Периодический закон. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням

(электронная конфигурация атома)

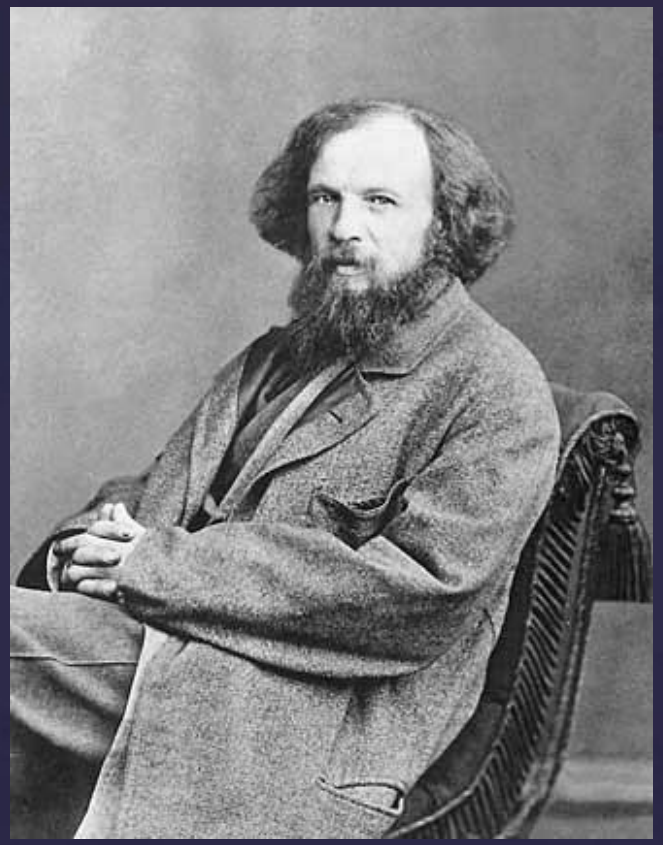
Периодический закон (1869 г.)

- **Формулировка Д.И. Менделеева (1871 г.)**

Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса.

- **Современная формулировка**

Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений, находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.



Портрет Д.И. Менделеева (1861 г.)

Периодический закон

- **Что ученые не могли объяснить?**

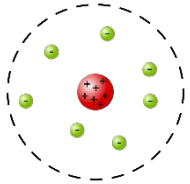
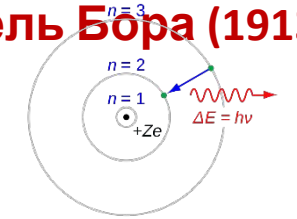
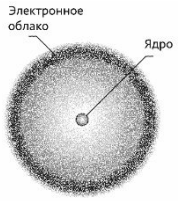
1. Как заряд ядра атомов (атомные веса) определяют периодичность числа валентных электронов в атомах химических элементов, а потому и их свойств.

2. Почему в 1-м периоде периодической системы химических элементов только 2 элемента, во 2-м и 3-м – по 8, в 4-м и 5-м – по 18, а в 6-м – 32.

3. Почему отличаются свойства химических элементов главных и побочных подгрупп (А- и Б-групп).

- **Ответы на эти вопросы были получены только после выяснения состояния электронов в атоме.**

Модели строения атомов

Модель Резерфорда (1911 г.) 	**Отрицательно заряженные электроны движутся по орбитам вокруг расположенного в центре атома тяжёлого положительно заряженного ядра.**	**Электрон, вращаясь вокруг ядра, должен излучать ЭМ волны и терять энергию. При этом скорость его должна замедлиться, и он должен достаточно быстро упасть на ядро.**
Модель Бора (1913 г.) 	**Электроны в атоме могут двигаться только по определённым (стационарным) орбитам, находясь на которых они не излучают энергию, а излучение или поглощение происходит только в момент перехода с одной орбиты на другую.**	**Не учитывает волновые свойства электрона. Электроны не движутся вокруг ядра по сколько-нибудь определённым траекториям (принцип неопределённости).**
К механи -модель 	**Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют его орбиталью. Орбитали одного энергетического уровня образуют электронные оболочки атома. Формулу расположения электронов по различным электронным оболочкам атома химического элемента называют электронной конфигурацией атома**	

Квантовые числа

1. Главное квантовое число (*n*) – определяет энергию электрона и степень удаления его от ядра, т.е. энергетический уровень расположения его атомной орбитали в электронной оболочке атома.

Принимает любые целочисленные значения, начиная с 1 (*n* = 1 ,2 ,3 и т.д.).

Исторически обозначались буквами *K, L, M, N, O, P* и т.д.

Так *K*-оболочкой называют энергетический уровень, для которого *n* = 1.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне (*N*) определяют по формуле: $N = 2n^2$.

Так на 1-м энергетическом уровне могут находится 2 электрона, на втором – 8, на третьем 18 и т.д.

Квантовые числа

2. Побочное (орбитальное) квантовое число (*l*) – определяет форму атомной орбитали, т.е. ее энергетический подуровень.

Оно может принимать целочисленные значения от 0 до (*n* – 1).

Значения ***l*** = 0, 1, 2, 3 соответствуют энергетическим подуровням *s, p, d, f*.

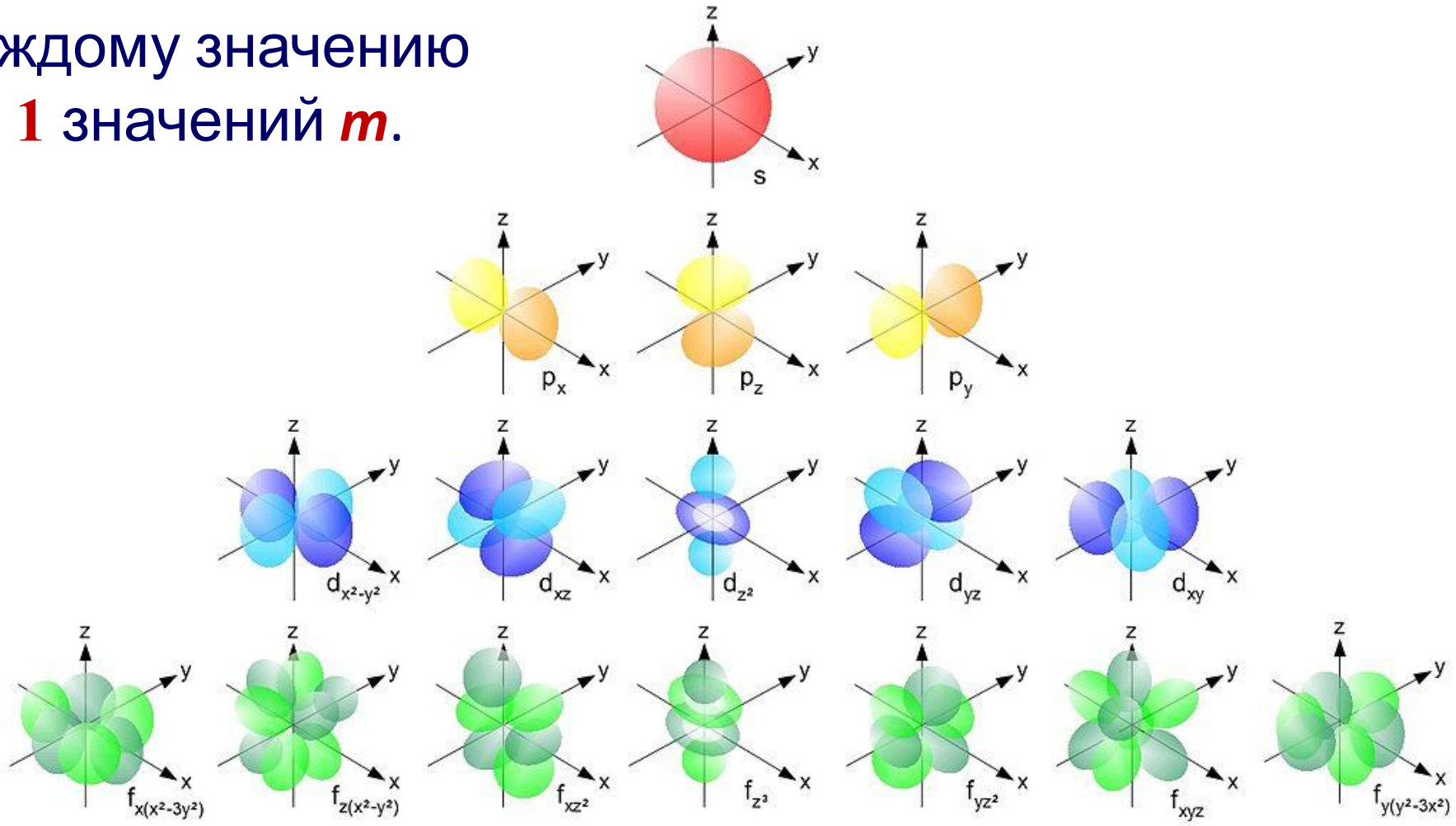
На 1-м энергетическом уровне имеется один подуровень (*s*-подуровень), на 2-м - два (*s*- и *p*-подуровни), на 3-м – три (*s-, p-, d*-подуровни), на 4-м – четыре (*s-, p-, d-, f*-подуровни) и т.д.

3. Магнитное квантовое число (*m*) – отражает положение атомной орбитали в пространстве.

Для каждого значения ***l*** число ***m*** может принимать целочисленные значение от –***l*** до + ***l*** , включая 0.

Квантовые числа

Следовательно, каждому значению ***l*** соответствует **2*l*** + **1** значений ***m***.



Квантовые числа

4. Спиновое *(spin – веретено)* **квантовое число (*s*)** может принимать лишь 2 возможных значения: +1/2 и – 1/2.

Оно соответствует двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного поля электрона.

В магнитном поле энергия электрона с одним направлением спина увеличивается, а с противоположным – уменьшается. Противоположные спины называются – антипараллельными.

Распределение электронов по квантовым

Обо-лоч-ка	Энергет и-ческий уровень, *n*	Энергети-ческий подуровен ь, *l*	Орбиталь, *m*	Суммарно е число орбитале й, n^2	Предельное число электронов на энергетическ их подуровнях	Предельное число электронов на энергетическ их уровнях, $2n^2$
K	1	0*s*	0	1	2	2
L	2	0*s* 1*p*	0 –1, 0, +1	1 3	2 6	8
M	3	0*s* 1*p* 2*d*	0 –1, 0, +1 –2, –1, 0, +1, +2	1 3 5	2 6 10	18
M	4	0*s* 1*p* 2*d* 3*f*	0 –1, 0, +1 –2, –1, 0, +1, +2 –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3	1 3 5 7	2 6 10 14	32

Распределение электронов по орбиталям

Происходит на основе следующих закономерностей:

1. Принцип Паули: в атоме не может быть электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел.

2. Правило Хунда: электроны располагаются на одинаковых орбиталях таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.

3. Правило Клечковского: заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n + l$). При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением (n).

Исключение: Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au.

Домашнее задание

- § 3. Тест 1-2.
- § 4. Задание 3-4 (пис.)