

# Состояние электронов в атоме

.

# Проанализируем, что мы уже знаем о строении атома, а что еще нет:

Знаем	Не знаем (собираем «Почему?»)
<p data-bbox="112 351 865 446">Атом состоит из ядра и электронной оболочки.</p> <p data-bbox="112 522 741 618">Ядро заряжено положительно, электроны – отрицательно.</p> <p data-bbox="112 694 923 903">При химических реакциях ядро не изменяется, а электроны могут переходить от атома одного химического элемента к атому другого.</p> <p data-bbox="112 979 794 1075">Электроны в атоме расположены «слоями»</p>	<p data-bbox="981 522 1779 561">Почему электроны не падают на ядро?</p> <p data-bbox="981 694 1789 903">Почему? Почему атомы отдают при химических реакциях не все, а только часть своих электронов?</p> <p data-bbox="981 979 1754 1075">Почему разные слои вмещают разное количество электронов?</p>

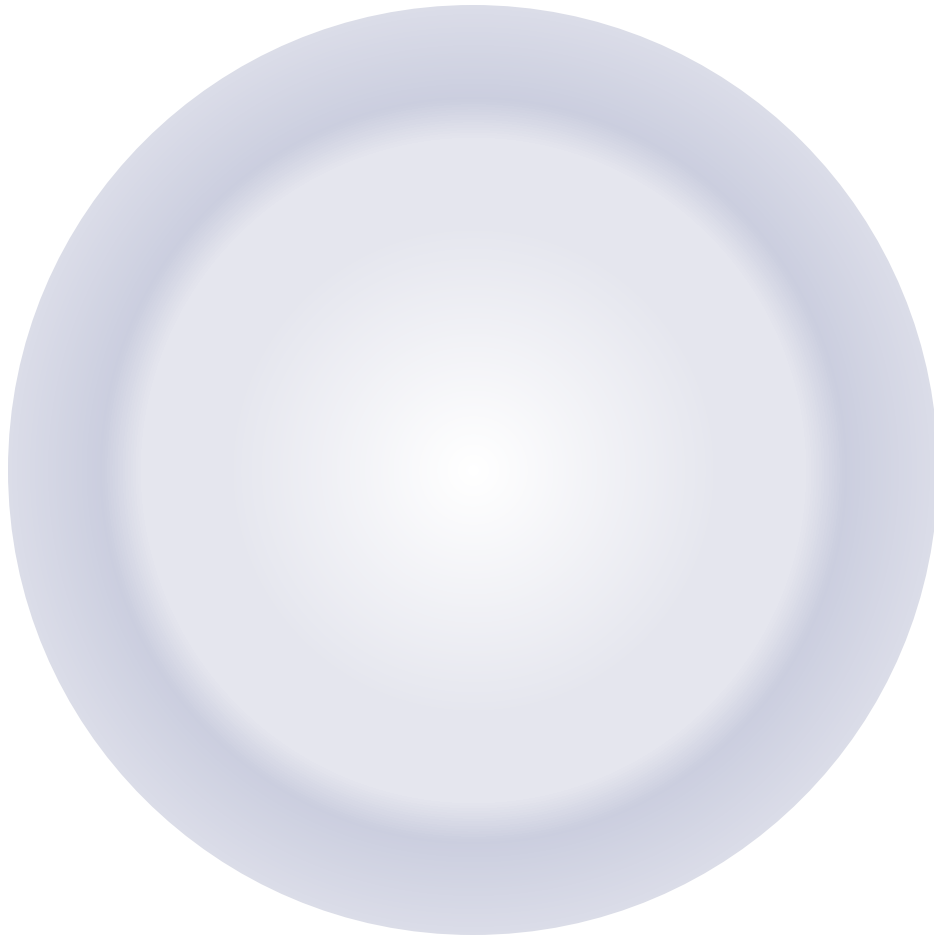
# Двойственная природа (дуализм) микромира

---

- В 1924 г. Луи де Бройль высказал гипотезу, что все объекты микромира характеризуются двойственной природой, обладая одновременно свойствами и частицы и волны.
  - В 1926 г. Шредингер показал, что движение электрона в атоме может быть описано волновой функцией, т.е. электрон следует рассматривать как размытое отрицательно заряженное «электронное облако».
- 



# «Электронное облако», или орбиталь



- это область пространства вокруг ядра атома, в которой вероятность пребывания электрона составляет 90%.



---

Орбитали характеризуются:

- энергией (удаленностью от ядра, или размером),
- формой электронного облака,
- его ориентацией относительно ядра атома,
- собственным моментом импульса электрона (спином).

Все эти характеристики описываются четырьмя параметрами, называемыми **квантовые числа**.

---



## Главное квантовое число ( $n$ )

---

- характеризует размер электронного облака, т.е. определяет энергетический уровень (электронный слой).
- Может принимать значения целых чисел  $n = 1, 2, 3, 4$  и т.д., иногда обозначают как K, L, M, N и т.д. уровни.

Слой со значением  $n = 1$  соответствует самому низкому уровню энергии, т.е. находится ближе всех к ядру атома.

---



# Орбитальное (побочное) квантовое число ( $l$ )

---

- определяет пространственную форму орбитали;
- принимает значения от 0 до  $(n-1)$ , т.е.  $l = 0, 1, 2, 3$ , и т.д.

Различные значения  $l$  соответствуют различным формам орбиталей, которые обозначаются как s-, p-, d-, f- орбитали.

Орбитали одинаковой формы, размещенные на одном энергетическом уровне образуют **подуровень**.

---



## Магнитное квантовое число $m_\ell$

- определяет ориентацию орбитали в пространстве;
- принимает значения от  $-\ell$  через  $0$  до  $+\ell$ .

Например, если  $n = 1$ , то  $\ell = n - 1 = 0$  (s-орбиталь), следовательно,  $m_\ell = 0$ . Это обозначает, что для сферической s-орбитали возможно лишь одна ориентация в пространстве.

Если  $n=2$ , то  $\ell = [0; 1]$ , а  $m_\ell = [-1; 0; +1]$ . Это означает, что на втором энергетическом уровне могут существовать 2 подуровня: s- и p-, причем для гантелеобразных p-орбиталей возможны три различных ориентации относительно ядра.



## Спиновое квантовое число ( $m_s$ )

---

- Характеризует веретенообразное вращение электрона вокруг собственно оси (от англ. spin – веретено, верчение).
- Каждый из электронов может совершать такое вращение в одном из двух противоположных направлений, поэтому  $m_s$  принимает два возможных значения  $+ \frac{1}{2}$  и  $- \frac{1}{2}$ .
- Иначе спины обозначают стрелками, направленными в противоположные стороны  $\uparrow$  и  $\downarrow$ .



- 
- Максимальное количество электронов на том или ином энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где  $N$  – максимальное количество электронов,  
 $n$  – номер уровня, или главное квантовое число.

Т.е. на первом уровне не может быть больше 2 электронов,  
на втором – не больше 8  $e^-$ ,  
на третьем – не больше 18  $e^-$ ,  
на четвертом – не больше 32  $e^-$ .

---



---

□ Заполнение атома электронами идет в соответствии с принципом (запретом) Паули: «в атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором всех четырех квантовых чисел:  $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ,  $m_s$ .»

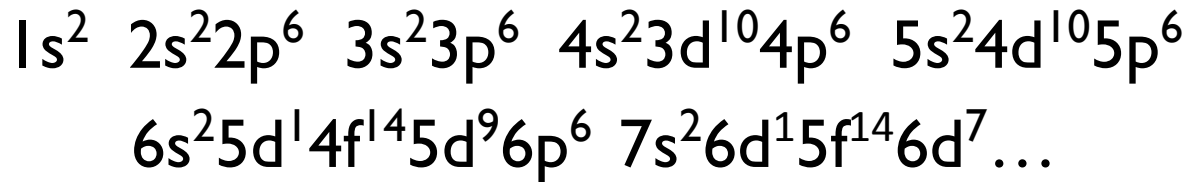
Кроме того, следует учитывать, что в основном (невозбужденном) состоянии атома электроны стремятся занять наименее энергоёмкие орбитали.

---



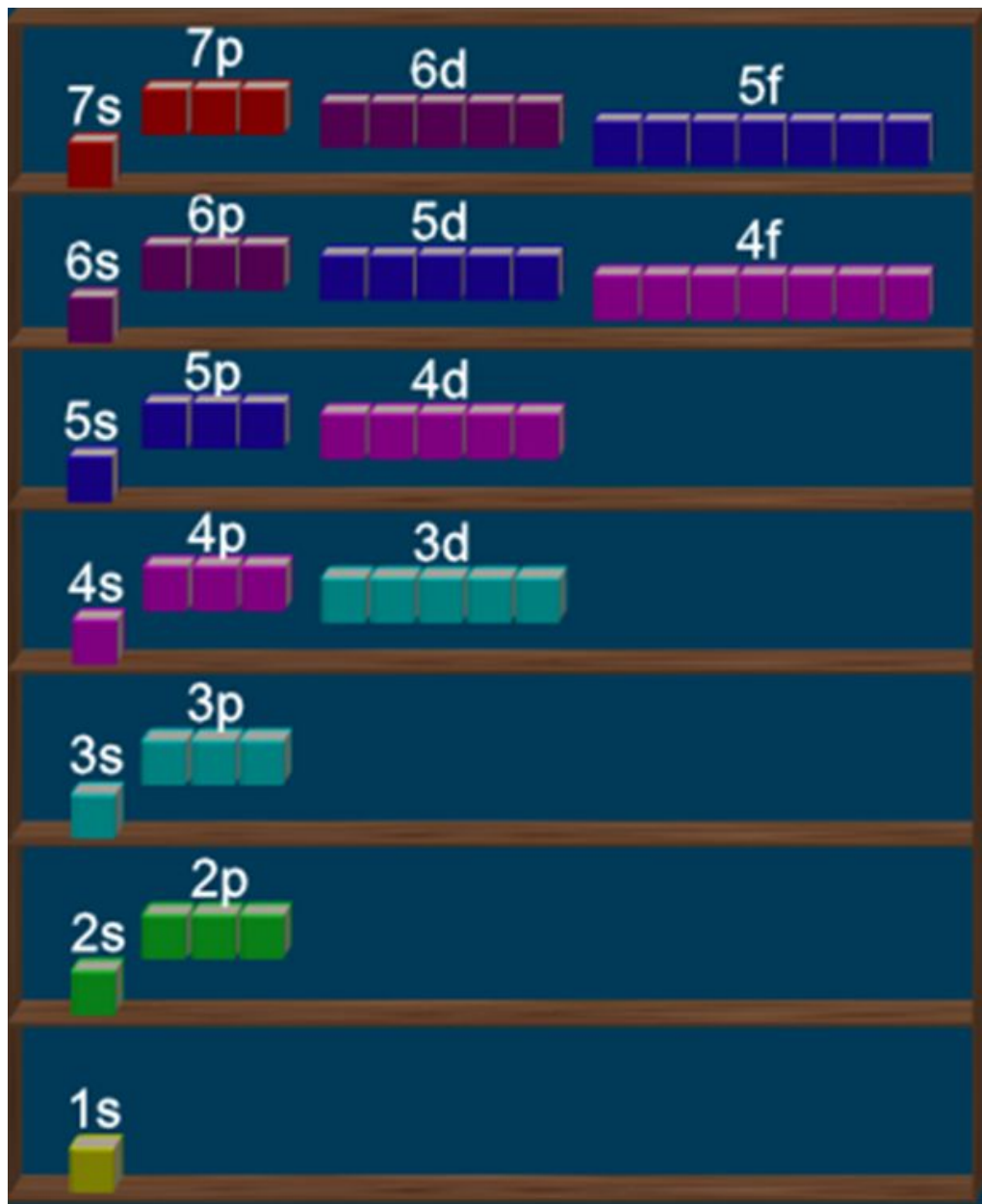
# Порядок заполнения орбиталей электронами

---



- При этом, строение электронной оболочки предыдущего (по ПСХЭ) атома наследуется.
  - При заполнении подуровня электроны стремятся занять свободные орбитали и только при их отсутствии размещаются на наполовину заполненных орбиталях, спариваясь с уже находящимися там электронами (правило Хунда).
- 





# Упражнения

## Пример 1.

Разберем  
распределение  
электронов в  
атомах некоторых  
элементов:

H – Ne,

Ca, Sc,

Cr, Mn,

Ba, La, Hf

# Упражнения

---

Пример 2. Составим схему электронного строения и электронную формулу элемента с порядковым номером 7.

Решение.

**1. Определим положение элемента в Периодической системе:**

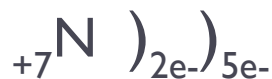
2-ой период, 5А группа.

**2. Сделаем вывод о строении атома:**

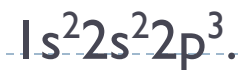
заряд ядра = +7, общее кол-во электронов = 7,

кол-во электронных слоев = 2, кол-во  $e^-$  на внешнем слое = 5.

**3. Составим схему электронного строения:**



**4. Определим распределение  $e^-$  по подуровням и составим электронную формулу:**



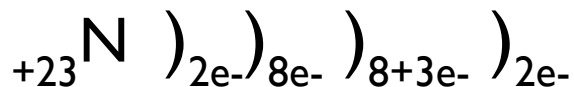
# Упражнения

---

Пример 3. Составим схему электронного строения и электронную формулу элемента с порядковым номером 23.

Решение.

- 1. Определим положение элемента в Периодической системе:** 4-ой период, 5Б группа.
- 2. Сделаем вывод о строении атома:** заряд ядра  $=+23$ , общее кол-во электронов  $=23$ , кол-во электронных слоев  $=4$ , электронами заполняется предвнешний слой.
- 3. Составим схему электронного строения:**



- 4. Определим распределение  $e^-$  по подуровням:**  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ .
- 



## Итог: что мы узнали

---

- 1. Электрон проявляет свойства и частицы и волны, т. е. имеет двойственную природу.
- 2. Каждый электрон в атоме стремится занять наиболее энергетически выгодное положение
- 3. В атоме нет двух совершенно одинаковых электронов
- 4. Атом каждого элемента таблицы Менделеева имеет индивидуальную электронную конфигурацию.

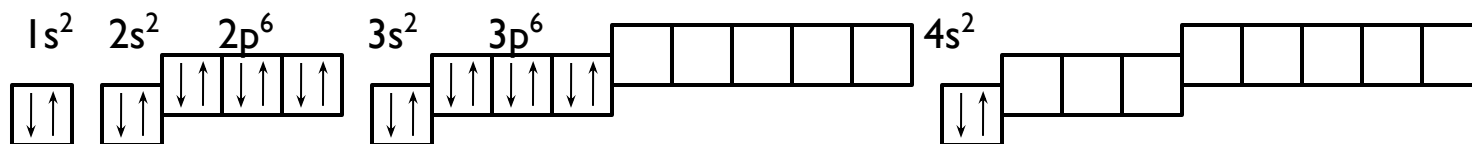




## Проверочная работа (на 3 мин.)

- **На «3»:** Составь схему электронного строения и электронную формулу: (вар.1) - фосфора, (вар.2) - магния, (вар.3) - кремния, (вар.4) - хлора.
- **На «4»:** Составь схему электронного строения и электронную формулу: (вар.1) - титана, (вар.2) - железа, (вар.3) - никеля, (вар.4) - цинка.

- **На «5»:** Определи, что это за элемент:



- Составь схему электронного строения и электронную формулу эл-та: (вар.1) – стоящего левее, (вар.2) - стоящего правее, (вар.3) - стоящего выше, (вар.4) - стоящего в тех же периоде и группе, но в другой подгруппе.

# Домашнее задание

---

- Химия 11. О.С.Габриелян.2009 г.
- §1, вопросы и упражнения к параграфу, №9 – по желанию.
  
- Химия 11. О.С.Габриелян.2005 г.
- §§ 2,3 вопросы и упражнения к параграфам

