

Курс:  
«Химия»

Преподаватель:  
Маслий Алексей Николаевич

Литература:

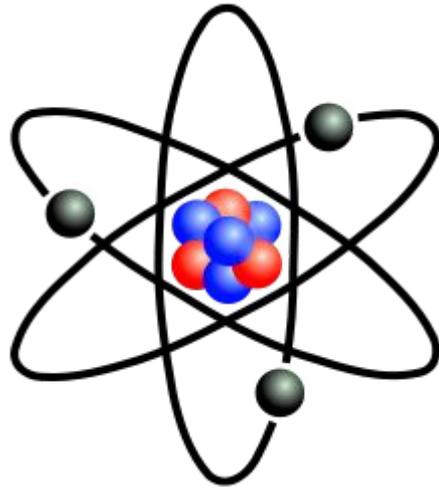
Лекции: Н.С. Ахметов «Общая и неорганическая химия»

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

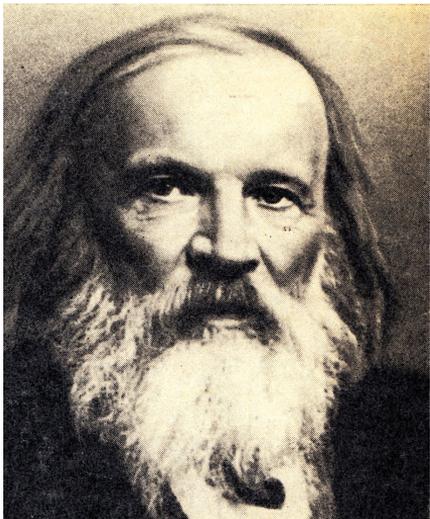


Атом — наименьшая частица, обладающая химическими свойствами.

## 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».

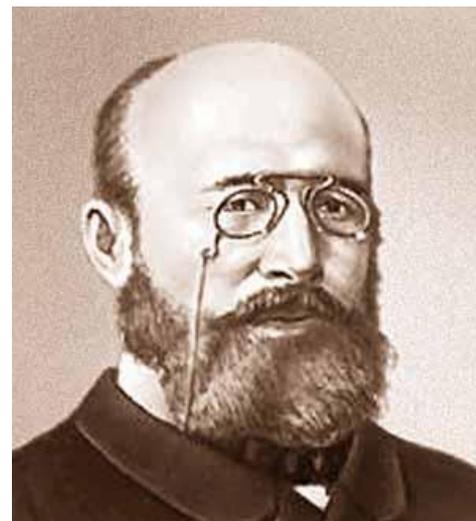
# Историческая справка



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»*



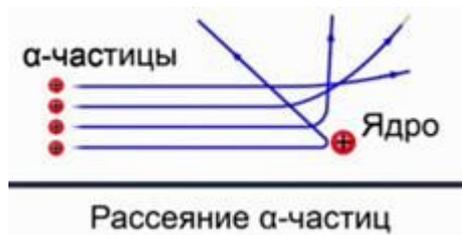
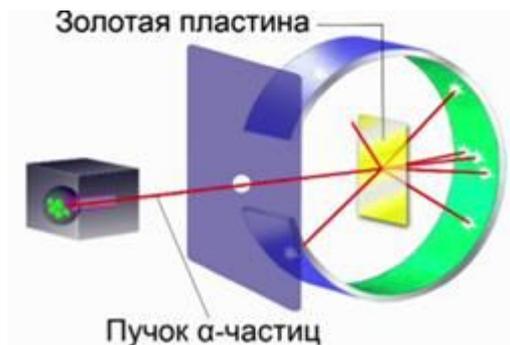
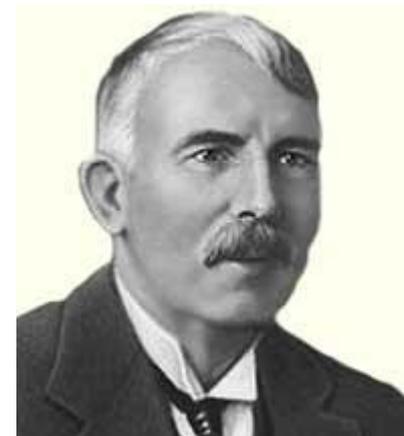
# Историческая справка

Открытия конца 19 в., показавшие сложность строения атомов:

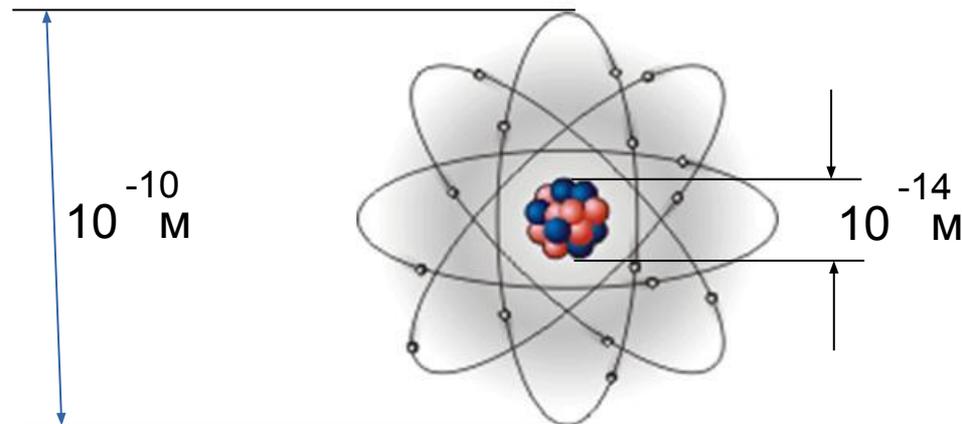
- прохождение электрического тока в газах с возникновением катодных лучей;
- электролиз;
- открытие рентгеновских лучей (1895 г, Рентген);
- открытие радиоактивности (1896 г., Беккерель).

# 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.

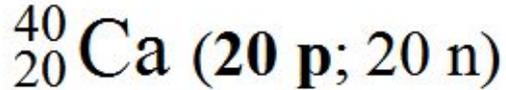
# Состав атома

**Химический элемент** — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

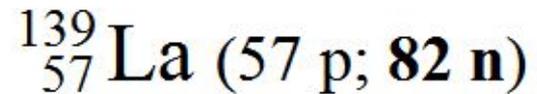
*Пример*

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

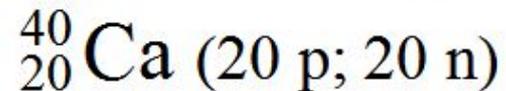
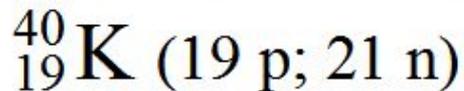
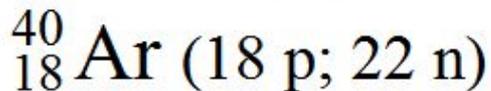
**Изотопы** – атомы с одинаковым числом протонов.



**Изотоны** – атомы с одинаковым числом нейтронов.



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



# Электронное строение атома

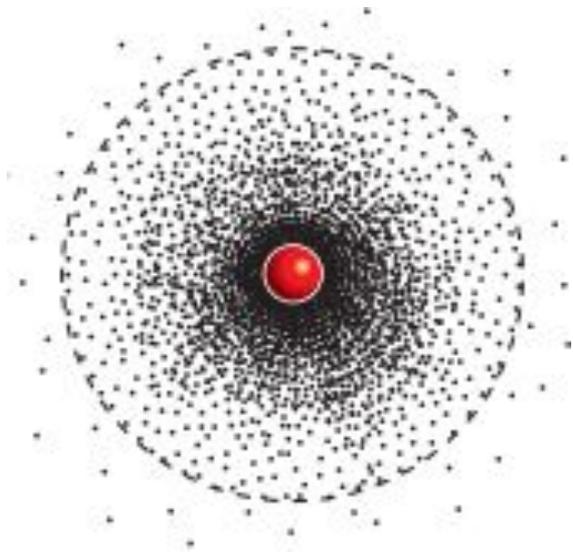
**Химические свойства атома** определяет строение его электронной оболочки.

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  $\infty$ .

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

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.

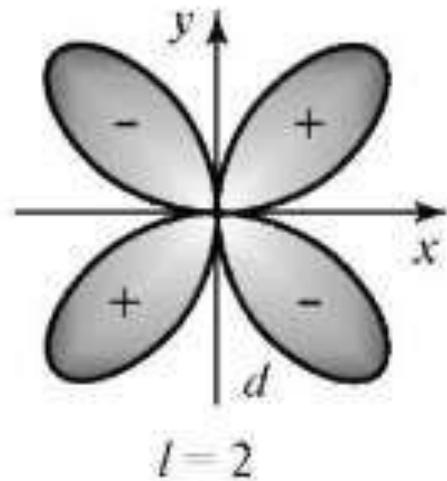
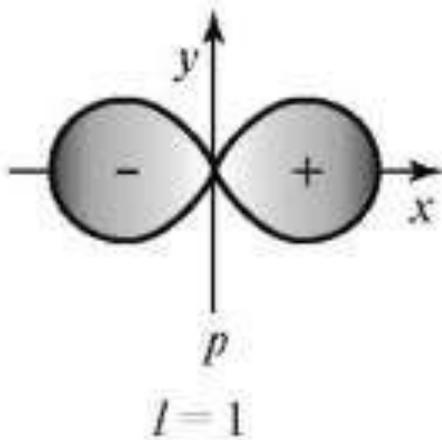
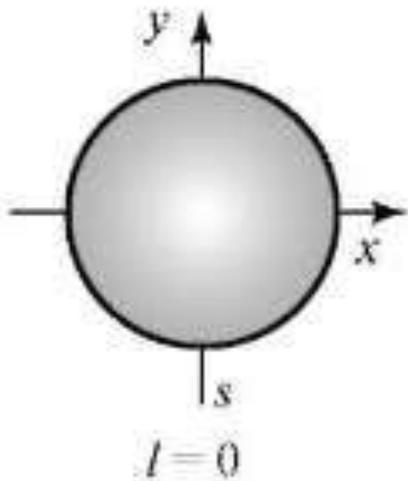
Орбитальное к.ч. зависит от главного. Оно может принимать значения, заключенные в диапазоне от 0 до значения  $(n-1)$ .

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

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  $z$ ).

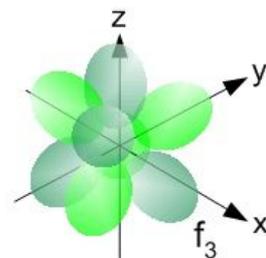
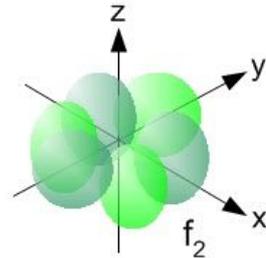
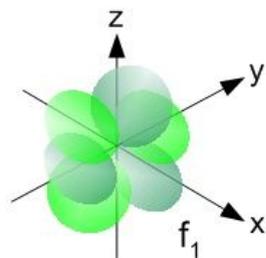
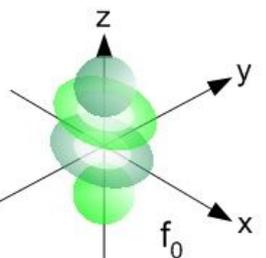
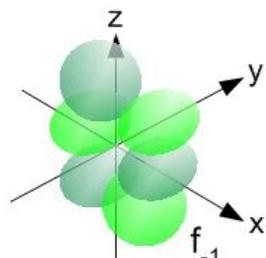
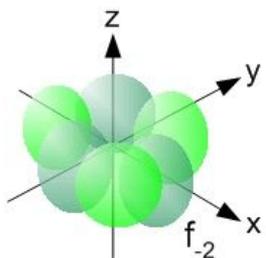
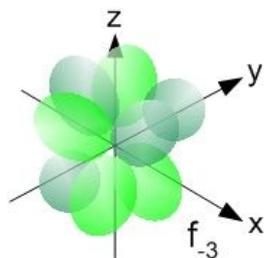
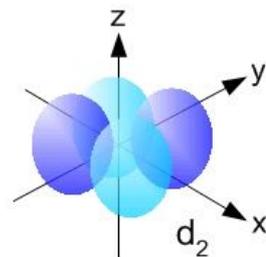
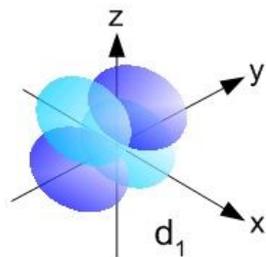
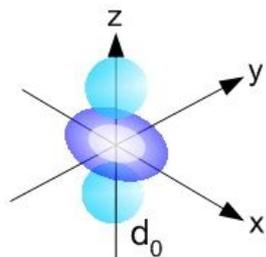
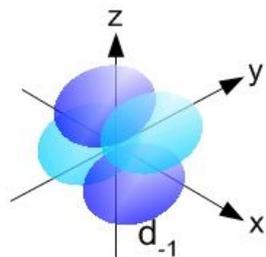
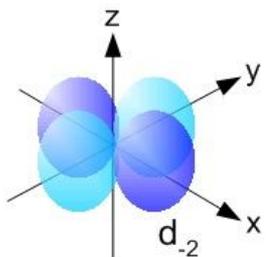
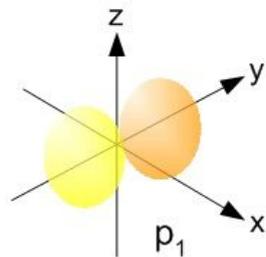
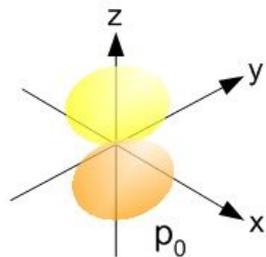
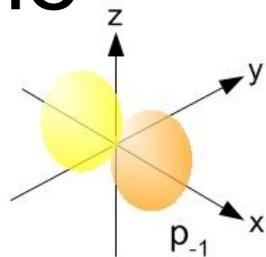
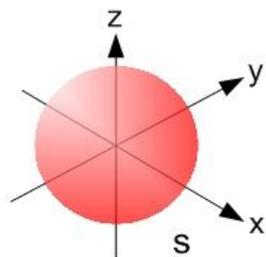
Число значений указывает на число орбиталей с данным значением  $l$  и равно  $(2l+1)$ .

# Квантовые числа

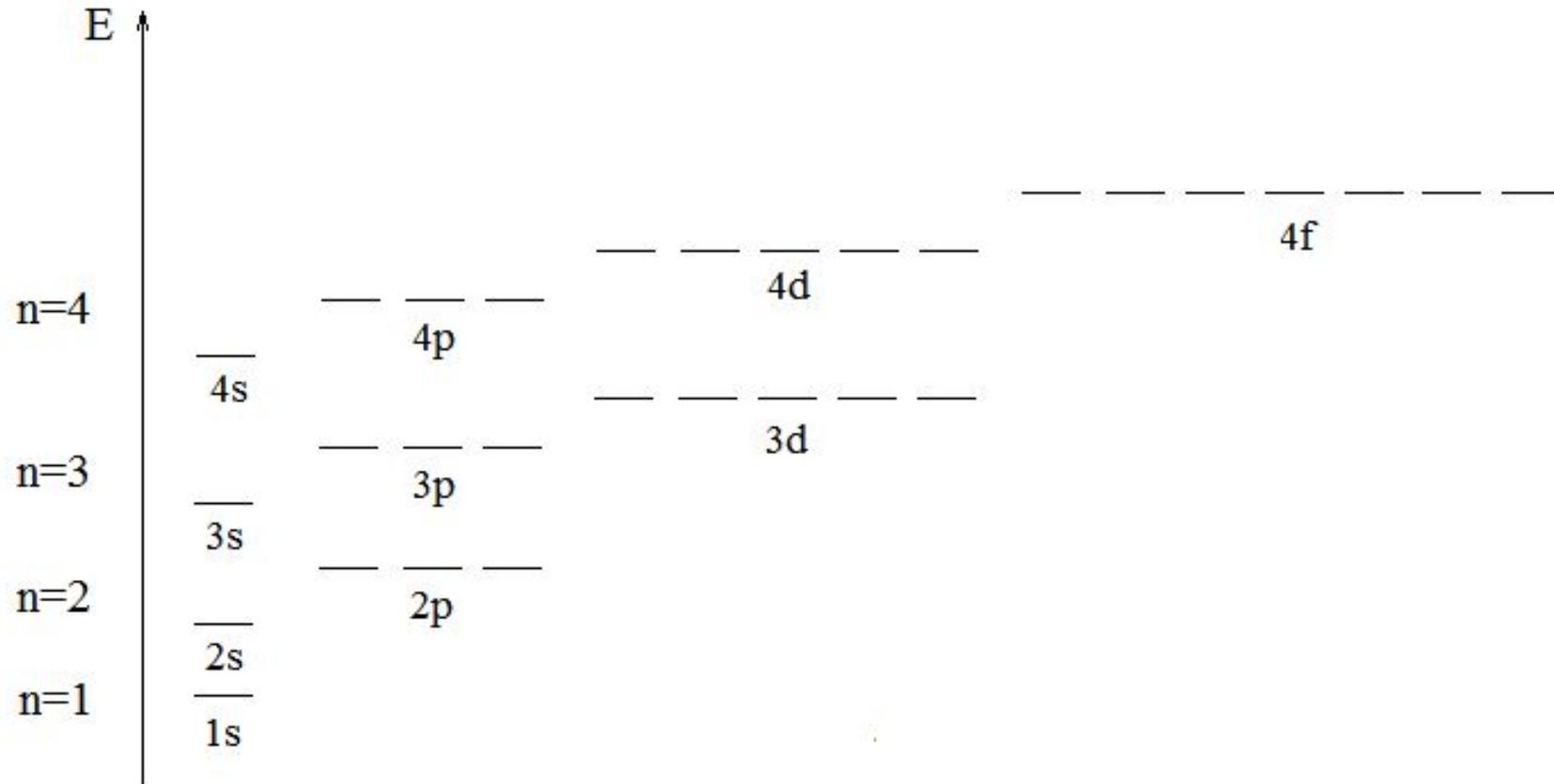
Значение к.ч. $l$	Обозначение орбитали	Значение к.ч. $m_l$	Число орбиталей
0	s	0	1
1	p	-1, 0, 1	3
2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5
3	f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

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

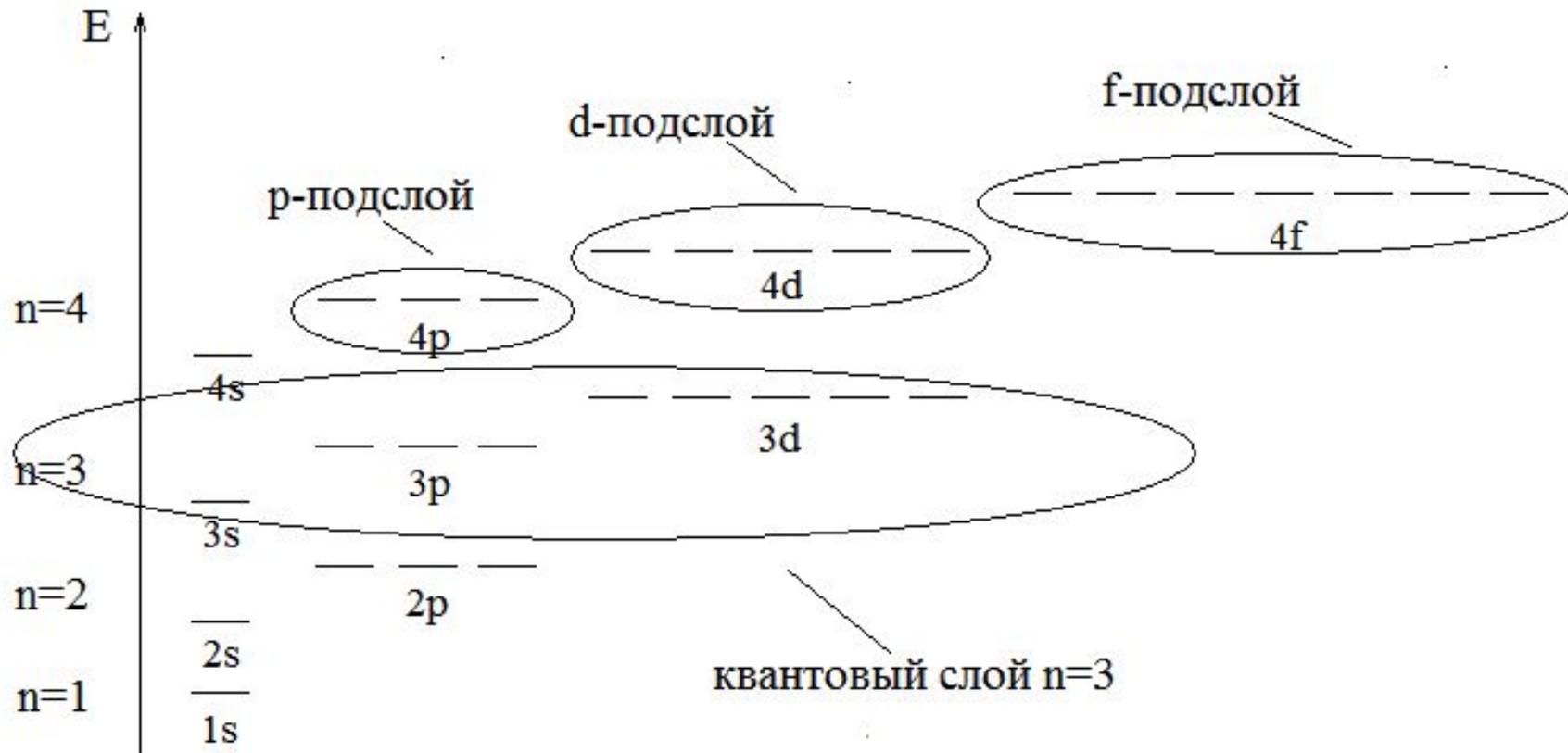
# Формы и пространственное расположение орбиталей



# 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  $\alpha$  или стрелкой вверх, а если  $m_s = -1/2$  обозначают греческой буквой  $\beta$  или стрелкой вниз.

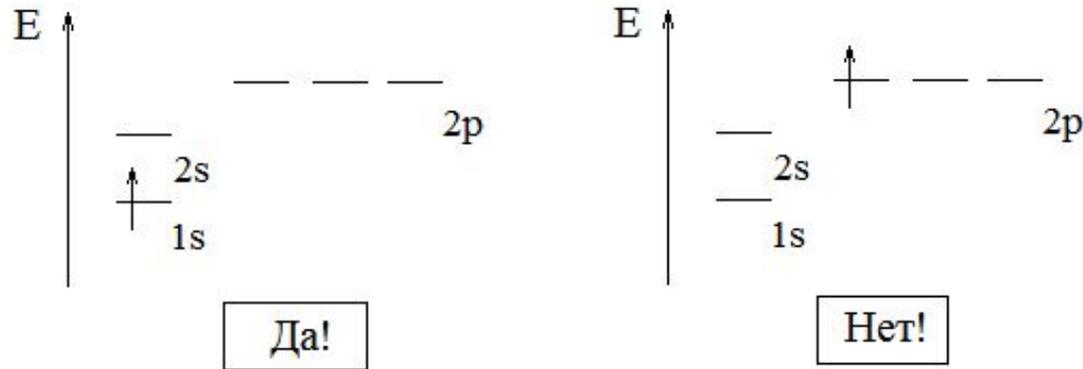
Если на электрон не действуют внешние силы, то им более выгодно находиться в состоянии с  $m_s = +1/2$ .

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.*



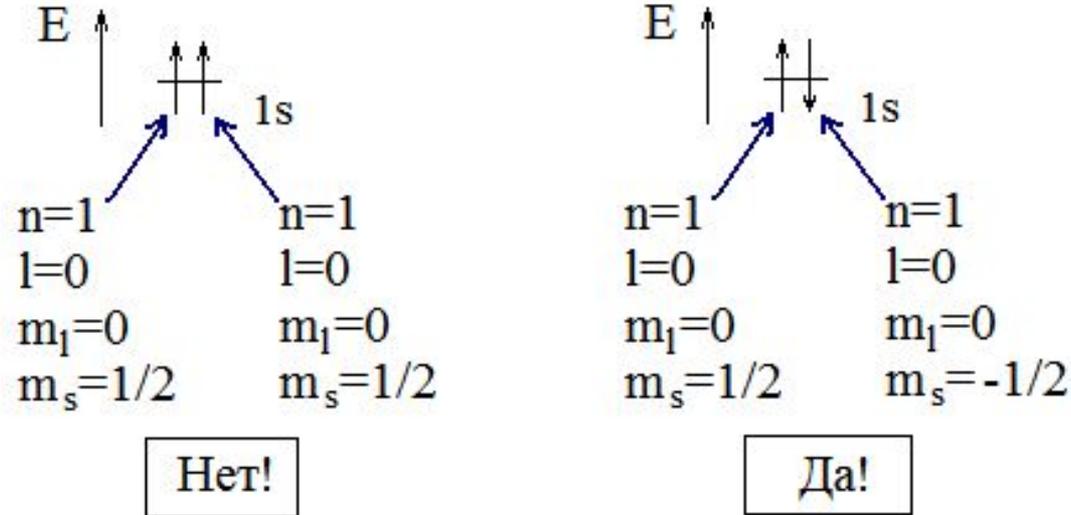
Следствие порядок заполнения орбиталей электронами в атоме:

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

# Правила заполнения орбиталей электронами

## 2. Принцип Паули:

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



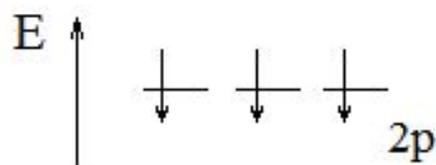
**Следствие из принципа Паули:** на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.

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

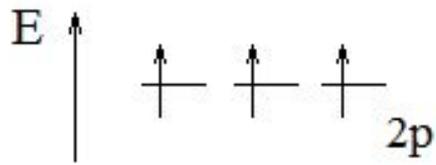
## 3. Принцип Хунда:

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



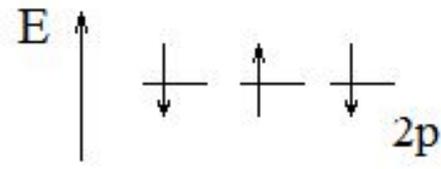
суммарный спин  
 $-3/2$

Нет!



суммарный спин  
 $3/2$

Да!



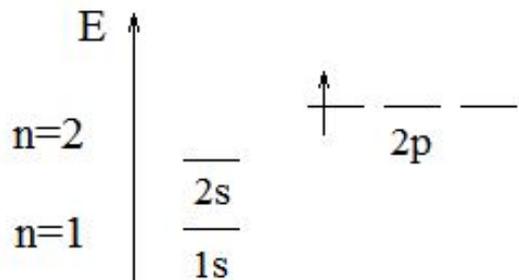
суммарный спин  
 $-1/2$

Нет!

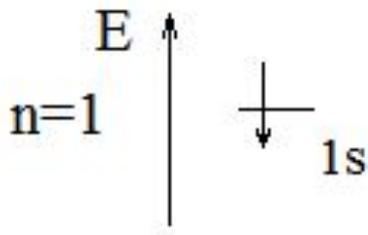
**Следствие:** орбитали заполняются электронами сначала по одному ( $m_s = +1/2$ ) т.е. направление стрелки вверх, а затем по второму ( $m_s = -1/2$ ) т.е. стрелка вниз.

# Правила заполнения орбиталей электронами

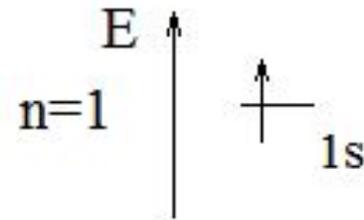
массовое число  
порядковый номер



Нарушение правила  
минимальной энергии



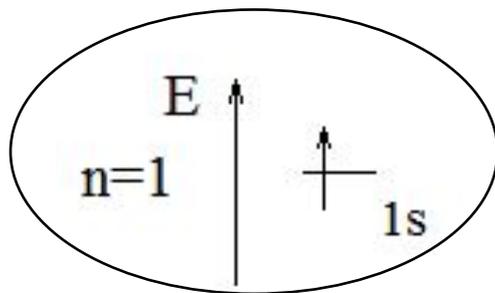
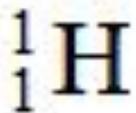
Нарушение принципа  
Хунда (суммарный спин  
не максимален)



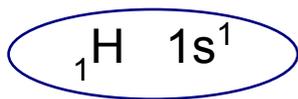
**Правильный вариант!**

# Правила заполнения орбиталей электронами

Два способа изображения строения электронной оболочки атома:

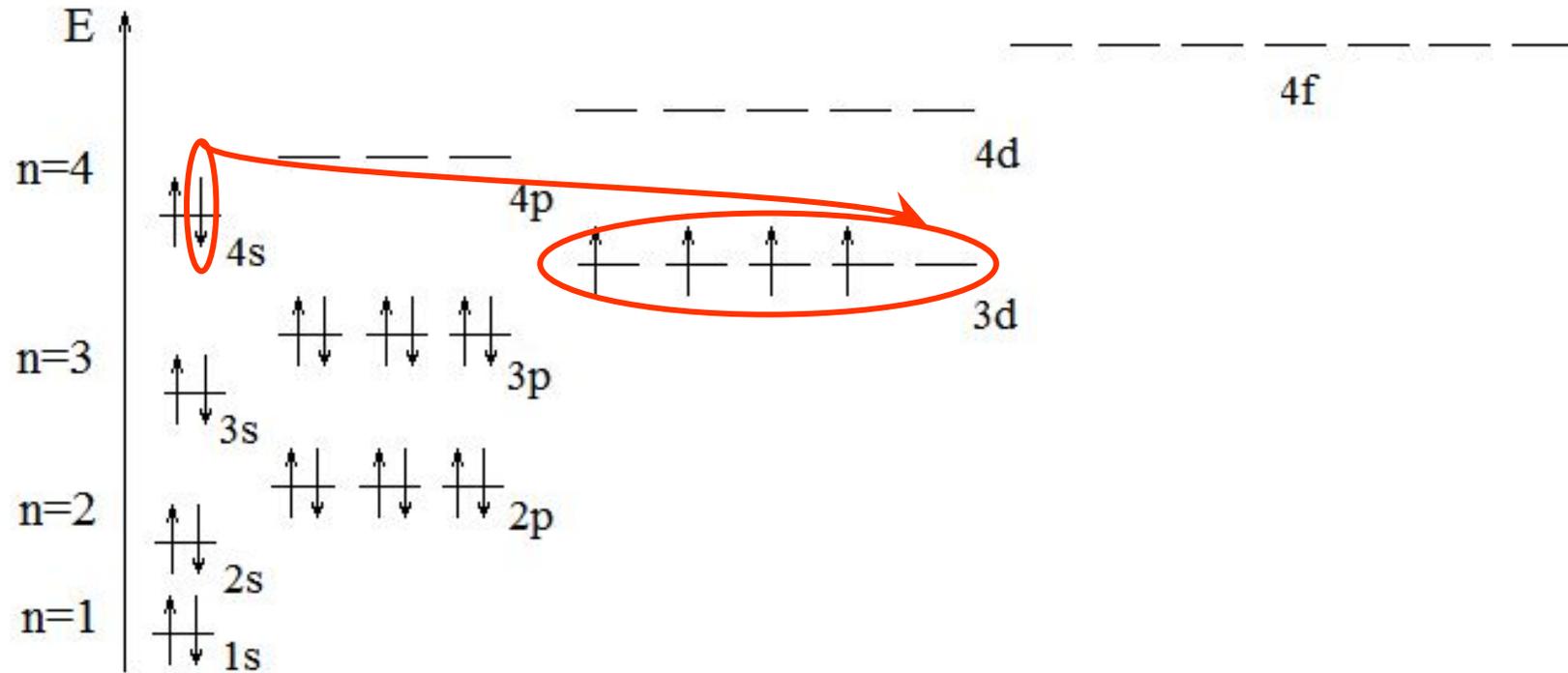
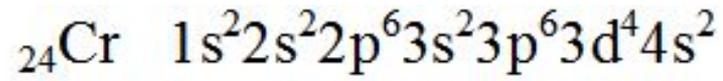


← Энергетическая диаграмма распределения электронов по орбиталям атома водорода

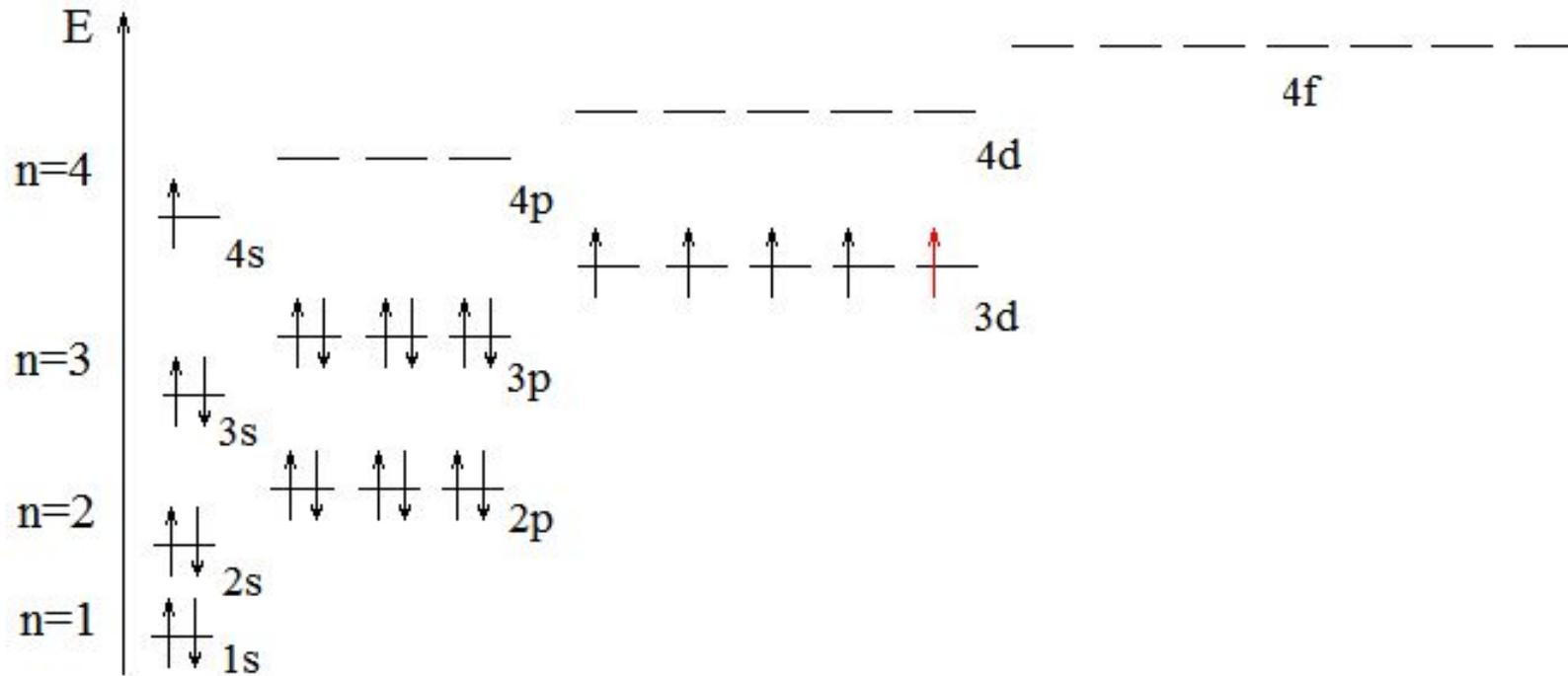
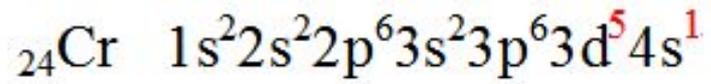


← Электронная конфигурация атома водорода

# 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.

