8 класс

ХИМИЯ

ЯДРО АТОМА И ЭЛЕКТРОННЫЕ ОБОЛОЧКИ, ПОРЯДОК ПРИНЦИПЫ И ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Принцип Пауля. Принцип понижения энергии.
Правило Клечковского. Правило Гунда

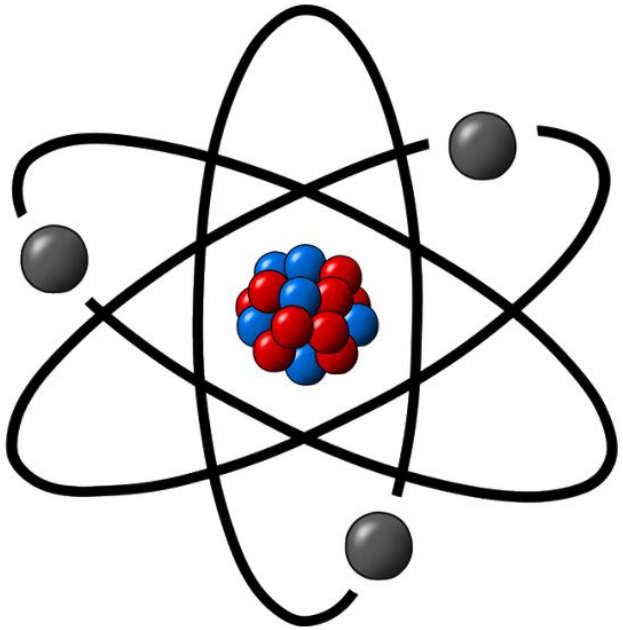
Содержание

1. Ядро атома
2. Электронные оболочки
3. Принцип Паули
4. Принцип наименьшей энергии
5. Правило Клечковского
6. Правило Гунда

apryse

Введение в структуру атома

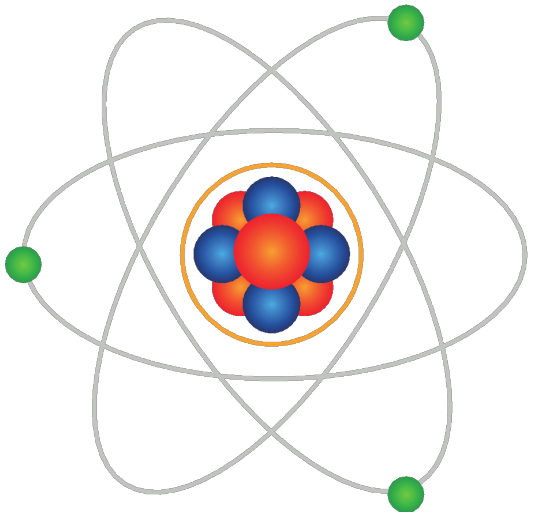
Атом — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронной оболочки.



Ядро атома

В состав ядра входят **нуклоны**, или **ядерные частицы**. Это протоны и нейтроны. Электронная оболочка образована электронами. Протоны, нейтроны и электроны называют **элементарными частицами** атома.

Нуклоны в ядре удерживаются ядерным взаимодействием, энергия которого намного больше энергии химической связи. Поэтому в химических реакциях ядра не разрушаются.



Ядро

Электрон (e–) имеет заряд –1, а его масса в 1837 раз меньше массы **p** и **n**.

Нейтрон (n) не имеет заряда, а его относительная масса тоже равна 1.

Протон (p) — это частица с относительным зарядом +1 и относительной массой 1.

Орбиты

Skysmart

Электронные оболочки

Электронные оболочки — это регионы вокруг ядра атома, в которых электроны имеют высокую вероятность нахождения.

Каждая оболочка обозначается номером или буквой:

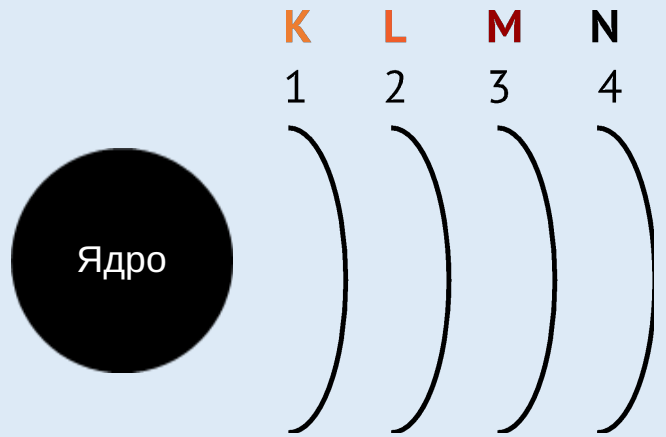
K (1), **L** (2), **M** (3), **N** (4).

Оболочки делятся на **подуровни**

(**s, p, d, f**)

которые характеризуются различными формами и энергетическими уровнями.

Энергетические уровни



подуровни

s=2	s=2	s=2	s=2	
	p=6	p=6	p=6	
		d=10	d=10	
				f=14

число электронов	2	8	18	32
число орбиталей	1	4	9	16

apryse

Подуровни оболочек

Каждая **оболочка** состоит из одного или нескольких **подуровней**, каждый из которых состоит из **атомных орбиталей**. К примеру, **первая оболочка (K)** состоит из одного подуровня «1s». **Вторая оболочка (L)** состоит из двух подуровней, 2s и 2p. **Третья оболочка (M)** — из «3s», «3p» и «3d». Четвертая (N) - из «4s», «4p», «4d», «4f».
Возможные варианты подуровней оболочек приведены в следующей таблице:

Обозначение подуровня	l	Макс. кол-во электронов	Содержание в оболочках	Историческое наименование
s	0	2	В каждой	**sharp (резкая)**
p	1	6	Во всех со 2-й	**principal (главная)**
d	2	10	Во всех с 3-й	**diffuse (диффузная)**
f	3	14	Во всех с 4-й	**fundamental (фундаментальная)**
g	4	18	Во всех с 5-й	(Тут и далее алфавитный порядок)
h	5	22	Во всех с 6-й	
i	6	26	Во всех с 7-й	

Таким образом, **подуровни** электронных оболочек атомов заполняются электронами по формуле

$$2 + 2^2n$$

или

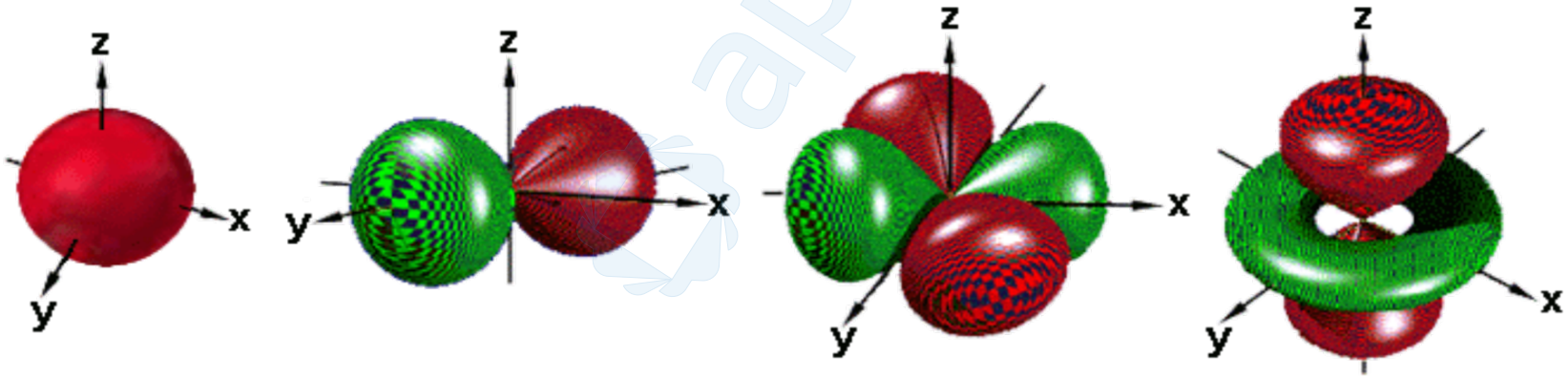
$$2 + 4n$$

где n — номер подуровня.

Атомная орбиталь (АО)

Атомная орбиталь (АО) — область наиболее вероятного пребывания электрона (электронное облако) в электрическом поле ядра атома.

Положение элемента в Периодической системе определяет число и тип атомных орбиталей атома, отличающихся энергией, степенью удаления от ядра, формой и пространственной направленностью (обозн. s-, p-, d-, f-АО и т.д.).

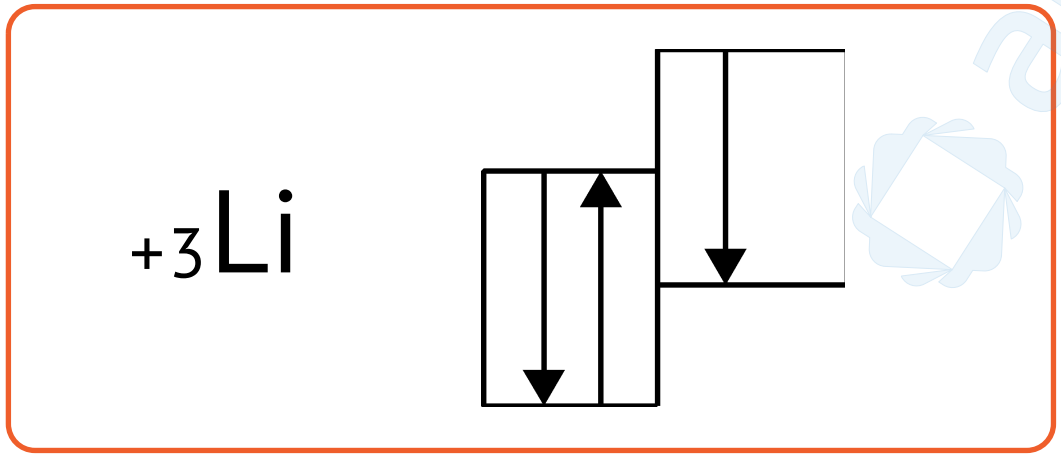


s-орбиталь py-орбиталь dxy-орбиталь dx2-орбиталь

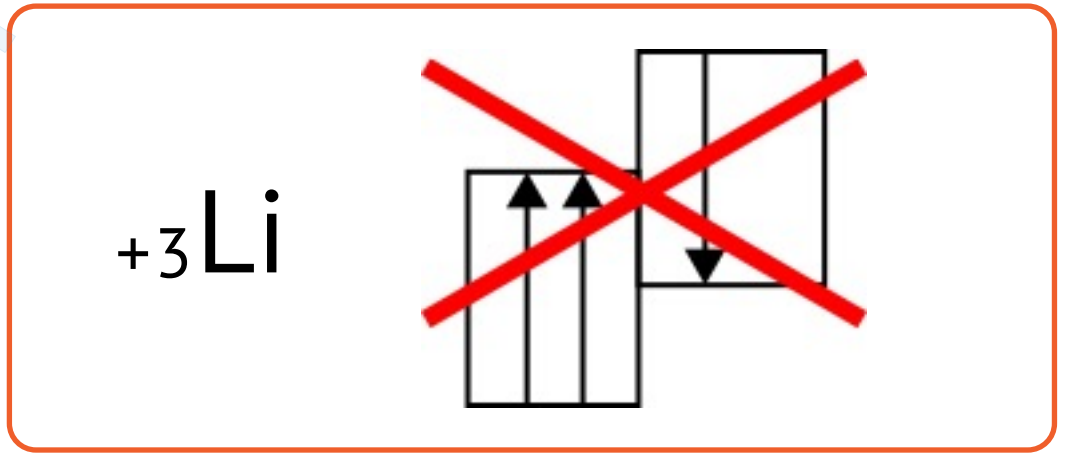
Принцип Паули

Принцип Паули утверждает, что два электрона не могут иметь одинаковое квантово-механическое состояние в одном атоме или одной молекуле. Другими словами, ни одна пара электронов в атоме не может иметь одинаковые электронные квантовые числа.

Этот принцип был предложен австрийским физиком **Вольфгангом Паули** в 1925 году для описания поведения электронов.



Верно!



Неверно!

Принцип Паули

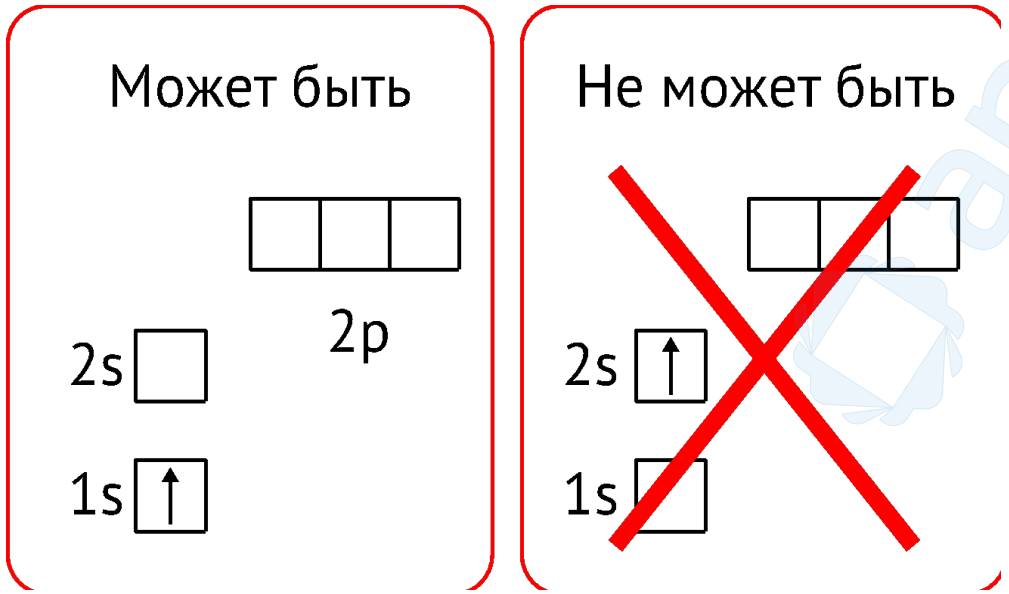
Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется формулой **$N=2n^2$**

Номер энергетического уровня	Максимальное число электронов	Распределение электронов по подуровням
1	2	$1s^2$
2	8	$1s^2 2s^2 2p^6$
3	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

apryse

Принцип наименьшей энергии

Принцип наименьшей энергии: электроны в атоме занимают орбитали с наименьшими из возможных значениями энергии. Иными словами, суммарная энергия всех электронов атома должна быть минимальной.



Если это так, то такое состояние атома называется основным или невозбужденным. Это устойчивое состояние атома. Любое другое состояние атома называется возбужденным.

Правило Клечковского

Заполнение энергетических подуровней происходит в порядке **возрастания** суммы двух квантовых чисел (n + l), а при равенстве этих сумм - в порядке возрастания n:

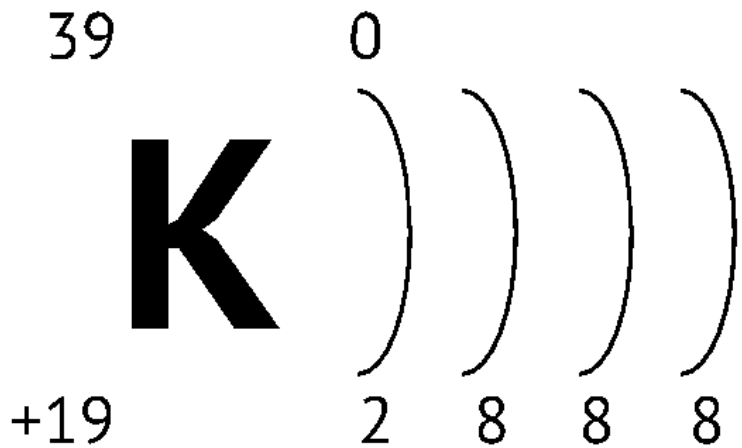
1s<2s<2p<3s<3p<4s≈3d<4p<5s≈4d<5p<6s≈4f≈5d<6p<7s≈5f≈6d<7p

Можно посчитать: сумма главного и побочного квантовых чисел электрона, расположенного на **4s**-подуровне равна 4+0=4; сравним ее с суммой главного и побочного квантовых чисел электрона, расположенного на **3d**-подуровне: 3+2=5.

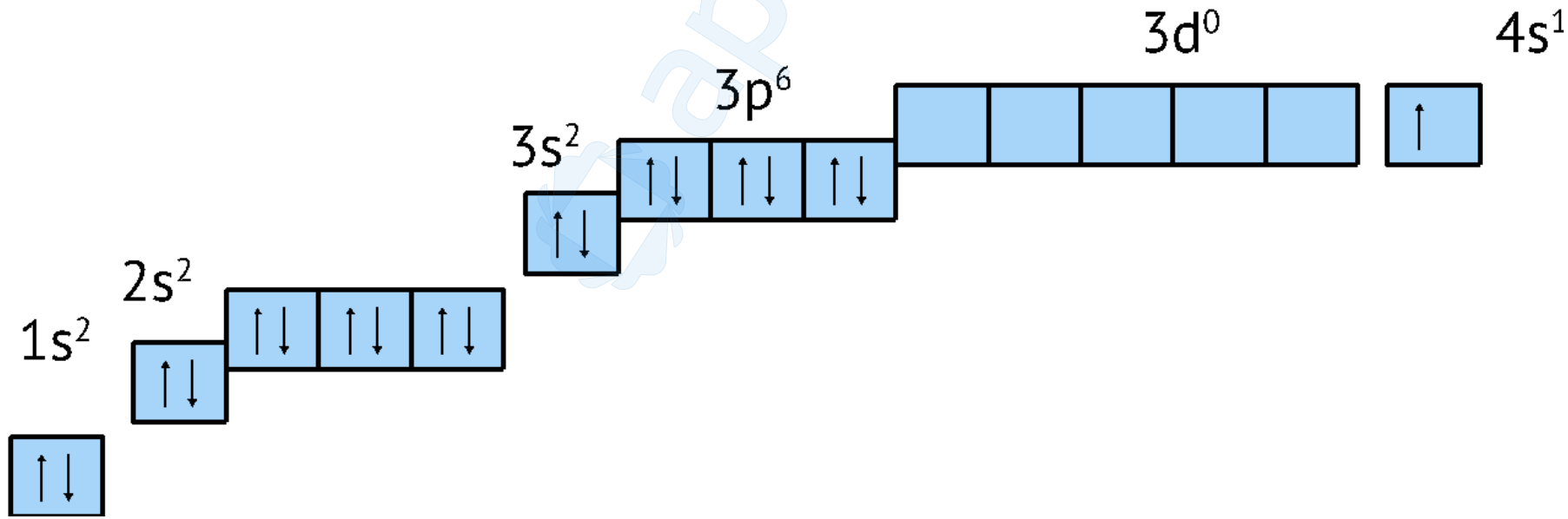
Можно заметить, что энергия электрона на **4s**-подуровне меньше, чем у электрона на **3d-**подуровне, что более выгодно. Этим и объясняется такое расположение электрона в атоме калия.

Исключения из правила Клечковского наблюдаются для атомов элементов с полностью или наполовину заполненными **d-** и **f -**подуровнями.

Калий



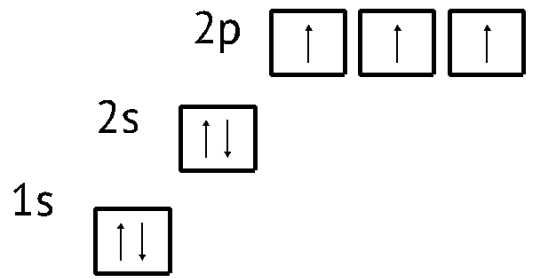
e=19 P=19 N=20



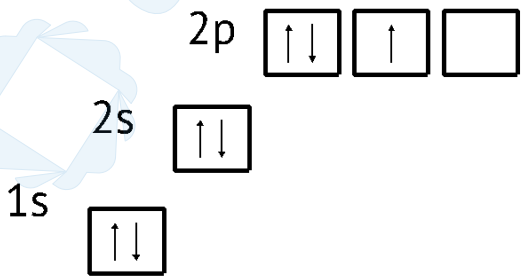
Правило Гунда

Правило Гунда – в пределах определенного подуровня электроны располагаются по орбиталям таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Правильно



Неправильно



Использованные источники:

1. О.С.Габриелян. Химия 8 класс
2. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия 8 класс
3. Б. Рыспаева, К.Р. Рысмендеев, Т.Т. Кудайбергенов. Химия 8 класс