

СТРОЕНИЕ АТОМА.



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ.

- ◎ Атом - электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов (размер атома $\approx 10^{-8}$).

ПРОТОН - ЭТО СТАБИЛЬНАЯ
ЭЛЕМЕНТАРНАЯ ЧАСТИЦА,
ВХОДЯЩАЯ В СОСТАВ ВСЕХ ЯДЕР
АТОМОВ,
ИМЕЮЩАЯ МАССУ $= 1,673 \cdot 10^{-27}$ КГ
И
ЗАРЯД $= +1$.

НЕЙТРОН - ЭТО ЭЛЕКТРИЧЕСКИ
НЕЙТРАЛЬНАЯ ЭЛЕМЕНТАРНАЯ
ЧАСТИЦА, ВХОДЯЩАЯ В СОСТАВ
ЯДРА И ИМЕЮЩАЯ МАССУ = 1,
 $675 \cdot 10^{-27}$ КГ

ЭЛЕКТРОН - ЭТО ЭЛЕМЕНТАРНАЯ
ЧАСТИЦА, МАТЕРИАЛЬНЫЙ
НОСИТЕЛЬ НАИМЕНЬШЕЙ МАССЫ
($\approx 0,91 \cdot 10^{-27}$ Г) И НАИМЕНЬШЕГО
ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО ЗАРЯДА В
ПРИРОДЕ ($=-1$)

A - МАССОВОЕ ЧИСЛО АТОМА.

$$A = Z + N$$

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ - ЭТО ВИД АТОМОВ С ОДИНАКОВЫМ ЗАРЯДОМ ЯДРА.

ИЗОТОПЫ - АТОМЫ ОДНОГО И ТОГО ЖЕ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА, ИМЕЮЩИЕ ОДИНАКОВОЕ ЧИСЛО ПРОТОНОВ, НО РАЗЛИЧАЮЩИЕСЯ МАССОВЫМ ЧИСЛОМ, ЗА СЧЕТ РАЗНОГО ЧИСЛА НЕЙТРОНОВ В ЯДРЕ.

АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ (АО) -
ОБЛАСТЬ ОКОЛОЯДЕРНОГО
ПРОСТРАНСТВА, В КОТОРОЙ
НАИБОЛЕЕ ВЕРОЯТНО (90%)
НАХОЖДЕНИЕ ЭЛЕКТРОНА.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА:

1. Главное (n)
2. Орбитальное (l)
3. Магнитное (m_l)
4. Спиновое (m_s)

ГЛАВНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО (N).

Характеризует запас энергии электрона.

Определяет энергетический уровень электрона, удаленность уровня от ядра,

размер электронного облака.

$n = 1, 2, 3, \dots$, соответствует номеру периода в ПСХЭМ.

ЧЕМ БОЛЬШЕ n , ТЕМ ЭЛЕКТРОН ДАЛЬШЕ ОТ ЯДРА, ТЕМ БОЛЬШЕ ЗАПАС ЕГО ЭНЕРГИИ, ТЕМ СЛАБЕЕ СВЯЗЬ С ЯДРОМ, ТЕМ ЛЕГЧЕ УДАЛИТЬ ЭЛЕКТРОН ИЗ АТОМА.

ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЙ УРОВЕНЬ (ЭУ) - СОВОКУПНОСТЬ ЭЛЕКТРОННЫХ СОСТОЯНИЙ, ИМЕЮЩИХ ОДИНАКОВОЕ ЗНАЧЕНИЕ n .

ЭУ ОБОЗНАЧАЕТСЯ 1,2,3... ИЛИ СООТВЕТСТВУЮЩИМИ БУКВАМИ К, L, M, N, O...

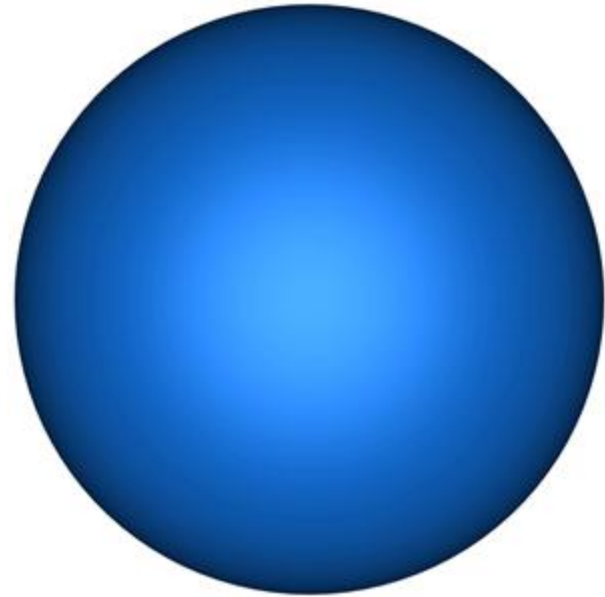
ОРБИТАЛЬНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО (L)

Характеризует геометрическую форму орбитали.

Определяет число подуровней на ЭУ.

| | | | | | |
|------------|---|---|---|---|---|
| значение | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 |
| 1 | | | | | |
| подуровень | s | p | d | f | g |
| ь | | | | | |

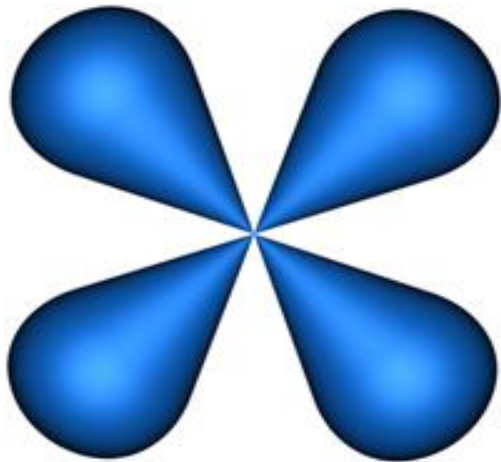
ПРИ $N=1$, $L=0$ (ПЕРВЫЙ ЭУ, ОДИН
S-ПОДУРОВЕНЬ). ФОРМА ОРБИТАЛИ
- СФЕРИЧЕСКАЯ.



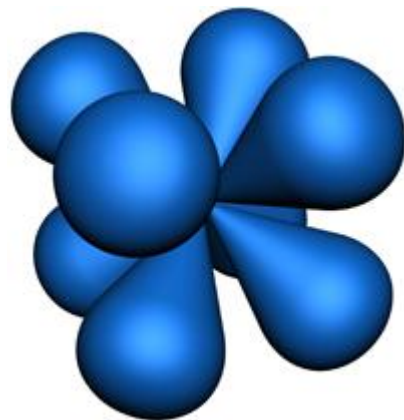
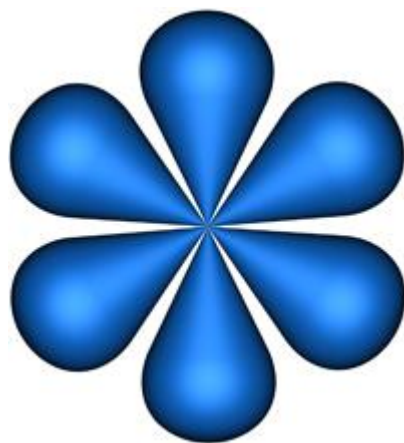
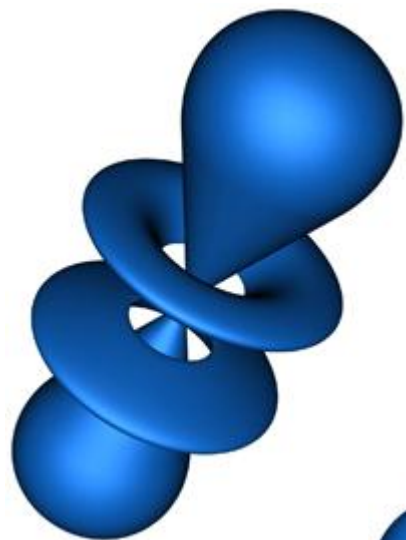
ПРИ $N=2$, $L=0, 1$ (ВТОРОЙ ЭУ, ДВА
ПОДУРОВНЯ S И P). ФОРМА
ОРБИТАЛИ - ГАНТЕЛЬ.



ПРИ $N=3$, $L=0,1,2$ (ТРЕТИЙ ЭУ,
ТРИ ПОДУРОВНЯ S, P И D). ФОРМА
ОРБИТАЛИ СЛОЖНАЯ.
ВОЗМОЖНЫЕ ФОРМА D -
ОРБИТАЛЕЙ:



ВОЗМОЖНЫЕ ФОРМА F- ОРБИТАЛЕЙ:



НОМЕР УРОВНЯ УКАЗЫВАЕТ НА ЧИСЛО ПОДУРОВНЕЙ, КОТОРЫМИ ОН РАСПОЛАГАЕТ.

ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЙ ПОДУРОВЕНЬ - ЭТО СОВОКУПНОСТЬ ЭЛЕКТРОННЫХ СОСТОЯНИЙ, ХАРАКТЕРИЗУЮЩИХСЯ ОПРЕДЕЛЕННЫМ НАБОРОМ КВАНТОВЫХ ЧИСЕЛ n И l .

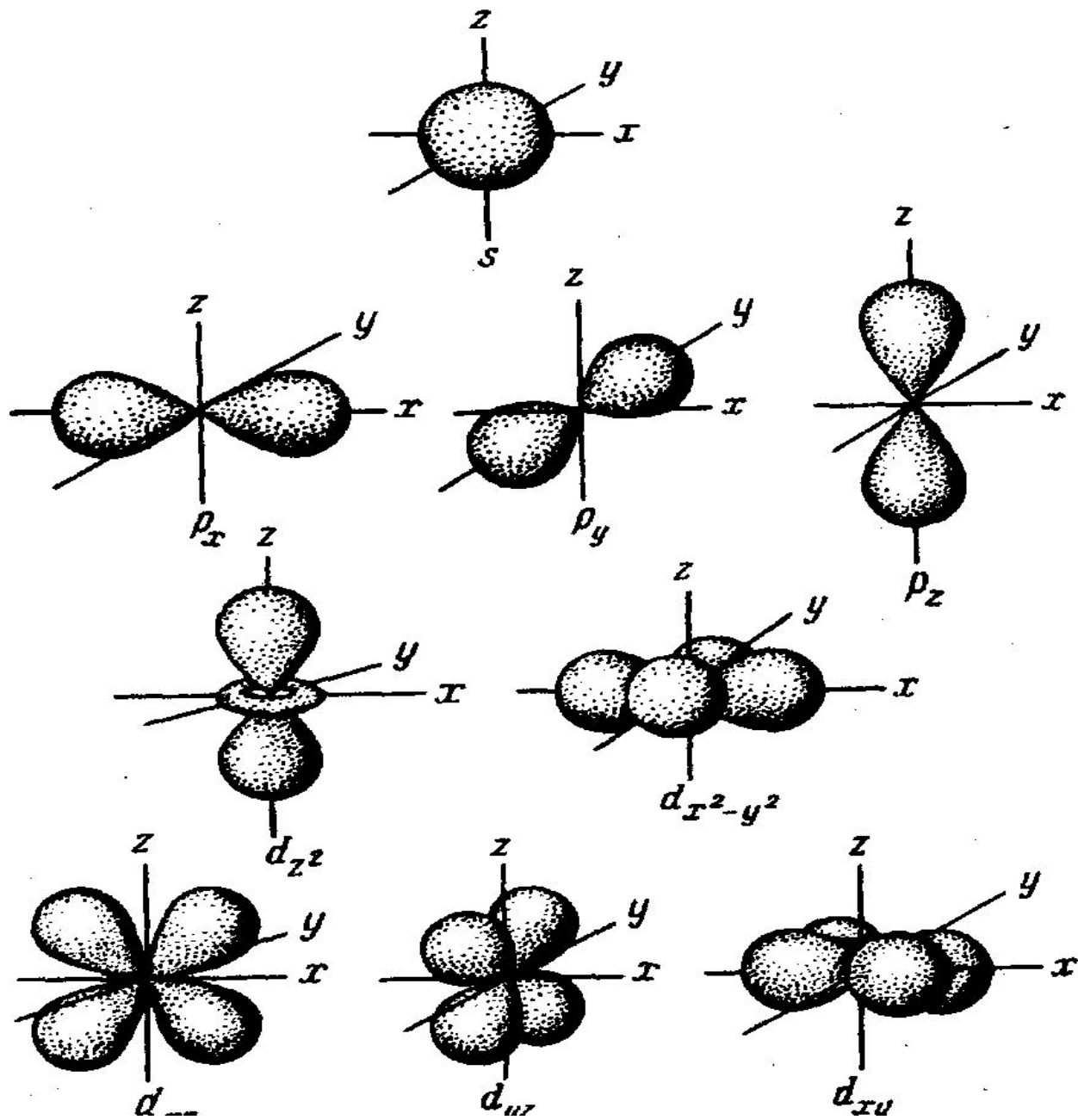
МАГНИТНОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО M_L

Характеризует число способов взаимной ориентации ЭО.

Принимает значения: $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Если $l=0$ (s), то $m_l=0$ (сфера – одна ориентация в пространстве).

Если $l=1$ (p), то $m_l = -1, 0, +1$. (три орбитали гантели, три ориентации p-орбиталей в пространстве).



ОБЩЕЕ ЧИСЛО ОРБИТАЛЕЙ
НА ЭНЕРГЕТИЧЕСКОМ
УРОВНЕ РАВНО n^2 .

ЧИСЛО ОРБИТАЛЕЙ НА
ПОДУРОВНЕ РАВНО $(2l + 1)$.

СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ ЧИСЛО m_s .

Характеризует собственный момент импульса электрона, связанный с вращением электрона вокруг собственной оси при его вращении вокруг ядра.

Принимает значения $+1/2$ или $-1/2$ (по часовой стрелке, либо против часовой стрелки)

ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ.

- 1. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех**

| Квантовые числа | n | l | m_l | m_s |
|-----------------|-----|-----|-------|-------|
| Первый электрон | 1 | 0 | 0 | +1/2 |
| Второй электрон | 1 | 0 | 0 | -1/2 |

КАЖДАЯ ОРБИТАЛЬ МОЖЕТ
ВМЕСТИТЬ ТОЛЬКО 2 ЭЛЕКТРОНА,
ИМЕЮЩИХ ПРОТИВОПОЛОЖНО
НАПРАВЛЕННЫЕ СПИНЫ.
МАКСИМАЛЬНОЕ ЧИСЛО
ЭЛЕКТРОНОВ НА ПОДУРОВНЯХ:
 S^2 , P^6 , D^{10} , F^{14}

МАКСИМАЛЬНОЕ КОЛИЧЕСТВО
ЭЛЕКТРОНОВ НА
ЭНЕРГЕТИЧЕСКОМ УРОВНЕ
ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ ПО
ФОРМУЛЕ:

$$N = 2N^2,$$

ГДЕ N - ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ,
 N - НОМЕР ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО
УРОВНЯ.

2. ПРИНЦИП НАИМЕНЬШЕЙ ЭНЕРГИИ.

Основному состоянию атома соответствует минимальная суммарная энергия электронов.

ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО.

Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $(n+l)$, а при одинаковых значениях

$(n+l)$ в порядке возрастания числа n .

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p...

*СООТВЕТСТВЕННО ПРАВИЛУ
КЛЕЧКОВОГО ЭНЕРГИЯ
ВОЗРАСТАЕТ В РЯДУ:*

*1S, 2S, 2P, 3S, 3P, 4S, 3D, 4P, 5S, 4D, 5P,
6S, 4F, 5D, 6P...*

3. ПРАВИЛО ГУНДА (ХУНДА).

При заполнении электронами орбиталей каждого данного подуровня число неспаренных электронов на нем должно быть максимальным.

ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ ЭЛЕМЕНТОВ I-IV ПЕРИОДОВ.

| № эл-та | Хим. знак | Название элемента | Электронная формула |
|------------------|-----------|-------------------|---------------------|
| 1 | H | водород | $1s^1$ |
| 2 | He | гелий | $1s^2$ |
| II период | | | |
| 3 | Li | литий | $1s^22s^1$ |
| 4 | Be | бериллий | $1s^22s^2$ |
| 5 | B | бор | $1s^22s^22p^1$ |
| 6 | C | углерод | $1s^22s^22p^2$ |
| 7 | N | азот | $1s^22s^22p^3$ |
| 8 | O | кислород | $1s^22s^22p^4$ |
| 9 | F | фтор | $1s^22s^22p^5$ |
| 10 | Ne | неон | $1s^22s^22p^6$ |

| № эл-та | Хим. знак | Название элемента | Электронная формула |
|-------------------|-----------|-------------------|----------------------------|
| III период | | | |
| 11 | Na | Натрий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ |
| 12 | Mg | Магний | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ |
| 13 | Al | Алюминий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ |
| 14 | Si | Кремний | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ |
| 15 | P | Фосфор | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ |
| 16 | S | Сера | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ |
| 17 | Cl | Хлор | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| 18 | Ar | Аргон | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

| № эл-та | Хим. знак | Название элемента | Электронная формула |
|------------|--------------|----------------------|------------------------|
|------------|--------------|----------------------|------------------------|

IV период

| | | | |
|----|----|----------|---|
| 19 | K | Калий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ |
| 20 | Ca | Кальций | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ |
| 21 | Sc | Скандий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ |
| 22 | Ti | Титан | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ |
| 23 | V | Ванадий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ |
| 24 | Cr | Хром | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ |
| 25 | Mn | Марганец | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ |
| 26 | Fe | Железо | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ |
| 27 | Co | Кобальт | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ |
| 28 | Ni | Никель | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ |
| 29 | Cu | Медь | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ |

| № эл-та | Хим. знак | Название элемента | Электронная формула |
|------------------|-----------|-------------------|--|
| IV период | | | |
| 31 | Ga | Галлий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ |
| 32 | Ge | Германий | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ |
| 33 | As | Мышьяк | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ |
| 34 | Se | Селен | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ |
| 35 | Br | Бром | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ |
| 36 | Kr | Криптон | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ |

«ПРОВАЛ» ИЛИ «ПРОСКОК» ЭЛЕКТРОНА

Наибольшая устойчивость у подуровней, заполненных наполовину или полностью электронами. Конфигурации d^5 и d^{10} устойчивее чем d^4 и d^9 .

ЭЛЕМЕНТЫ С «АНОМАЛЬНЫМИ» ЭЛЕКТРОННЫМИ КОНФИГУРАЦИЯМИ:

Молибден

Рутений

Родий

Палладий

Серебро

Лантан

Платина

Золото

Актиний

ПОСЛЕДНЮЮ ОЧЕРЕДЬ
ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО
ПОДУРОВНЯ, ЭЛЕМЕНТЫ
ДЕЛЯТСЯ НА СЕМЕЙСТВА:

S - ЭЛЕМЕНТЫ

P - ЭЛЕМЕНТЫ

D - ЭЛЕМЕНТЫ

F - ЭЛЕМЕНТЫ

ЭЛЕКТРОННЫЕ АНАЛОГИ -
ЭЛЕМЕНТЫ С ОДИНАКОВЫМ
СТРОЕНИЕМ ВНЕШНЕГО
ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ
(НАПРИМЕР, ЭЛЕМЕНТЫ I
ГРУППЫ, ГЛ. ПОДГРУППЫ).
ОНИ ИМЕЮТ СХОДНЫЕ
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА, НО
РАЗЛИЧНУЮ ХИМИЧЕСКУЮ
АКТИВНОСТЬ.

НОРМАЛЬНОЕ И ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЯ АТОМА

При сообщении энергии атом переходит в возбужденное состояние, характеризующееся перестройкой электронной конфигурации: один из электронов с более низкого по энергии подуровня переходит на другой, энергия которого выше.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА В СВЕТЕ
УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ
АТОМА.

СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ, А ТАКЖЕ
ФОРМЫ И СВОЙСТВА
ОБРАЗУЕМЫХ ИМИ
СОЕДИНЕНИЙ, НАХОДЯТСЯ В
ПЕРИОДИЧЕСКОЙ
ЗАВИСИМОСТИ ОТ ВЕЛИЧИНЫ
ЗАРЯДА ЯДЕР ИХ АТОМОВ.

У ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКИ
ПОВТОРЯЮТСЯ ЭЛЕКТРОННЫЕ
КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ И
ПОЭТОМУ ПЕРИОДИЧЕСКИ
ПОВТОРЯЮТСЯ ХИМИЧЕСКИЕ
СВОЙСТВА, КОТОРЫЕ
ОПРЕДЕЛЯЮТСЯ ЭЛЕКТРОННОЙ
КОНФИГУРАЦИЕЙ АТОМОВ.

ПЕРИОДИЧЕСКИ ИЗМЕНЯЮТСЯ:
АТОМНЫЕ РАДИУСЫ, ЭНЕРГИИ
ИОНИЗАЦИИ И СРОДСТВА К
ЭЛЕКТРОНУ,
ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ.

(ОБЪЕМ РАДИУС) r
ТЕОРЕТИЧЕСКИ
РАССЧИТАННОЕ
РАССТОЯНИЕ ОТ ЦЕНТРА
ЯДРА АТОМА ДО
МАКСИМУМА
ЭЛЕКТРОННОЙ
ПЛОТНОСТИ ВНЕШНЕГО
КВАНТОВОГО СЛОЯ.

ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ - ЭТО ЭНЕРГИЯ , КОТОРУЮ НАДО ЗАТРАТИТЬ ДЛЯ ОТРЫВА ЭЛЕКТРОНА, НАИБОЛЕЕ СЛАБО СВЯЗАННОГО С ЯДРОМ НЕВОЗБУЖДЕННОГО АТОМА .

СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ - ЭТО ВЕЛИЧИНА ЭНЕРГИИ, ВЫДЕЛЯЕМАЯ (ИЛИ ПОГЛОЩАЕМАЯ) ПРИ ПРИСОЕДИНЕНИИ АТОМОМ ЭЛЕКТРОНА.