

Важнейшие понятия химии и их взаимосвязь



Химия – это наука о веществах, их свойствах и превращениях веществ, а также способах управления этими процессами.

Важнейшие понятия химии:

Вещество - это вид материи, который имеет массу покоя, и характеризуется (при определенных условиях) одинаковыми физическими и химическими свойствами.

Мельчайшей частицей всех веществ (согласно АМУ) является **атом**.

Масса атома – его количественная характеристика

$$m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{Г}$$

$$m_a(\text{O}) = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{Г (в 16 раз больше)}$$

$$m_a(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{Г (в 12 раз больше)}$$

Для измерения масс атомов и молекул в физике и химии принята единая система измерения. Эти величины измеряются в относительных единицах.

Атомная единица массы (а.е.м.)
(по величине равная $1,66 \cdot 10^{-24}$ г) –
это $1/12$ массы атома углерода ^{12}C (12 –
массовое число).

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m_{\text{атома}}(\text{C}).$$

$$m(1 \text{ а.е.м.}) = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 66 \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительная атомная масса элемента (A_r) – это отношение массы атома элемента к $1/12$ массы атома ^{12}C (безразмерная величина).

При расчете относительной атомной массы учитывается изотопный состав элемента.

Величины A_r определяют по таблице Д.И. Менделеева.

$$A_r(\text{Э}) = \frac{m(\text{атома Э})}{\frac{1}{12}m(\text{атома C})}$$

$$A_r(\text{H}) = 1, A_r(\text{C}) = 12, A_r(\text{N}) = 14, \\ A_r(\text{O}) = 16, A_r(\text{Fe}) = 56, A_r(\text{Cl}) = 35,5.$$

Молекула – наименьшая часть молекулярного вещества, сохраняющая его химические свойства.

Относительная молекулярная масса соединения (M_r) это безразмерная величина, равная отношению массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома ^{12}C :

$$M_r = \frac{m \text{ кг}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}$$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. Например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{O}) \cdot 1 = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$

**Относительная формульная масса (M_r) –
для веществ немолекулярного строения**

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) \cdot 1 + A_r(\text{Cl}) \cdot 1 = 23 \cdot 1 + 35,5 \cdot 1 = 58,5$$



поваренная соль

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ (М.В. Ломоносов, Д. Дальтон)



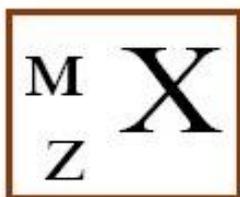
- 1) Все вещества состоят из мельчайших частиц: атомов, ионов, молекул.
- 2) Многие вещества состоят из молекул (тв. вещества с молекулярной решеткой, газы, жидкости). Молекулы различных веществ различаются массой, составом, свойствами.
- 3) Молекулы состоят из атомов. Молекулы, состоящие из одинаковых атомов образуют простые вещества, из разных – сложные вещества.
- 4) Атомы – химически неделимые частицы. Совокупность атомов одного вида – химический элемент.
- 5) Молекулы, ионы и атомы находятся в непрерывном движении.

Атом - электронейтральная система, состоящая из ядра (протонов и нейтронов) и электронов.

Название частицы	Обозначение	Заряд	Масса
Электрон	e	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл -1 (условный)	$9,109 \cdot 10^{-31}$ кг ≈ 0
Протон	p^+	$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл +1 (условный)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ кг 1,007 а.е.м.
Нейтрон	n^0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$ кг 1,009 а.е.м.

- **Массовое число (A)** – сумма протонов и нейтронов определяет массу ядра, выраженную в а.е.м.
- **Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.
- **Изотопы** – это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (число p^+), но разную массу (число n^0).
- **Нуклид** – совокупность атомов с определенным значением заряда ядра (Z) и массового числа (A).

уран-238, кислород-16



Z - порядковый номер, заряд ядра, количество протонов, количество электронов.

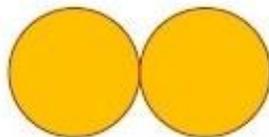
M – массовое число, масса ядра, число нуклонов.

Формы существования ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ:

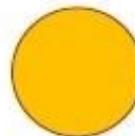
1. Свободные атомы (одиночные атомы)



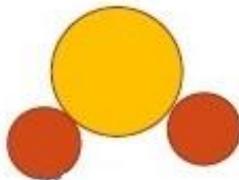
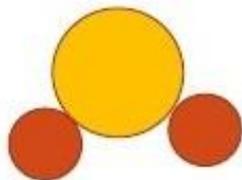
2. Простые вещества



Атом кислорода



3. Сложные вещества



Атом водорода



Химическая формула – это запись, выражающая качественный и количественный состав с помощью химических знаков и индексов.

Индекс -цифра, стоящая справа внизу около символа, указывающая число атомов элемента, входящего в состав молекулы.

Химическая формула молекулы воды

H_2O аш-два-о

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода¹²C.

1 моль любого вещества содержит одинаковое число молекул, равное постоянной Авогадро

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (моль}^{-1}\text{)}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

$$N = \nu \cdot N_A$$

ν (ню) (n «эн») – количество вещества (моль)

N – число частиц (атомов, молекул)

N_A - число Авогадро

Молярная масса вещества (M) – масса вещества, взятого в количестве 1 моль.

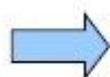
По величине она равна относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения – относительной атомной массе A_r).

Молярная масса имеет размерность г/моль.

M г/моль

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$



$$m = \nu \cdot M$$

$$M = \frac{m}{\nu}$$

ν (ню) – количество вещества (моль)

m – масса (г)

M – молярная масса вещества (г/моль)

Химические явления (реакции) - это явления, в результате которых происходит образование новых веществ.

Признаки химических реакций

Изменение
цвета

Выпадение
осадка
Растворение
осадка

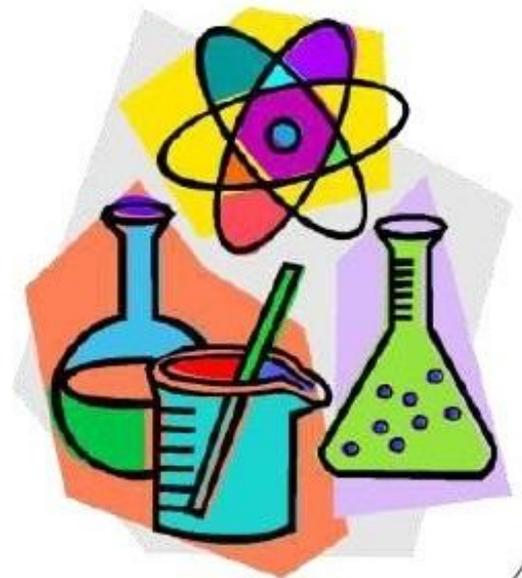
Выделение
или
поглощение
энергии

Выделение
газа

Появление
запаха

Химические уравнения - это условная запись химической реакции с использованием химических формул

Стехиометрические законы химии



Закон – это выражение существенных связей и отношений предметов и явлений объективного мира.

Стехиометрия – раздел химии, изучающий количественный состав и количественные изменения веществ в химических реакциях.

Стехиометрические соотношения – соотношения между количествами, массами или объемами (для газов) реагирующих веществ, рассчитанных на основе уравнений реакций.

1. Закон постоянства состава вещества

Ж.Пруст, 1808 г.

Качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.



Закон постоянства состава справедлив для веществ молекулярного строения.

Наряду с веществами, имеющими постоянный состав, существуют вещества переменного состава.



«От одного полюса Земли до другого соединения имеют одинаковый состав и одинаковые свойства. Никакой разницы нет между оксидом железа из Южного полушария и Северного. Малахит из Сибири имеет тот же состав, как и малахит из Испании. Во всем мире есть лишь одна киноварь».

Независимо от получения



Независимо от места нахождения



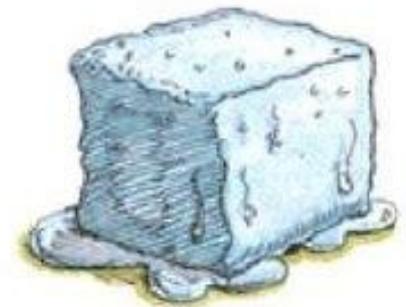
Молекулярное строение вещества



**белый
фосфор**



S



H₂O



Немолекулярное строение вещества



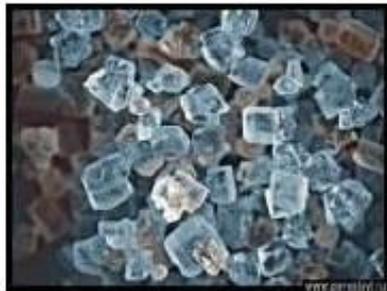
графит



алмаз



медь



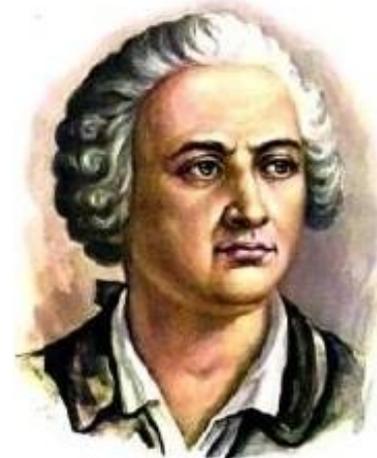
**поваренная
соль**



**красный
фосфор**

2. Закон сохранения массы веществ М.В.Ломоносов, 1748 г.

*Масса веществ,
вступающих в
химическую реакцию,
равна массе веществ,
образующихся в
результате реакции.*



Михаил Васильевич Ломоносов
(1711–1765)

Закон сохранения массы является частным случаем общего закона природы – закона сохранения материи и энергии.

На основании этого закона химические реакции можно отобразить с помощью химических уравнений, используя химические формулы веществ и стехиометрические коэффициенты, отражающие относительные количества (число молей) участвующих в реакции веществ.

3. Закон объемных отношений Ж.Гей-Люссак

*Объемы газов,
вступивших в реакцию
и образующихся
газообразных
продуктов относятся
друг к другу как
небольшие целые
числа.*

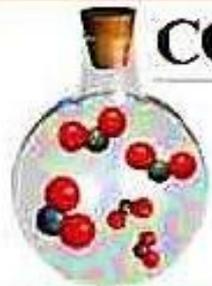


4. Закон Авогадро

А.Авогадро, 1811 г.

*В равных объемах
газов разных газов
при одинаковых
условиях
(температуре и
давлении)
содержится
одинаковое число
молекул.*

ЗАКОН АВОГАДРО

 He	 H ₂	 CO ₂
$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль	1 моль	1 моль
22,4 л	22,4 л	22,4 л
4 г	2 г	44 г

В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

При нормальных условиях (н.у.): при 0°C (273К) и 101,3 кПа, объем 1 моль газа, равен 22,4 л.

Это молярный объем газа V_m .

Таким образом, при нормальных условиях (н.у.) молярный объем любого газа $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.

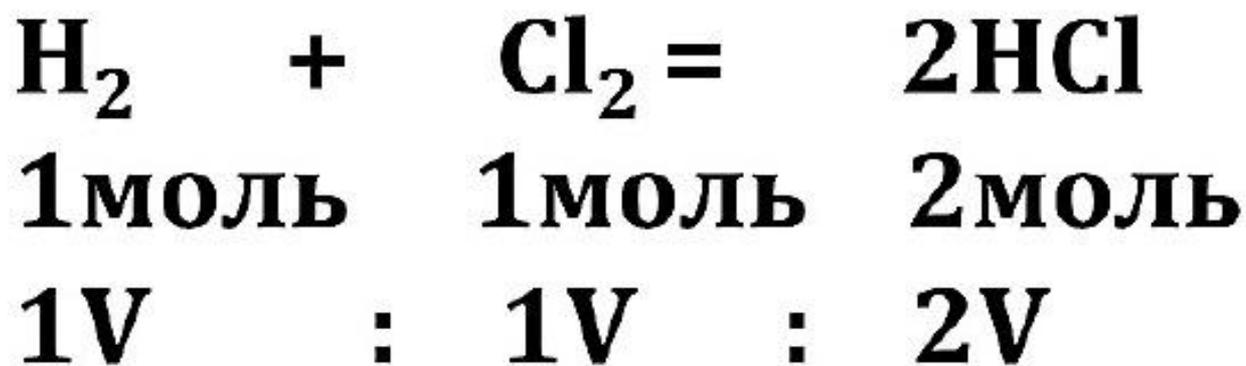
$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$

$$v = \frac{V}{V_m}$$



Следствия из закона Авогадро:

2. Отношение объемов реагирующих газообразных веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов.



Следствия из закона Авогадро:

3. При одинаковой температуре и давлении отношение плотностей газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$



$$M_1 = D \cdot M_2$$

$$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{32}{2} = 16$$

$$M = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}}$$

Уравнение Менделеева - Клапейрона:

$$pV = \nu RT$$

p – давление, Па

V – объем, м³

ν – количество вещества, моль

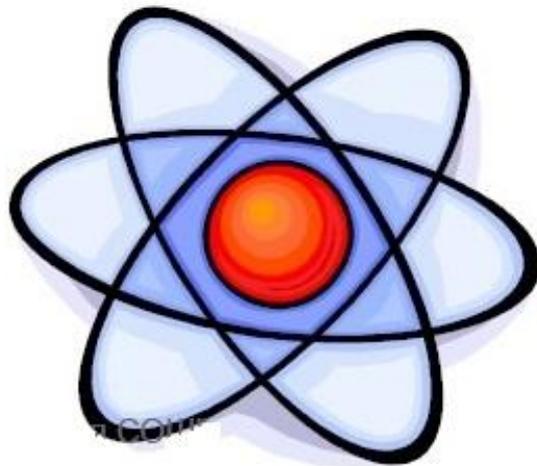
R – универсальная газовая постоянная,

$$R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

T – абсолютная температура, °К

$$T = t + 273$$

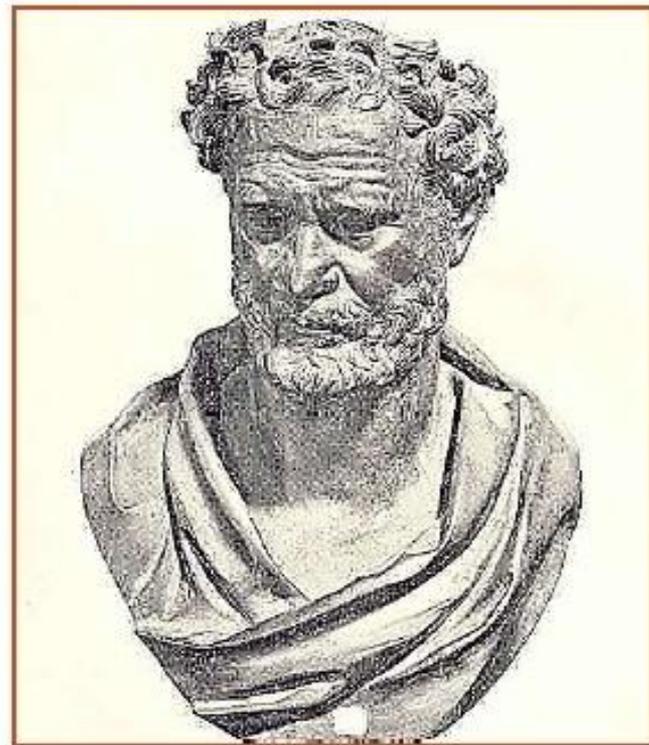
Теория строения атома –
научная основа изучения
химии. Модели строения
атома



Атом с греч. «неделимый»

Древнегреческий ученый **Демокрит** 2500 лет назад считал, что любое вещество состоит из мельчайших частиц, которые впоследствии были названы **«атомами»**, что в переводе на русский язык означает **«неделимый»**

Долгое время считалось, что атом является неделимой частицей.



1. Открытие рентгеновских лучей.

В 1895г. немецкий ученый Уильям Конрад Рентген обнаружил новый вид излучения, обладающего большой проникающей способностью, и назвал их X - лучами. Таинственные лучи засвечивали фотопленку, завернутую в черную бумагу. Несколько позднее было установлено, что X-лучи представляют собой электромагнитные колебания с очень малой длиной волны. В настоящее время рентгеновские лучи широко используются в различных областях науки и техники.



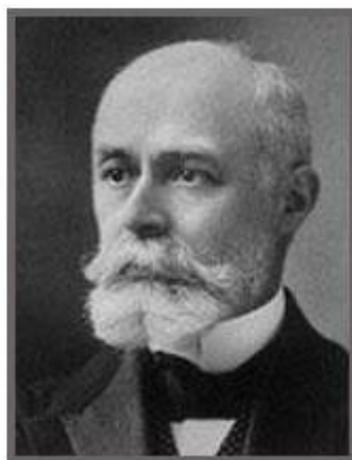
2. Открытие катодных лучей.

Дж. Томсон доказал, что катодные лучи – это поток электронов, что электроны несут на себе отрицательный заряд, определил массу и скорость движения.



3. Открытие радиоактивности и ее изучение.

В 1896 году французский ученый Анри Беккерель открыл явление естественной **радиоактивности** - самопроизвольного распада ядер атомов тяжелых элементов.

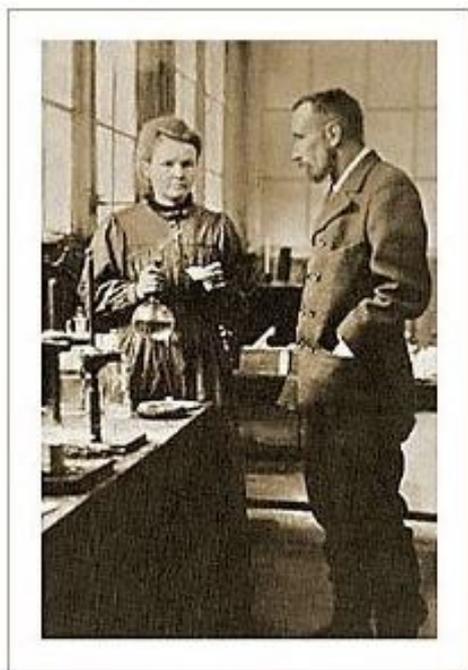


А. Беккерель

Радиоактивность – свойство атомов некоторых элементов самопроизвольно излучать невидимые частицы.

Это обусловлено распадом их атомных ядер, при этом они превращаются в другие элементы.

3. Открытие радиоактивности и ее изучение.



П.Кюри
М.Склодовская-Кюри

Получили два **НОВЫХ**
радиоактивных металла.



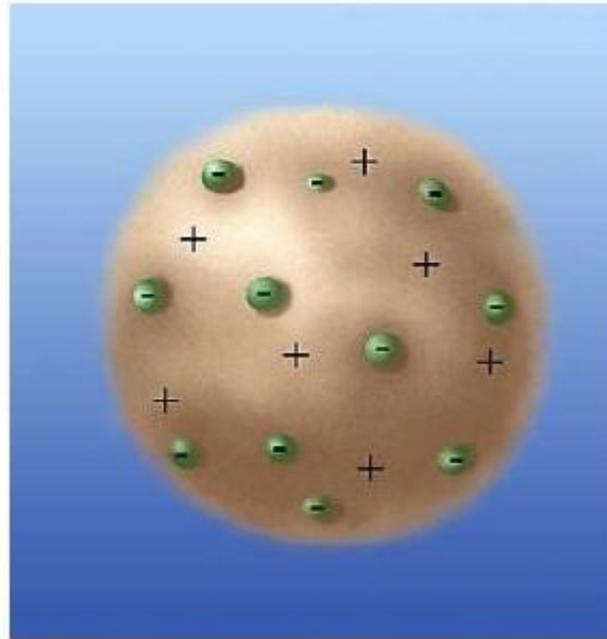
Полоний



Радий
(лучистый)

Модели строения атомов

Дж. Томсон «Пудинг с изюмом» 1904 г

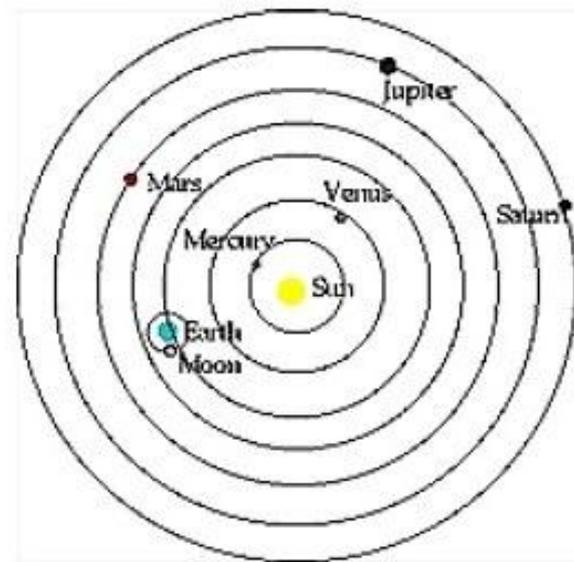
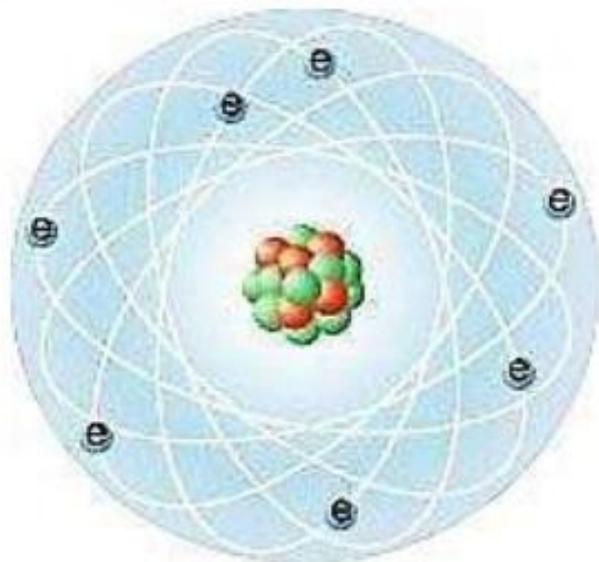


Атом - положительно заряженное тело с заключёнными внутри него электронами.

Была окончательно опровергнута Резерфордом после проведённого им знаменитого опыта по рассеиванию альфа-частиц.

Модели строения атомов

Планетарная модель Резерфорда 1911 г



Электроны движутся по орбитам вокруг расположенного в центре атома тяжёлого положительно заряженного ядра.

Однако такое описание атома вошло в противоречие с классической электродинамикой. Дело в том, что, согласно классической электродинамике, электрон при движении с должен излучать электромагнитные волны, а, следовательно, терять энергию.

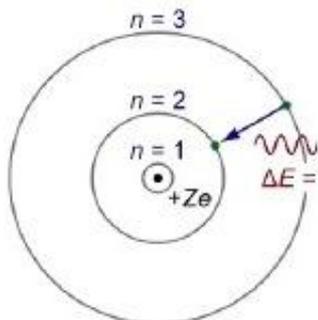


Модели строения атомов

Для объяснения стабильности атомов Нильс Бор ввел постулаты.

1 постулат: Электроны в атоме вращаются по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии, при этом энергия не поглощается и не испускается.

2 постулат: При переходе электрона с орбиты (энергетический уровень) на другую излучается или поглощается энергия (квант энергии).



Постулаты Бора показали, что для описания атома классическая механика неприменима.

Модели строения атомов

Современная модель атома является развитием планетарной модели.

Согласно этой модели, ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами.

Атом - электронейтральная система, состоящая из ядра (протонов и нейтронов) и электронов.

Квантово-механическая модель атома

Модели строения атомов

Название частицы	Обозначение	Заряд	Масса
Электрон	\bar{e}	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл -1 (условный)	$9,109 \cdot 10^{-31}$ кг ≈ 0
Протон	p^+	$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл +1 (условный)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ кг 1,007 а.е.м.
Нейтрон	n^0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$ кг 1,009 а.е.м.

Основные характеристики элементарных частиц

Частица и её обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон - p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон - n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле $N=A-Z$
Электрон - e^-	$\frac{1}{1837}$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента.

Массовое число (A) – сумма протонов и нейтронов определяет массу ядра, выраженную в а.е.м.

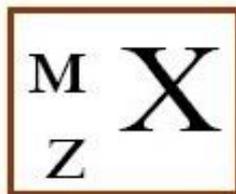
Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Изотопы – это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (число p^+), но разную массу (число n^0).

Нуклиды – атомы с определенным значением заряда ядра (Z) и массового числа (A).

уран-238, кислород-16

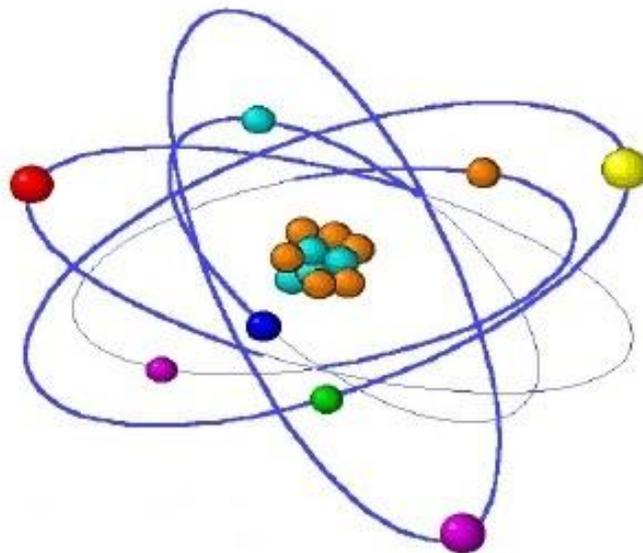
Нуклоны – частицы, образующие ядро (протоны и нейтроны)



Z - порядковый номер, заряд ядра, количество протонов, количество электронов.

M - массовое число, масса ядра, число нуклонов.

Принципы заполнения
электронами атомных орбиталей.
Электронные конфигурации
атомов



«Корпускулярно-волновой дуализм»

e^- 1. Частица
масса ≈ 0
заряд -1

e^- 2. Волна
длина волны
дифракция
интерференция

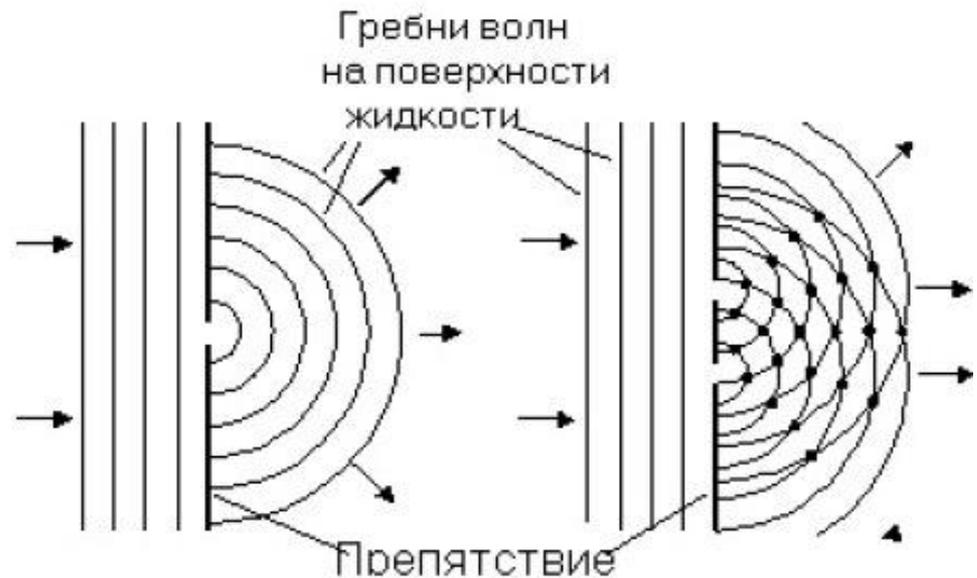
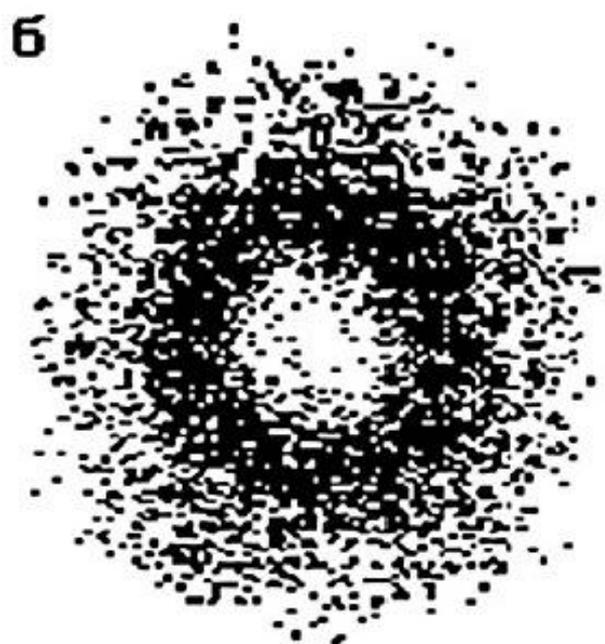


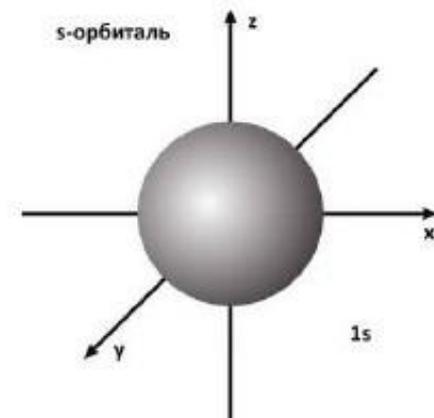
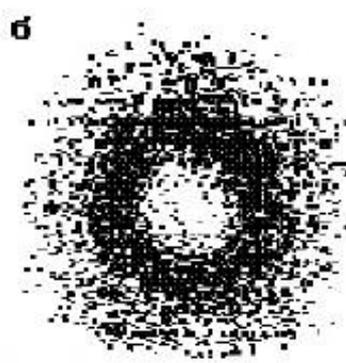
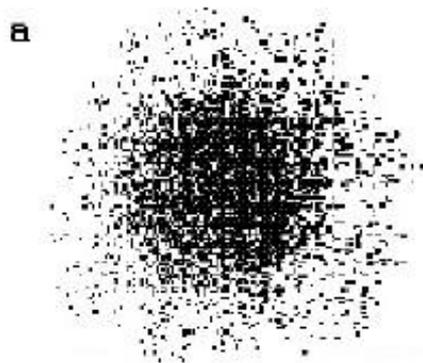
Рис 6.2.Схема дифракции и интерференции волн: а- дифракция; б- интерференция.Направления движения волн показаны стрелками

Вероятность нахождения электрона в атоме



Электронное облако как набор
моментальных "фотографий" электрона:

- **Электронное облако** – пространство вокруг ядра атома, в которой наиболее вероятно нахождение электрона.
- **Атомная орбиталь (АО)** – пространство вокруг ядра атома, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90%).



Состояние электрона в атоме описывается 4 квантовыми числами:

Главное квантовое число n - определяет энергию электрона, нахождение электрона на определенном энергетическом уровне и удаленность от ядра.

Чем выше энергия электрона, тем дальше он удален от ядра.

Оно принимает любые целочисленные значения, начиная с 1



Электроны в атоме различаются своей энергией (E).

Чем выше энергия электрона, тем дальше он удален от ядра.

Энергетический уровень (электронный слой) – образуют электроны с близкими значениями энергии.

n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического слоя	K	L	M	N	O	P	Q

Число энергетических уровней (электронных слоев) у атомов элементов = номеру периода в котором они находятся.

Период	Группа
	IV
3	Si 14
	28,0855

В атоме кремния три электронных слоя.



Максимальное количество электронов на уровне

Наибольшее число электронов (N), которое может находиться на уровне, определяется по формуле: **$N = 2n^2$**

где n – номер уровня

$n = 1$, $N = 2 \cdot 1^2 = 2$, значит на первом уровне не может быть больше **$2 \bar{e}$** !

$n = 2$, $N = 2 \cdot 2^2 = 8$ на втором не может быть больше **$8 \bar{e}$** !

$n = 3$, $N = 2 \cdot 3^2 = 18$ на третьем не может

Орбитальное (побочное) квантовое число l – характеризует энергию электрона данного подуровня и определяет форму атомной орбитали (форму электронного облака).

Оно может принимать целочисленные значения **от 0 до $n - 1$ ($l = 0, 1, \dots, n - 1$)**.



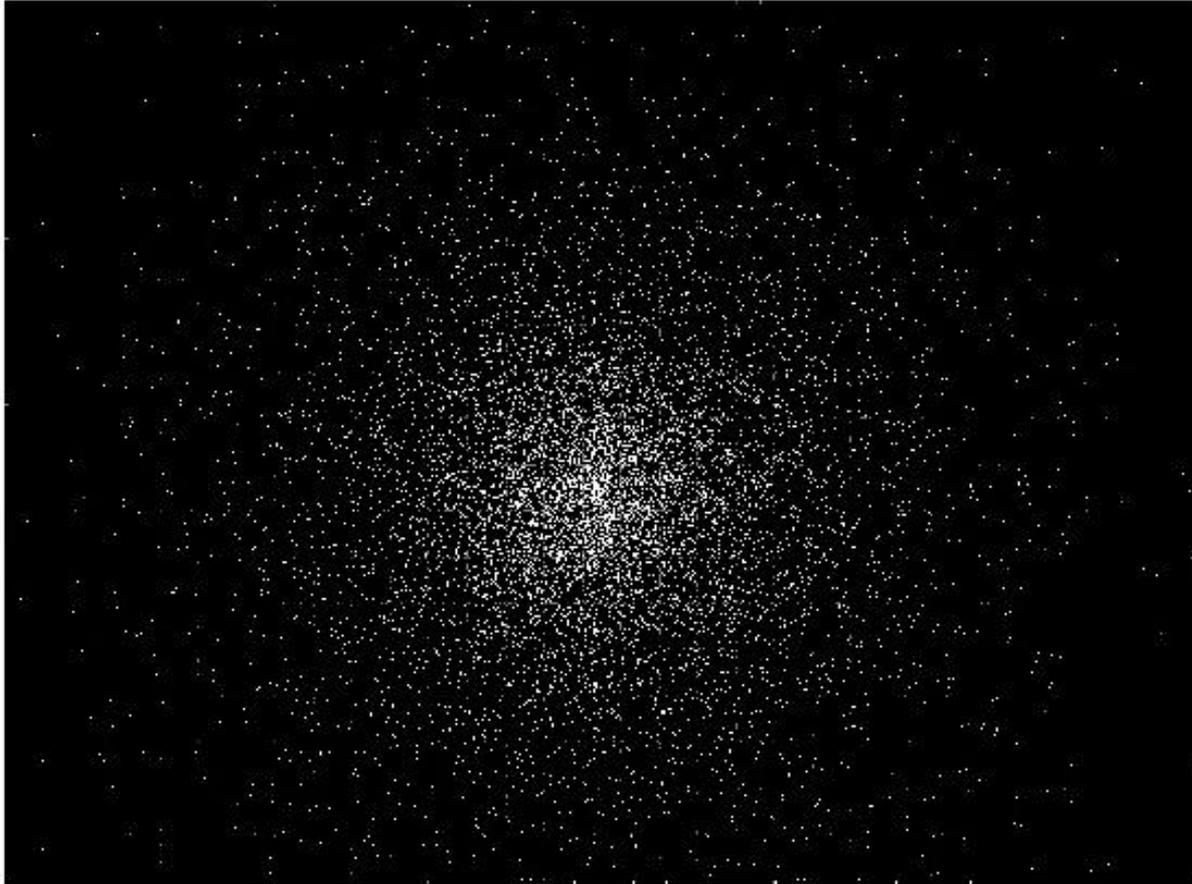
Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы.

При $l = 0$ АО независимо от значения главного квантового числа имеет сферическую форму (называется s-орбиталью).

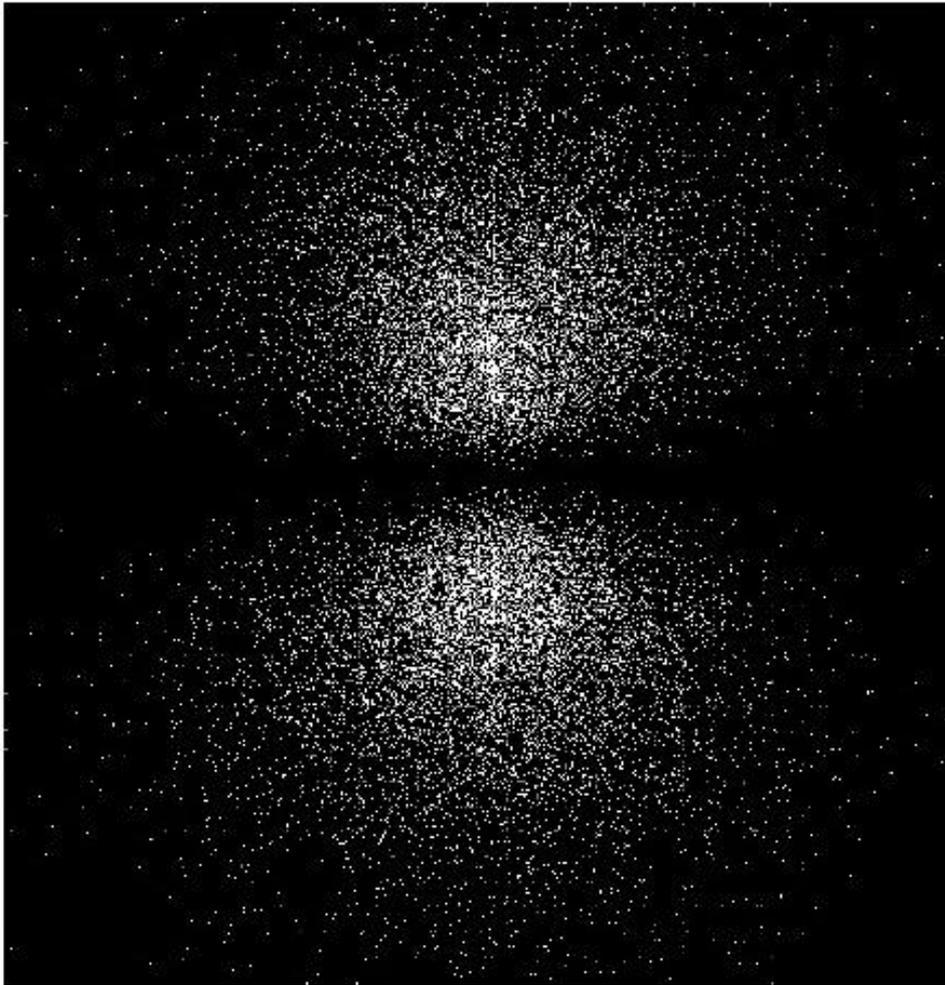
При $l = 1$ соответствует АО, имеющая форму вытянутой гантели (p-орбиталь).

Намного более сложную форму имеют орбитали, соответствующие высоким значениям l , равным 2, 3 и 4 (d-, f-, g-орбитали).

Электронные облака

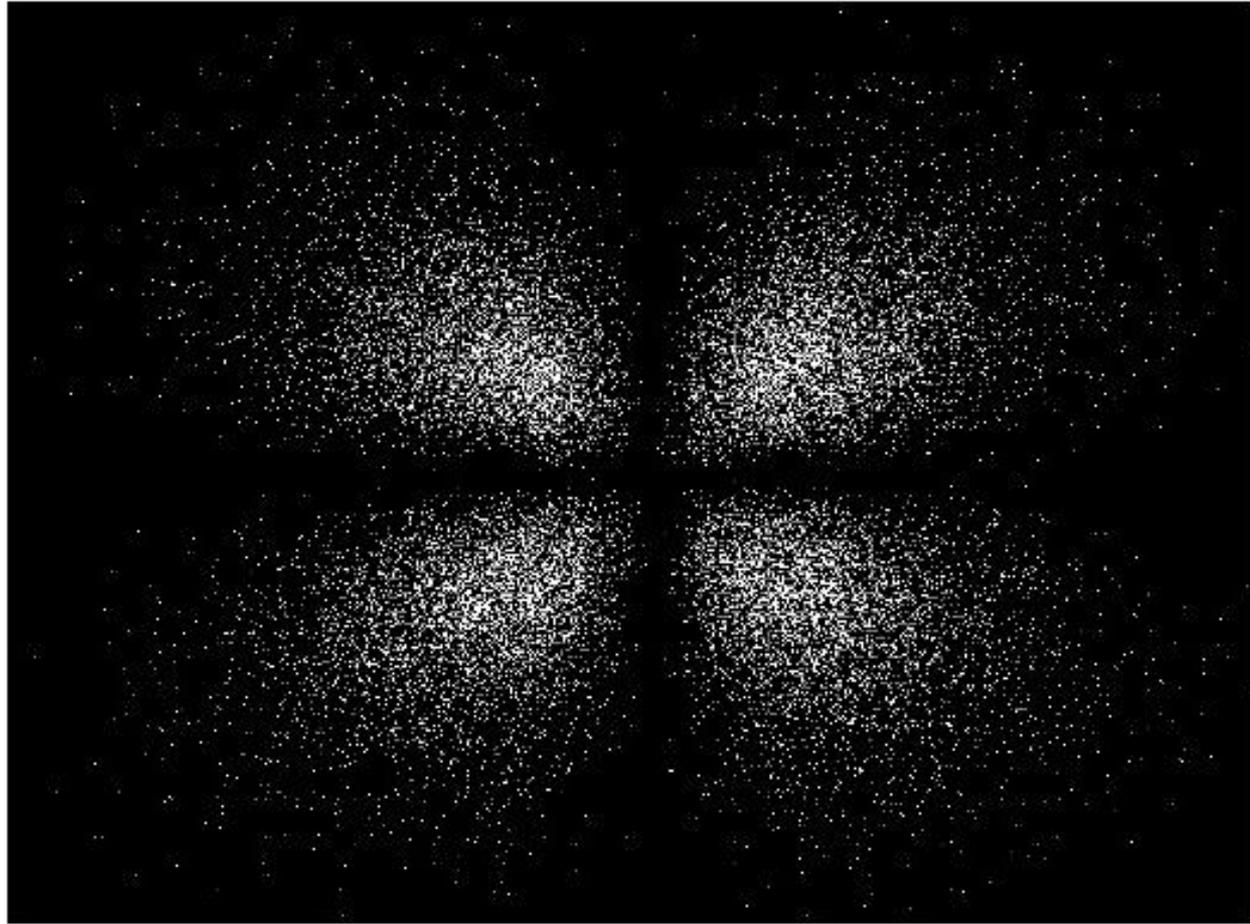


Электронные облака

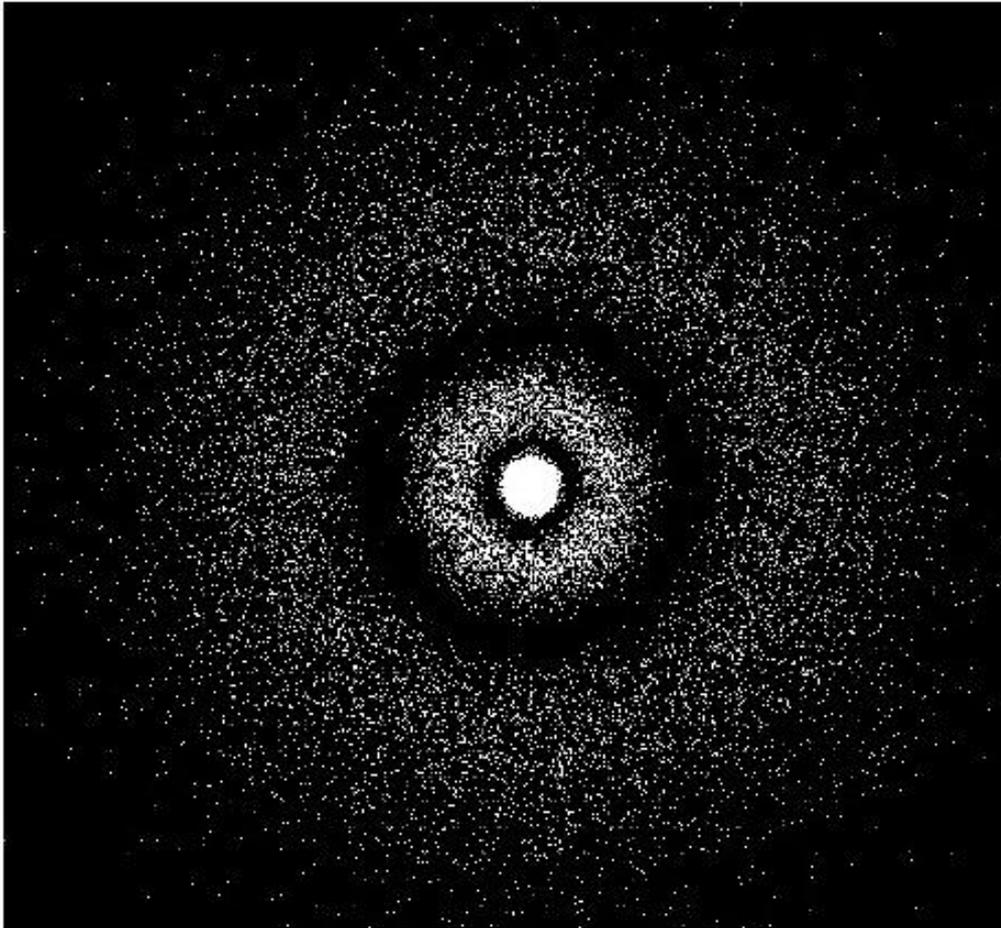


p -
электронное
облако

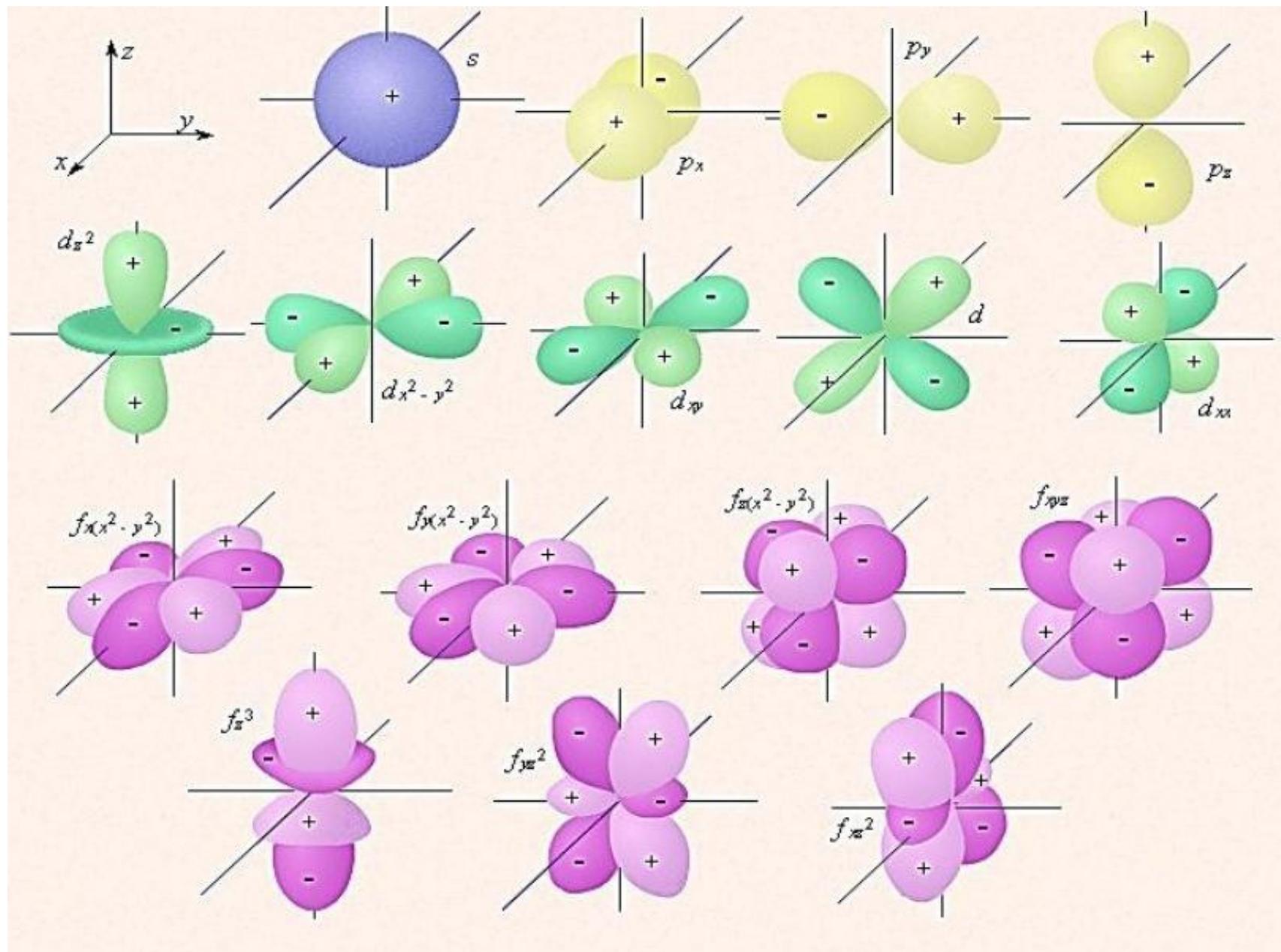
Электронные облака



Электронные облака



$1S^2 2S^1$ -
электронные
облака

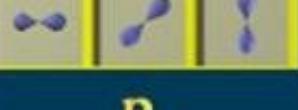
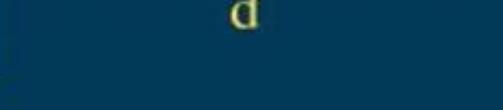


Магнитное квантовое число m_l - определяет положение электронного облака в пространстве (т.е. по каким осям).

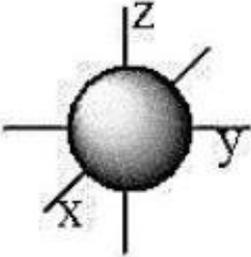
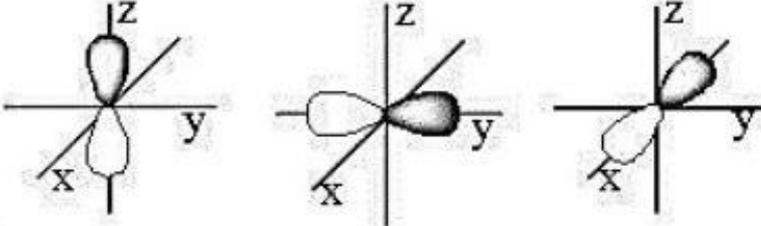
Принимает значения от $-l, 0, +l$

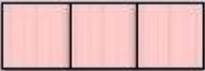
$$m_l = 2l + 1$$

Пространственная ориентация электронных орбиталей

n													
4	N												
3	M												
2	L												
1	K												

s
p
d
f

l	m_l	Число АО на подуровне = $= (2l+1)$	Направление в пространстве
0 (s)	0	<input type="checkbox"/>	
1 (p)	-1 0 +1	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
2 (d)	-2;-1; 0; +1;+2	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	сложные структуры
3 (f)	-3;-2;-1;0; +1;+2;+3	<input type="checkbox"/>	сложные структуры

Энерг. уровень	l	Под-уровень	Форма электронного облака	m_l	Число АО	Максимальное число электронов на подуровне
1 (K)	0	1S	Сфера, шар	0		2e
	0	2S	Сфера, шар	0		2e
2 (L)	1	2p	Правильная восьмерка	-1,0,+1		6e
	0	3S	Сфера, шар	0		2e
3 (M)	1	3p	Правильная восьмерка	-1,0,+1		6e
	2	3d	Сложная	-2,-1,0,+1,+2		10e
	0	4S	Сфера, шар	0		2e
4 (N)	1	4p	Правильная восьмерка	-1,0,+1		6e
	2	4d	Сложная	-2,-1,0,+1,+2		10e
	3	4f	Сложная	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3,		14e

Спиновое квантовое число m_s -
вращение электрона вокруг собственной
оси (не связан с движением электрона
вокруг ядра).

Может принимать лишь два возможных
значения: $+1/2$ и $-1/2$.

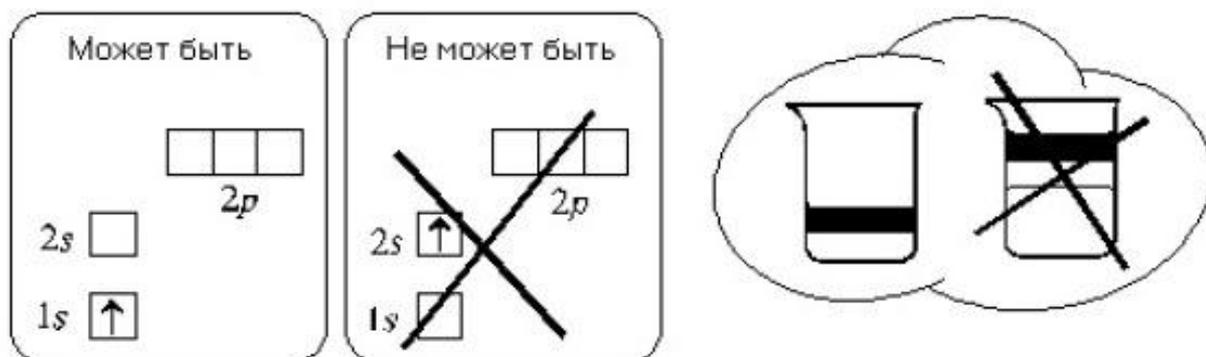
Правила заполнения электронами АО

Подобно любой системе, атомы стремятся к минимуму энергии. Это достигается при определенном распределении электронов по орбиталям, которое подчиняется определенным закономерностям.

1. Принцип наименьшей энергии.

В первую очередь электроны заполняют АО с наименьшей энергией. Электроны в атоме сначала заполняют энергетические уровни, которые располагаются ближе к ядру, т.к. их орбитали обладают меньшим запасом энергии.

$$\underline{1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p < 7s}$$

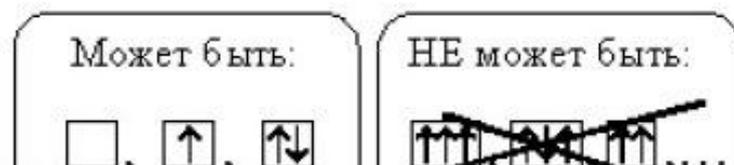


Аналогия из макромира: электроны, заполняя орбитали, ведут себя подобно воде, заполняющей стакан. Вода всегда заполняет стакан снизу вверх и никогда – наоборот.

2. Принцип Паули или принцип запрета Паули (1925г). В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел.

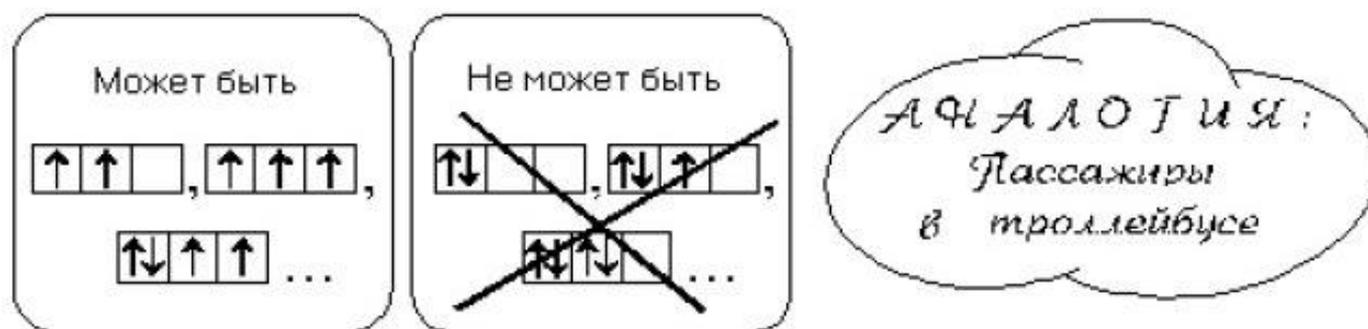
Т.о. на одной АО может находиться не более 2 электронов, имеющих противоположные значения спинов (с антипараллельными спинами).

Орбиталь без электронов называют **свободной орбиталью**, орбиталь с одним электроном – **орбиталью с неспаренным электроном**, орбиталь с двумя электронами – **заполненной орбиталью**.



3. Правило Хунда (Гунда) (1927г). В пределах подуровня электроны распределяются по орбиталям таким образом, чтобы модуль суммы их спиновых квантовых чисел был максимальным.

Т.о. электроны сначала заполняют орбитали по одному, а затем спариваются.



Аналогия правила Хунда: на конечной остановке незнакомые пассажиры, входя в троллейбус, обычно садятся сначала по одному на каждое сидение и только потом – по два.

4. Правило Клечковского (1951г).

Энергия подуровня, согласно правилам Клечковского, зависит от суммы $(n+l)$.

1 правило: Электрон занимает подуровни с наименьшим значением суммы главного и побочного квантового чисел.

Пример: $4s \quad n+l = 4 + 0 = 4$

$3d \quad n+l = 3 + 2 = 5 \quad \longrightarrow \quad \text{сначала}$

заполняется $4s$, затем $3d$.

2 правило: Если сумма значений $(n+l)$ для двух подуровней равна, то сначала заполняется подуровень с меньшим значением главного квантового числа n .

Пример: $5s \quad n+l = 5 + 0 = 5$

$4p \quad n+l = 4 + 1 = 5$

$3d \quad n+l = 3 + 2 = 5 \quad \longrightarrow \quad \text{сначала}$

заполняется $3d$, затем $4p$, затем $5s$.

Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней:

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2,$
 $5d^1, 4f^{14}, 5d^{2-10}, 6p^6, 7s^2, 6d^1, 5f^{14}, 6d^{2-10} \dots$

$(n+l)$	n	l	Атомные орбитали
1	1	0	1s
2	2	0	2s
3	2	1	2p
	3	0	3s
4	3	1	3p
	4	0	4s
5	3	2	3d
	4	1	4p
	5	0	5s
6	4	2	4d
	5	1	5p
	6	0	6s
7	4	3	4f
	5	2	5d
	6	1	6p
	7	0	7s

Сумма $(n+l)$

$$1s = 1$$

$$2s = 2 \quad 2p = 3$$

$$3s = 3 \quad 3p = 4 \quad 3d = 5$$

$$4s = 4 \quad 4p = 5 \quad 4d = 6 \quad 4f = 7$$

$$5s = 5 \quad 5p = 6 \quad 5d = 7 \quad 5f = 8$$

$$6s = 6 \quad 6p = 7 \quad 6d = 8 \quad 6f = 9$$

$$7s = 7 \quad 7p = 8$$

Алгоритм составления электронной конфигурации атомов

- Химический знак
- Заряд ядра = порядковому номеру элемента
- Число энергетических уровней = № периода
- Определение числа электронов на уровнях: на 1 – max $2e$; на 2 – max $8e$; на 3 – max $18e$.
 - число e = заряду ядра = порядковому номеру элемента
- Число e на последнем уровне у элементов главных подгрупп = № группы
- У элементов побочных подгрупп заполняется внешний уровень (2 электрона на s -подуровень), затем предвнешний уровень d -подуровень.
- Составление электронной формулы и электронно-графической формулы

«Провал» электронов

Наиболее устойчивыми являются пустые, полные и заполненные наполовину подуровни.

**Cu ($4s^1$), Ag ($5s^1$), Au ($6s^1$), Nb ($5s^1$),
Mo ($5s^1$), Ru ($5s^1$), Rh ($5s^1$), Pd ($5s^0$),
Pt ($6s^1$), Cr ($4s^1$)**