

Курс:
«Химия»

Преподаватель:
Маслий Алексей Николаевич

Литература:

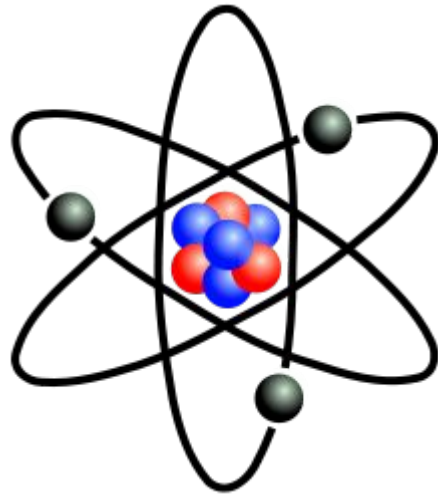
Лекции: Н.С. Ахметов «Общая и неорганическая химия»

Практика: Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина
«Лабораторные и семинарские занятия по общей и
неорганической химии».

Химия это наука, изучающая
свойства веществ и их
превращения, которые
сопровождаются изменением
состава и/или строения.

Любое химическое соединение состоит из
атомов, поэтому свойства вещества
определяются в первую очередь свойствами
образующих его атомов.

Строение атома

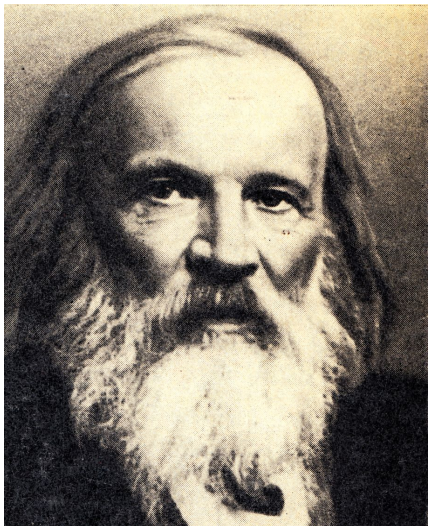


Атом — наименьшая частица, обладающая химическими свойствами.

Историческая справка

Термин «**атом**» ввел более 2,5 тысяч лет назад греческий учёный Демокрит. Он назвал так мельчайшие неделимые частицы материи. Доказательство существования атомов было получено только в 18-м веке. Представления о том, что из себя представляет атом менялись с развитием науки. К концу 19-го века возникли серьёзные сомнения в его «неделимости».

Историческая справка



В 1871 году **Дмитрий Иванович Менделеев** писал:
«Легко предположить, что ныне пока нет еще возможности доказать ... что атомы простых тел суть сложные вещества, образованные сложением некоторых еще меньших частей... Выставленная мною периодическая зависимость, по-видимому, подтверждает такое предчувствие»

Александр Михайлович Бутлеров (1886):

«так называемые ныне «атомы» некоторых элементов, в сущности, быть может, способны подвергаться химическому делению, т.е. они не неделимы по своей природе, а неделимы только доступными нам ныне средствами и ... могут быть разделены в процессах, которые будут открыты впоследствии»



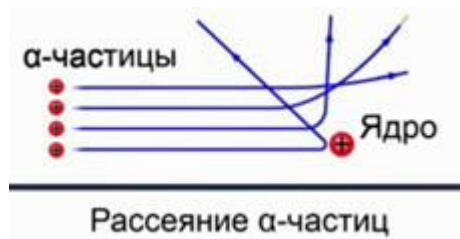
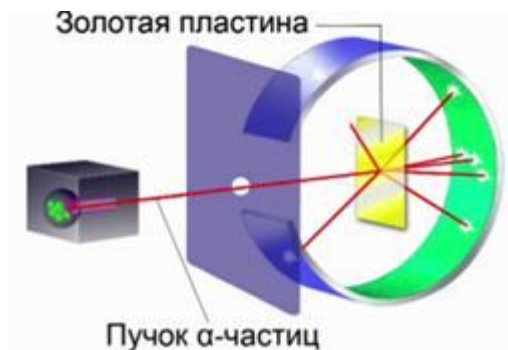
Историческая справка

Открытия конца 19 в., показавшие сложность строения атомов:

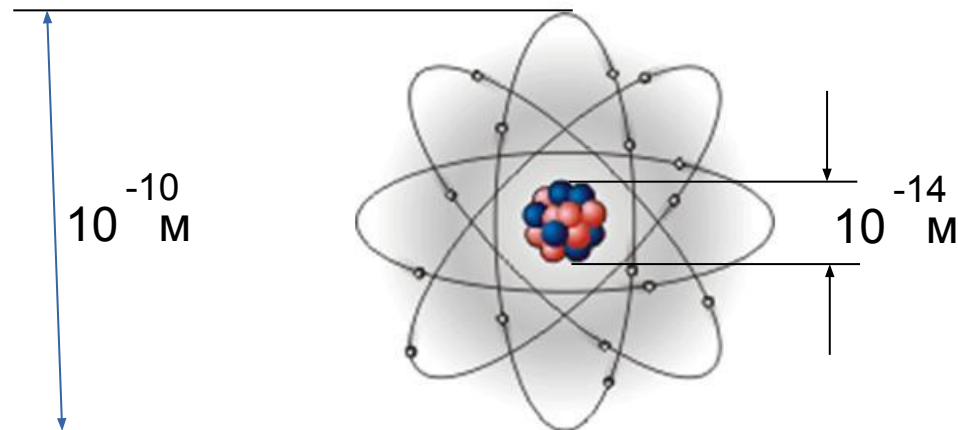
- прохождение электрического тока в газах с возникновением катодных лучей;
- электролиз;
- открытие рентгеновских лучей (1895 г, Рентген);
- открытие радиоактивности (1896 г., Беккерель).

Историческая справка

В 1911 г. Эрнестом Резерфордом было окончательно установлено строение атома



Атом состоит из маленького и тяжелого ядра и электронной оболочки.



Состав атома

Атом - сложная микросистема находящихся в движении элементарных частиц.

Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов движущихся вокруг ядра. Ядра атомов всех элементов, за исключением водорода, состоят из так называемых нуклонов: протонов и нейтронов.

Частица	Символ	Масса		Заряд, Кл
		кг	относительная масса	
Протон	p	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0
Электрон	e	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,000549	$1,602 \cdot 10^{-19}$

Число электронов и протонов атома равно порядковому номеру элемента.
Число нейтронов в атоме равно разнице между массовым числом атома и числом протонов.

Состав атома

Химический элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

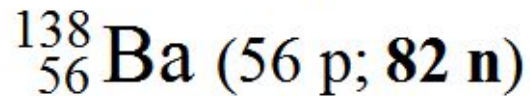
Пример

массовое число \longrightarrow $^{40}_{20}\text{Ca}$ 20 e 20 p 20 n (40-20)
порядковый номер \longrightarrow

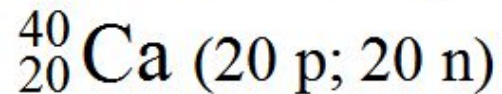
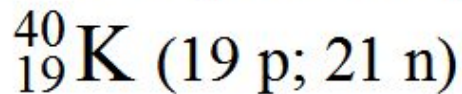
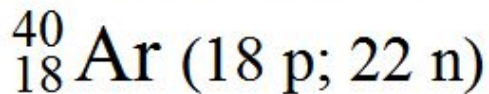
Изотопы – атомы с одинаковым числом протонов.



Изотоны – атомы с одинаковым числом нейтронов.



Изобары – атомы с одинаковым числом нуклонов (сумма протонов и нейтронов).



Электронное строение атома

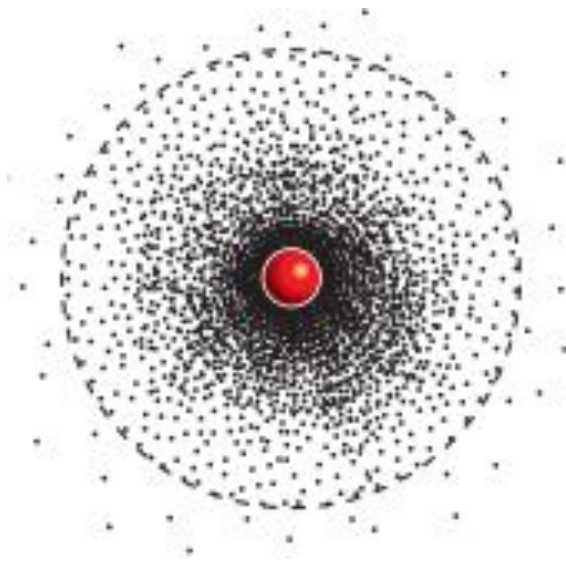
Химические свойства атома определяет строение его электронной оболочки.

Атомы имеют маленький размер, поэтому пространство, в котором движется электрон ограничено. Масса электрона очень мала, а скорость его движения очень высока. По этим причинам движение электрона в атоме нельзя описать, используя законы классической механики. Движение электронов подчиняется законам **квантовой механики**.

Основные положения квантовой механики:

1. Квантование энергии;
2. Волновой характер движения микрочастиц;
3. Вероятностное описание микрочастиц.

Электронное строение атома



Модель движения
электрона в атоме.
Электронное облако

В качестве модели нахождения электрона в атоме принято понятие об **электронном облаке**, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона.

Орбиталь – это пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно пребывание электрона.

Каждый атом содержит бесконечное количество орбиталей, однако их заполнение подчиняется строгим правилам.

Квантовые числа

Каждую орбиталь и электрон атома можно однозначно описать с помощью четырех квантовых чисел (к.ч).

n – главное квантовое число, обозначающее номер энергетического уровня. Характеризует **размер орбитали**, а также, главным образом, энергию электрона, занимающего данный энергетический уровень.

Главное квантовое число может принимать любые целые числа от 1 до ∞ .

$$n=1,2,3\dots \infty$$

Принятые буквенные обозначения:

численное значение энергетического уровня	1	2	3	4	5	...
буквенное обозначение энергетического уровня	K	L	M	N	O	...

Квантовые числа

l – орбитальное (азимутальное) квантовое число, характеризующее форму орбитали.

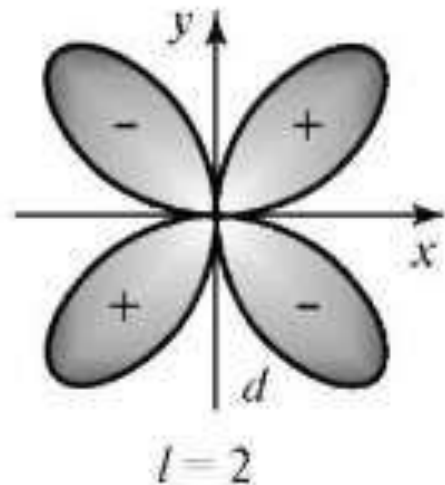
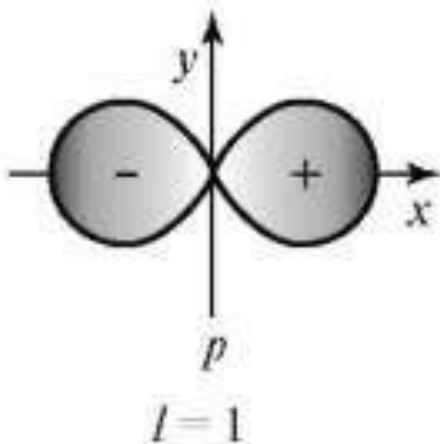
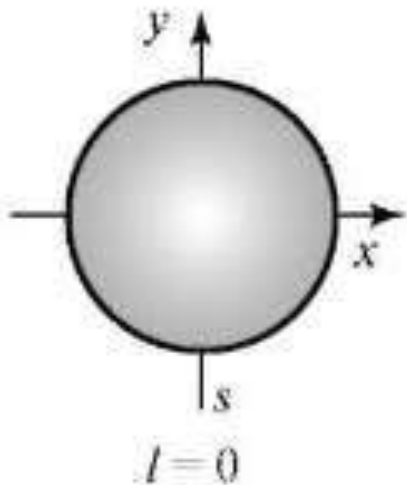
Орбитальное к.ч. зависит от главного. Оно может принимать значения, заключенные в диапазоне от 0 до значения $(n-1)$.

$$l = 0, 1, 2 \dots (n-1)$$

Пара чисел n, l характеризует энергию электрона на конкретной орбитали. Поэтому l часто называют **энергетическим подуровнем**.

Значение главного к. ч. n	Значения орбитального к.ч. l	Обозначения орбиталей
1	0	1s
2	0, 1	2s, 2p
3	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Формы орбиталей



Квантовые числа

m_l – магнитное квантовое число, характеризующее пространственное расположение орбиталей и указывает на число орбиталей с данным значением орбитального к.ч. l .

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots \pm l$$

определяет значение проекции орбитального момента количества движения на выделенное направление (например, на ось z).

Число значений указывает на число орбиталей с данным значением l и равно $(2l+1)$.

Квантовые числа

Значение к.ч. l	Обозначение орбитали	Значение к.ч. m_l	Число орбиталей
0	s	0	1
1	p	-1, 0, 1	3
2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5
3	f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

Орбитали с одинаковой энергией называются **вырожденными**. Таким образом, p-состояние вырождено трехкратно, d-состояние – пятикратно, а f-состояние – семикратно.

Формы и пространственное расположение орбиталей

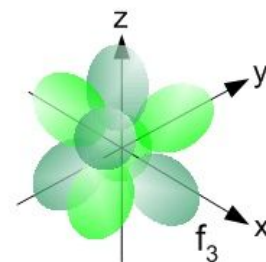
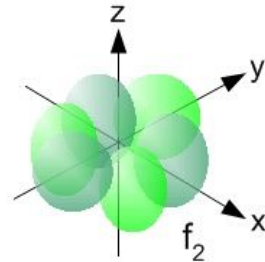
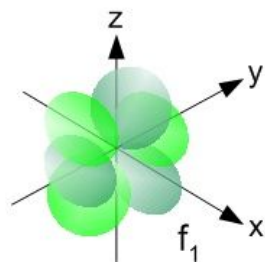
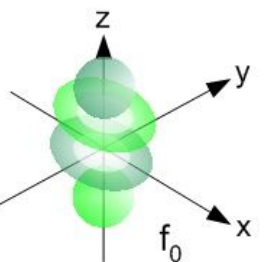
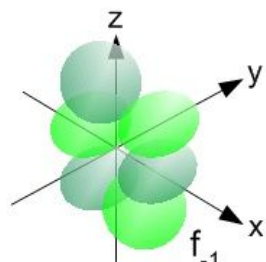
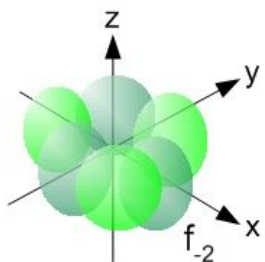
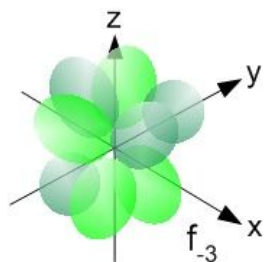
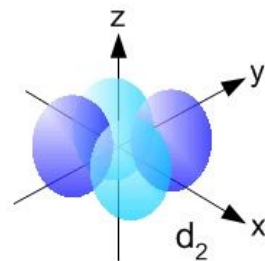
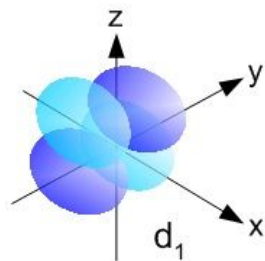
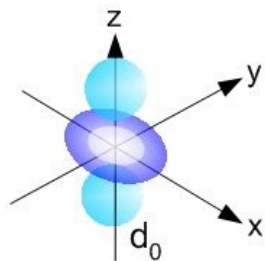
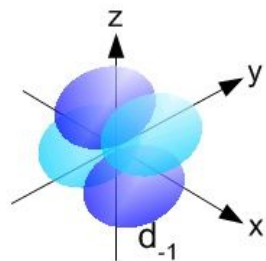
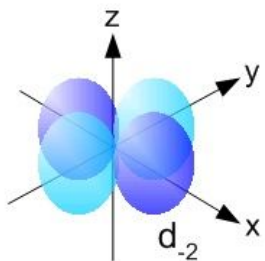
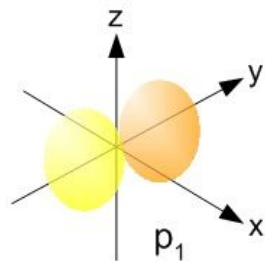
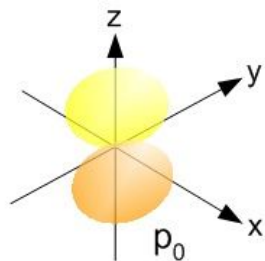
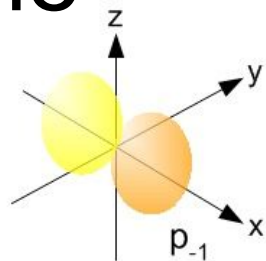
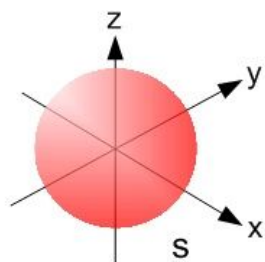


Схема энергетических уровней многоэлектронного атома

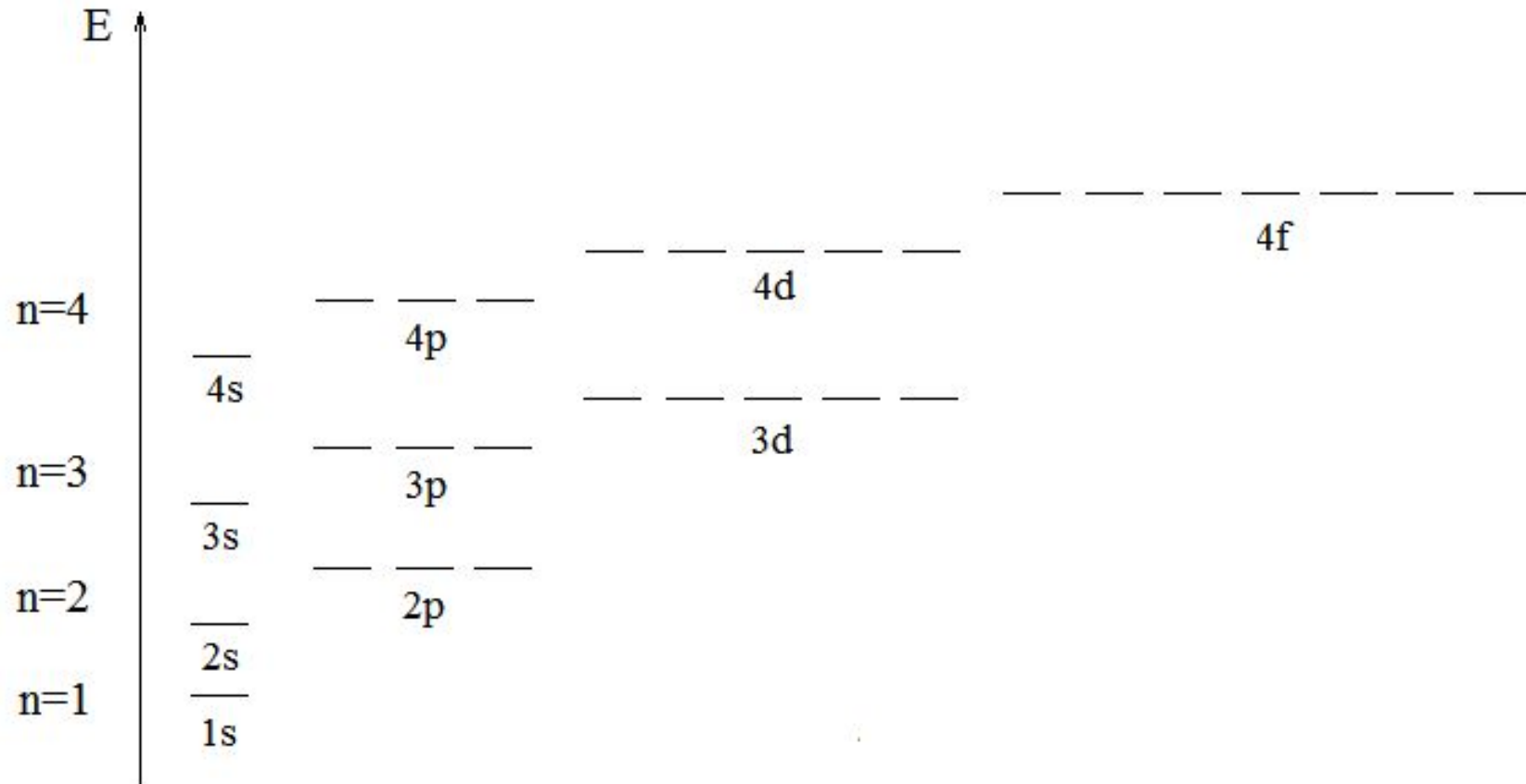
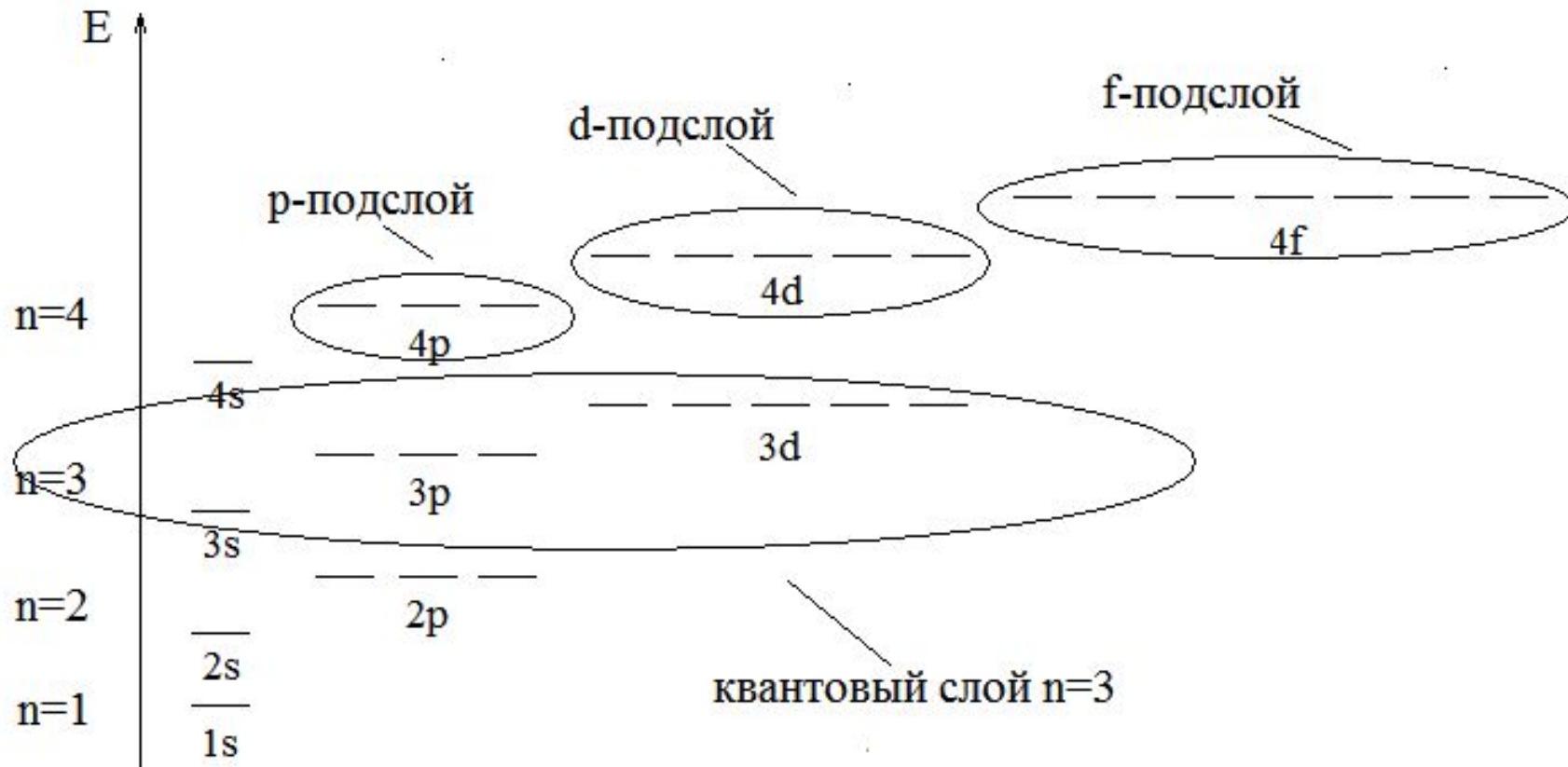


Схема энергетических уровней многоэлектронного атома



Квантовые числа

m_s – спиновое квантовое число, характеризующее вращение электрона вокруг собственной оси.

$$m_s = \pm 1/2$$

Электрон у которого $m_s = +1/2$ обозначают греческой буквой α или стрелкой вверх, а если $m_s = -1/2$ обозначают греческой буквой β или стрелкой вниз.

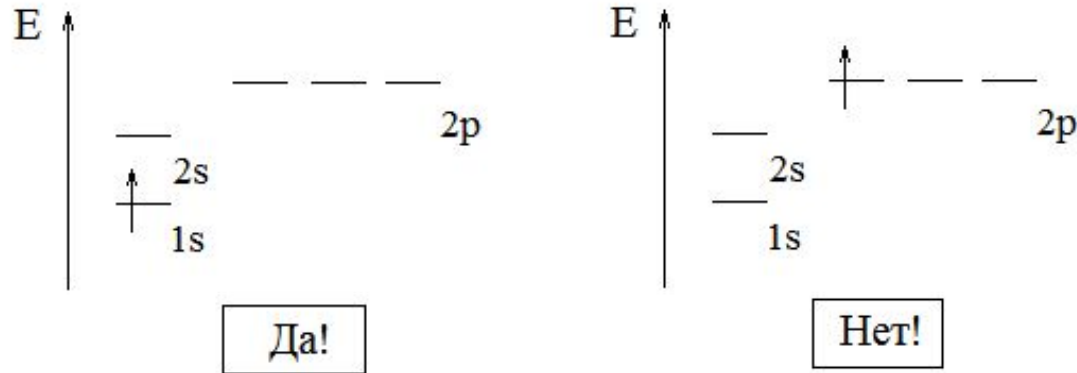
Если на электрон не действуют внешние силы, то им более выгодно находиться в состоянии с $m_s = +1/2$.

Под действием внешних сил электрон способен сменить спиновое состояние на противоположное.

Правила заполнения орбиталей электронами

1. Правило минимальной энергии:

Электроны стремятся занять в атоме низшую по энергии свободную орбиталь.



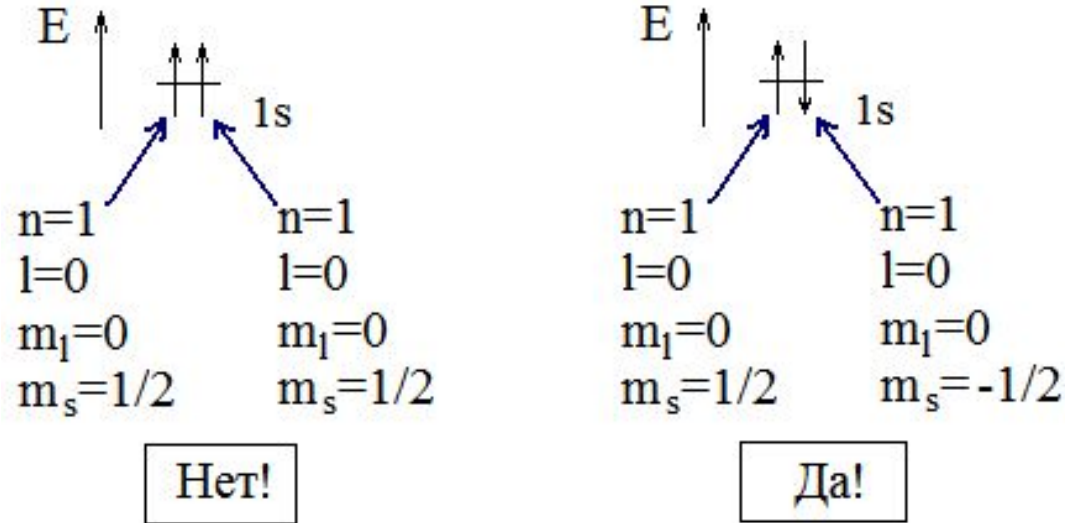
Следствие порядок заполнения орбиталей электронами в атоме:

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d^1, 4f, 5d^{2-10}, 6p, 7s, 6d^1, 5f, 6d^{2-10}, 7p, \dots$

Правила заполнения орбиталей электронами

2. Принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.



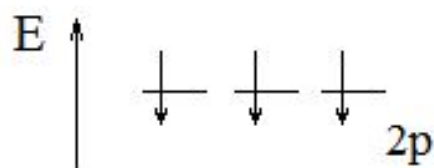
Следствие из принципа Паули: на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.

Таким образом, на s -орбитали может максимально находиться два электрона, на p -орбиталях – шесть электронов, на d -орбиталях – 10, а на f -орбиталях – 14 электронов.

Правила заполнения орбиталей электронами

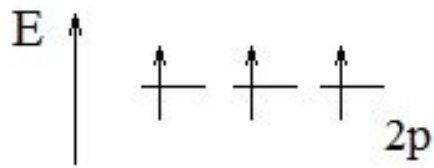
3. Принцип Хунда:

Суммарное спиновое квантовое число в пределах данного подслоя должно быть максимальным.



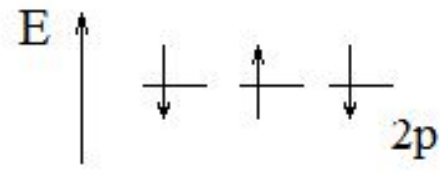
суммарный спин
 $-3/2$

Нет!



суммарный спин
 $3/2$

Да!



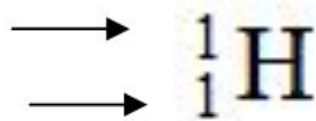
суммарный спин
 $-1/2$

Нет!

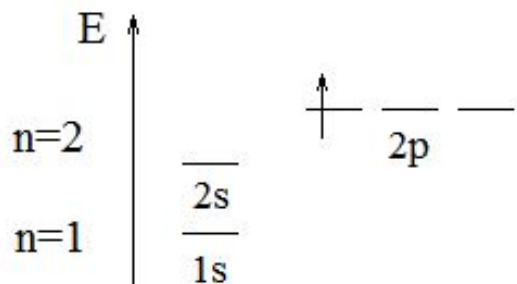
Следствие: орбитали заполняются электронами сначала по одному ($m_s = +1/2$) т.е. направление стрелки вверх, а затем по второму ($m_s = -1/2$) т.е. стрелка вниз.

Правила заполнения орбиталей электронами

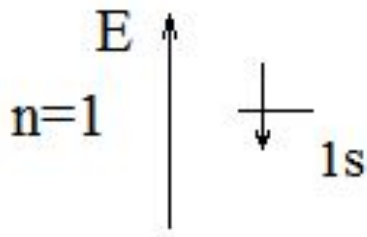
массовое число
порядковый номер



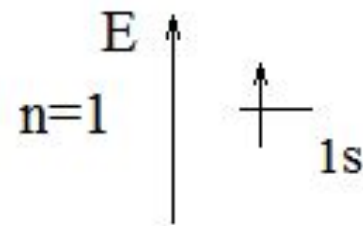
1e 1p 0n



Нарушение правила
минимальной энергии



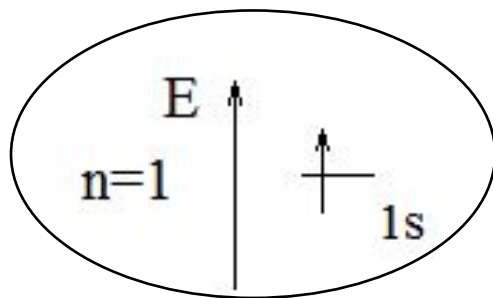
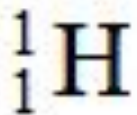
Нарушение принципа
Хунда (суммарный спин
не максимален)



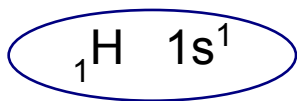
Правильный вариант!

Правила заполнения орбиталей электронами

Два способа изображения строения электронной оболочки атома:

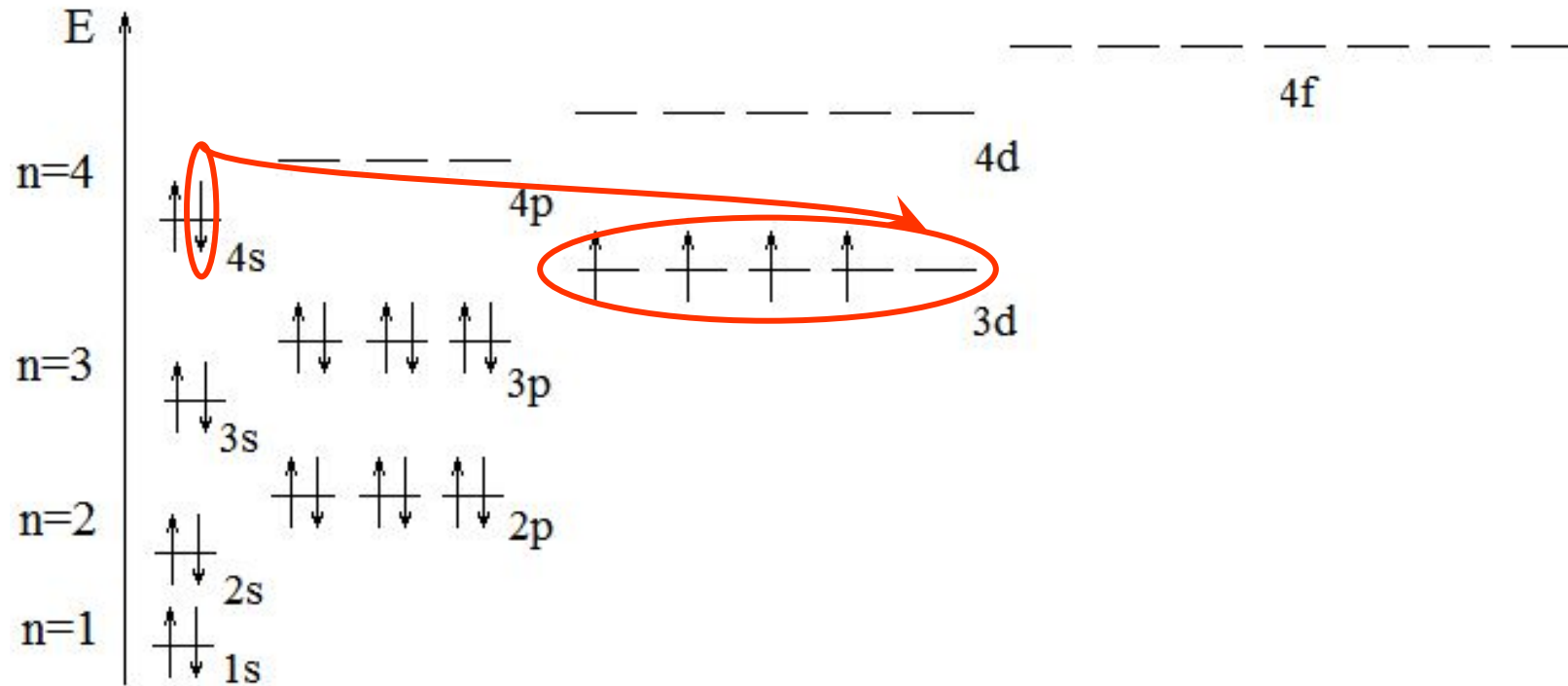
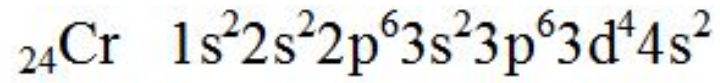


← Энергетическая диаграмма распределения электронов по орбиталям атома водорода

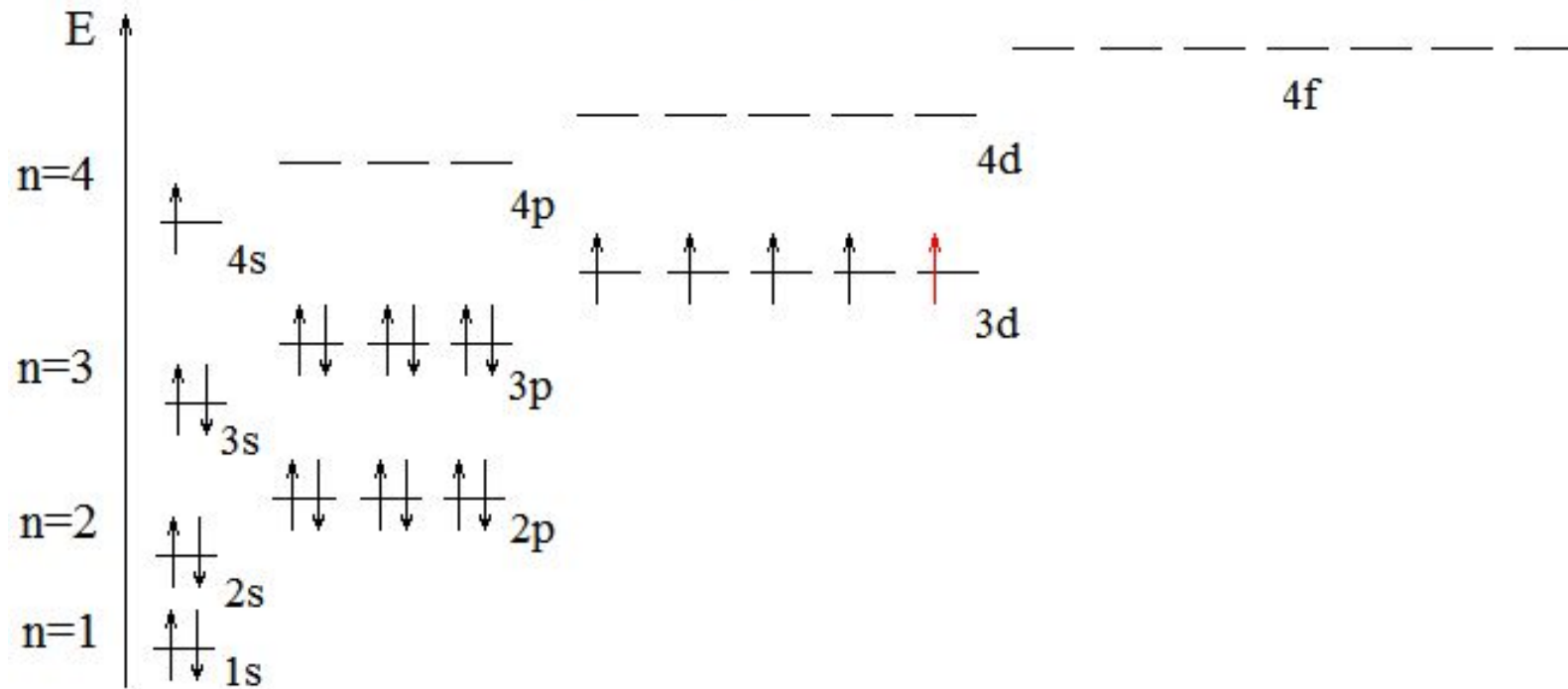
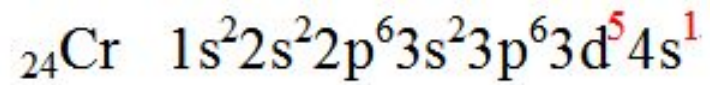


← Электронная конфигурация атома водорода

Эффект электронного провала



Эффект электронного провала



Электронное строение ионов

Если атом заряжен **положительно** (положительный ион - **катион**), то число электронов в данной частице **меньше** на величину заряда.

Если же частица заряжена **отрицательно** (отрицательный ион – **анион**), то число электронов в данной частице **больше** согласно величине заряда.

