

Электронная конфигурация атома

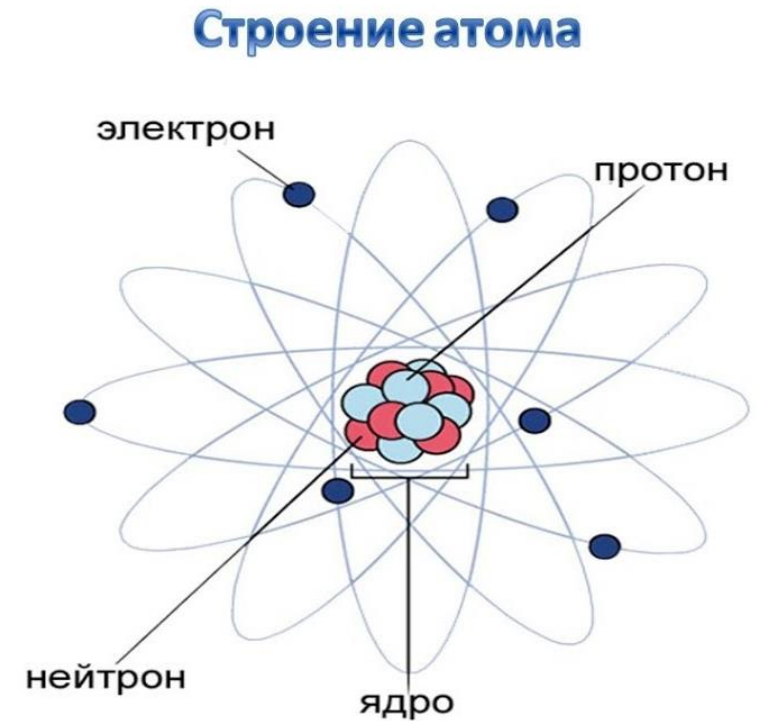
АТОМ

Это - электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Число протонов в ядре совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе, сумма числа протонов и числа нейтронов равна массовому числу элемента.

Сумма чисел протонов (Z) и нейтронов (N) в атоме называется массовым числом (A): $A = Z + N$

заряд ядра = число протонов в ядре (Z) = число электронов = порядковый номер элемента.



Протоны и нейтроны

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+1)

Нейтроны не несут заряда, они нейтральны

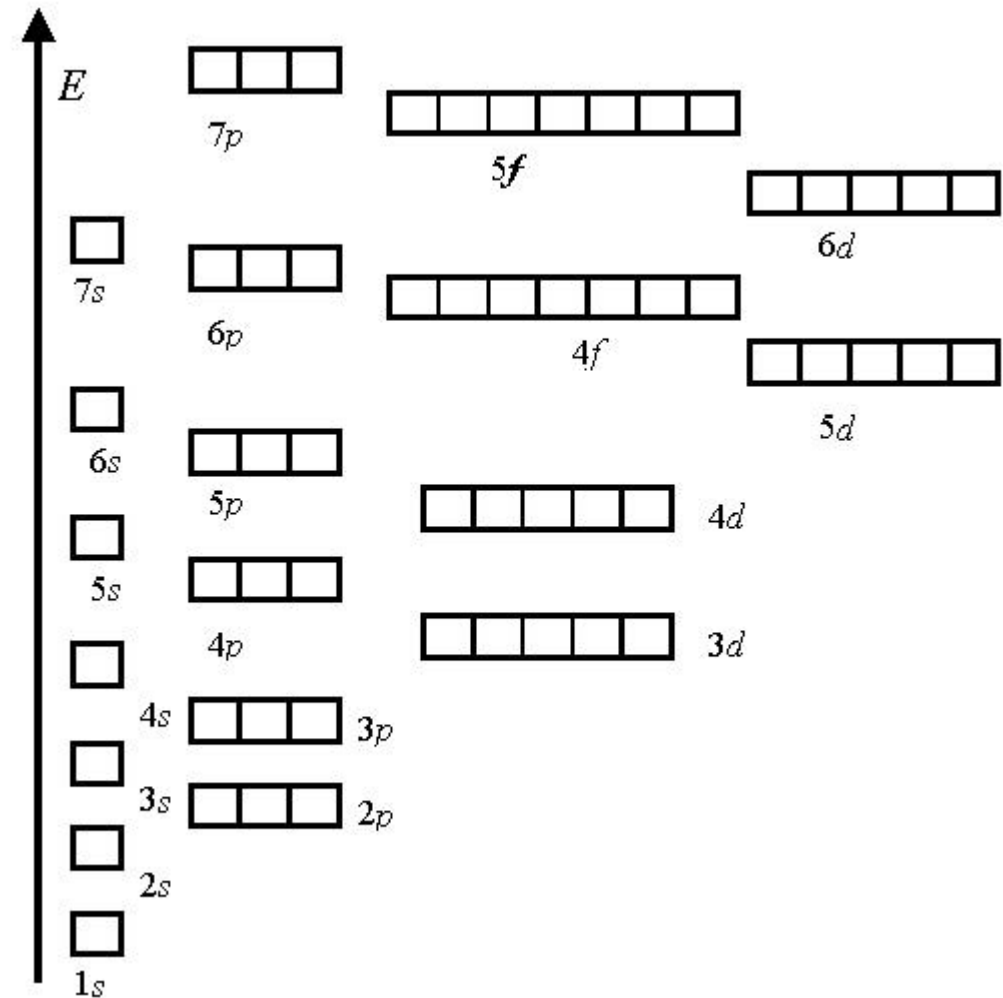
Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется массовым числом. Например, массовое число атома алюминия



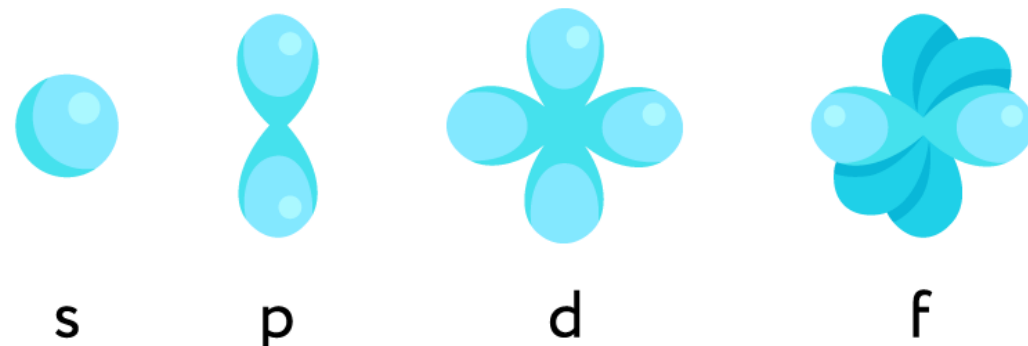
Масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), т.е. число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z$$

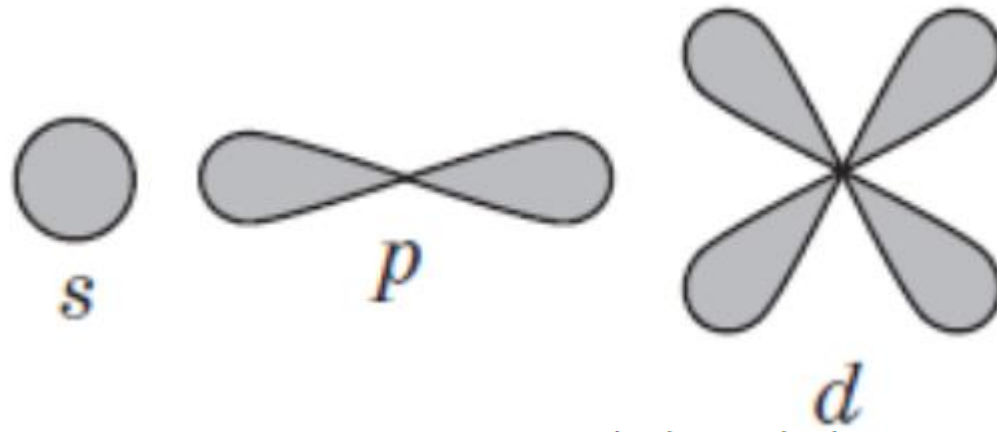
- Существует условное изображение электронных уровней и подуровней, называемое **орбитальной диаграммой**. На такой диаграмме орбитали условно изображаются квадратами, а электроны - стрелочками. Если стрелочки направлены в разные стороны, это означает, что электроны различаются между собой особым свойством, которое называется спином электрона.



- Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об энергии определенного электрона в пространстве, в котором он находится. Электрон в атоме не имеет траектории движения, т.е. можно говорить лишь о вероятности нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части этого пространства, окружающего ядро, и совокупность различных положений его рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда.



- По форме различают 4 типа орбиталей, которые обозначаются латинскими буквами s , p , d и f .



Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода, к которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода один энергетический уровень; второго периода — два; седьмого периода — семь.

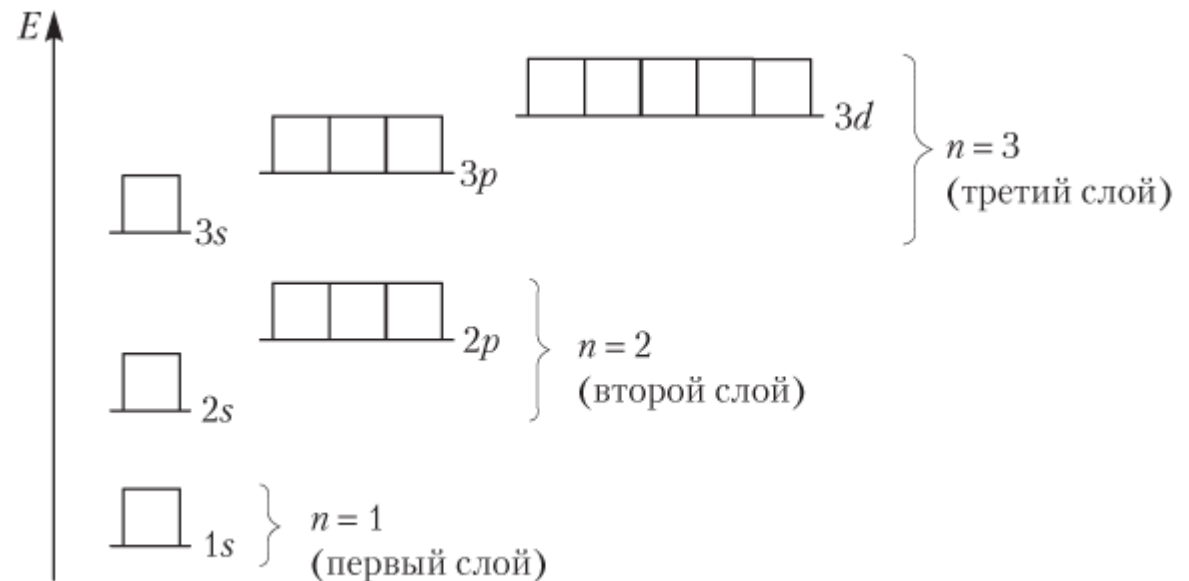


Схема энергетических уровней и подуровней для первых трех электронных слоев

Графически орбитали изображают в виде клетки (\square), или черточки ($—$), а электроны — стрелкой, направленной либо вверх \uparrow , либо вниз \downarrow . Стрелка отображает спин электрона, (направление его вращения вокруг собственной оси).

Атомные орбитали, на которой отсутствуют электроны, называется свободной (вакантной, незанятой).

На одной атомные орбитали может находиться не более двух электронов. Атомные орбитали, на которой расположен один электрон, называется наполовину занятой, а электрон на ней — неспаренным.

Атомные орбитали, на которой находятся два электрона, называется занятой, а электроны на ней — спаренными. Если спаренные электроны являются валентными, но не вовлекаются в образование химической связи, то их называют неподеленной парой электронов. Существенно, что для двух электронов на одной и той же атомные орбитали спины должны быть противоположно направленными (антипараллельными).

Энергетический уровень — совокупность атомных орбиталей с близкими значениями энергии.

Энергетические уровни нумеруют с помощью главного квантового числа n , которое может принимать только целочисленные положительные значения ($n = 1, 2, 3, \dots$). Чем больше значение n , тем выше энергия электрона и данного энергетического уровня.

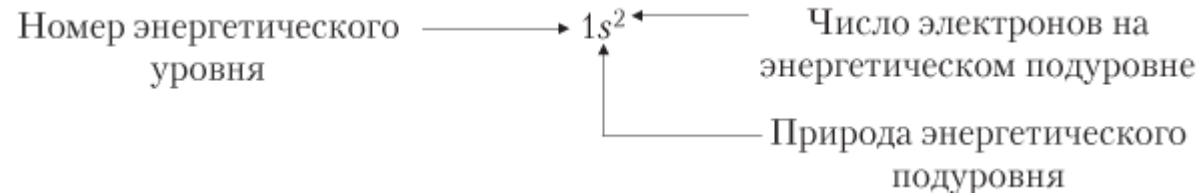
Электронный слой — совокупность электронов, находящихся на данном энергетическом уровне.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N=2n^2$

N — максимальное число электронов; n — номер уровня, или главное квантовое число.

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное n	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне, равное n^2	в подуровне	на уровне, равное n^2
$K(n = 1)$	1	$1s$	1	1	2	2
$L(n = 2)$	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
$M(n = 3)$	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	
$N(n = 4)$	4	$4s$	1	16	2	32
		$4p$	3		6	
		$4d$	5		10	
		$4f$	7		14	

Например, для атома гелия запись

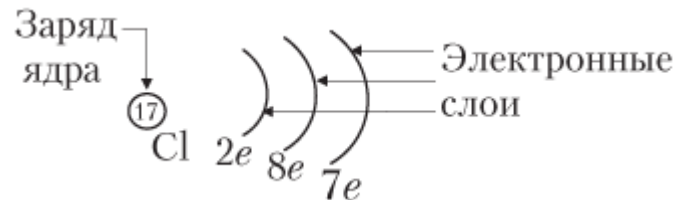


Распределение электронов в атоме указывают с помощью:

а) электронных схем, в которых отмечено только число электронов на каждом слое.

Например: Mg 2e, 8e, 2e; Cl 2e, 8e, 7e.

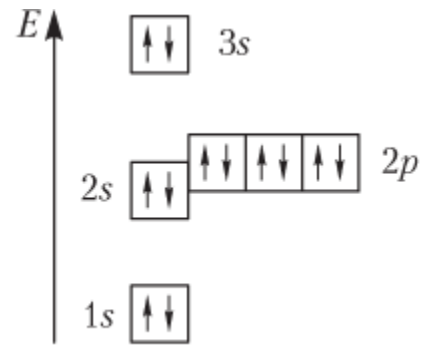
Часто используют графические электронные схемы, например, для атома хлора



б) электронных конфигураций; в этом случае показаны номер слоя (уровня), природа подуровней и число электронов на них

Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

в) электронно-графических схем, на которых орбитали изображают, в виде клетки, а электроны — стрелками



Существуют определенные принципы и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней

1) Принцип минимума полной энергии атома, согласно которому заселение электронами АО происходит так, чтобы полная энергия атома была минимальной. Экспериментально установлена следующая последовательность заполнения АО:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \dots$

2) На одной АО может находиться не более двух электронов, причем их спины в этом случае должны быть антипараллельными.

3) В пределах данного энергетического подуровня электроны заполняют АО постепенно, вначале по одному (сначала все вакантные, а затем — по два), причем ориентация всех неспаренных электронов должна быть одинаковой.

Электронные конфигурации атомов элементов 4-го периода периодической системы

Электронные конфигурации атомов
(основное состояние) К и Са

$^{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$,

$^{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Начиная со скандия ($Z = 21$) заполняется 3d-подуровень.

Общая электронная формула атомов элементов от Sc до Zn — $3d(1-10) 4s(1-2)$.

$^{21}\text{Sc}: [\text{Ar}] 3d^1 4s^2$,

$^{25}\text{Mn}: [\text{Ar}] 3d^5 4s^2$,

$^{28}\text{Ni}: [\text{Ar}] 3d^8 4s^2$.

$^{30}\text{Zn}: [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$.

Для **хрома** и **меди** наблюдается провал 4s-электрона на 3d-подуровень: Cr — $3d^5 4s^1$, Cu — $3d^{10} 4s^1$. Такой проскок с ns- на $(n - 1)d$ -подуровень наблюдается также у атомов других элементов (**Mo**, **Ag**, **Au**, **Pt**) и объясняется близостью энергий ns- и $(n - 1)d$ -подуровней, а также стабильностью наполовину и полностью заполненных d-подуровней.

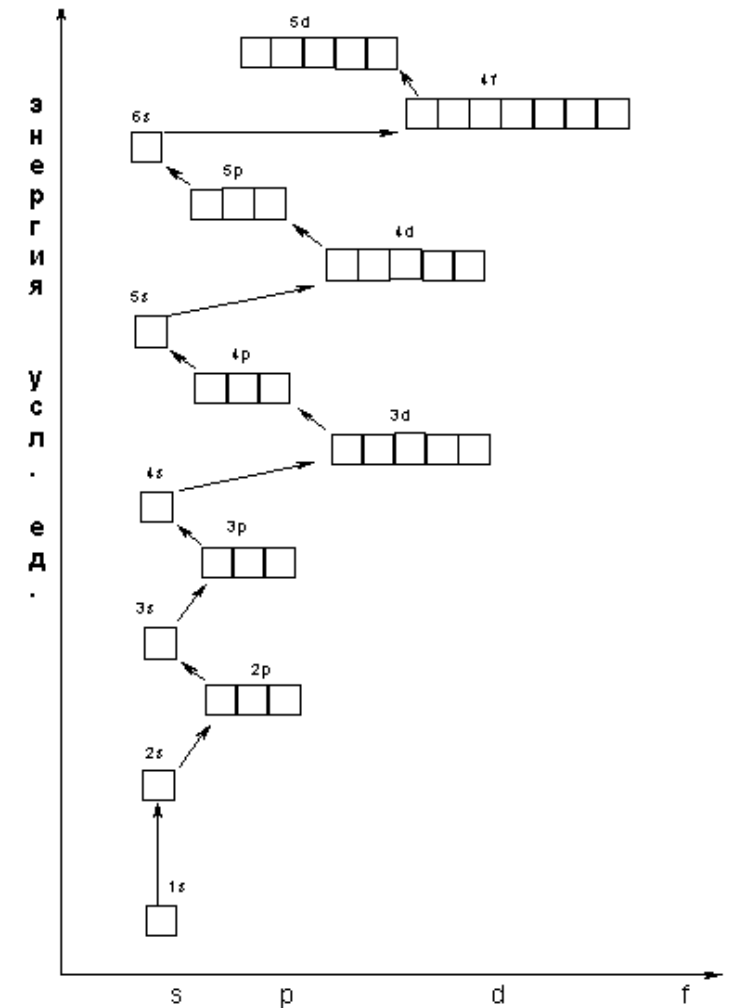


схема заполнения электронами энергетических уровней

Более точно состояние валентных электронов описывает математическая модель гибридизации АО, которая предполагает не только выравнивание энергий, но и изменение формы орбитали, то есть смещение электронной плотности относительно ядра.

Гибридизация - это смешение атомных орбиталей различного типа (например, s и p), в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали (например, sp, sp², sp³).

