к ядру из-за уменьшения межэлектронного отталкивания. Действительно, по табличным данным радиус атома олова r(Sn) = 0,158 нм, иона $r(Sn^{2+})$ = 0,102 нм, иона $r(Sn^{4+})$ = 0,067 нм.