

Лекция9. Строение атома и периодическая система Д.И.Менделеева

к. х.н., доцент Асланукова М.М.



ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ

- 1. Строение атома. Протоны, нейтроны и электроны. Атомная единица массы, порядковый (атомный) номер и массовое число. Элементы и их символы.**
 - 2. Изотопы. Атомные массы и естественная усредненная атомная масса. Энергия связи.**
- 3. Металлы и неметаллы. Основа периодической систематизации элементов. Периодический закон, периодическая система.**
- 4. Современные формы периодической таблицы. Периоды и группы. Семейства элементов.**
- 5. Периодичность изменения химических свойств элементов на примере бинарных соединений с водородом и оксидов. Кислотные, основные и амфотерные свойства.**

ОСНОВНЫЕ ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Атом — мельчайшая химически неделимая частица вещества, состоящая из положительно заряженного ядра, окруженного электронами

Ядро состоит из протонов и нейтронов. Заряд протона равен заряду электрона, но противоположен ему по знаку

Атомный номер элемента (номер в периодической таблице) равен числу протонов в атоме этого элемента

Атомная единица массы (а.е.м.) — $1/12$ абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C ($1.66 \cdot 10^{-24}$ г)

Относительная атомная масса (A_r) — отношение массы атома к атомной единице массы

Относительная молекулярная масса (M_r) — отношение массы молекулы к атомной единице массы

Изотопы — это атомы одного и того же элемента, но с *различным числом нейтронов* в ядре

Химический элемент — вид атомов с одинаковым числом протонов в ядре (т. е. с одинаковым зарядом ядра). Каждый элемент имеет свое название и СВОЙ СИМВОЛ.

À ãñîî âî å ÷èñëî
Ñèî âî ë ýëâî áí òà
Àõì í ùé íî äð

A
E
Z

59
Co
27

Атомный номер Z = Число протонов = Число электронов

Массовое число A = Число протонов + Число нейтронов

Пример 1.1

Каков символ и порядковый номер брома? Почему в качестве символа брома не используется только первая буква его названия? Какой другой элемент имеет символ В?

Решение

80
Br
35

11
B
4

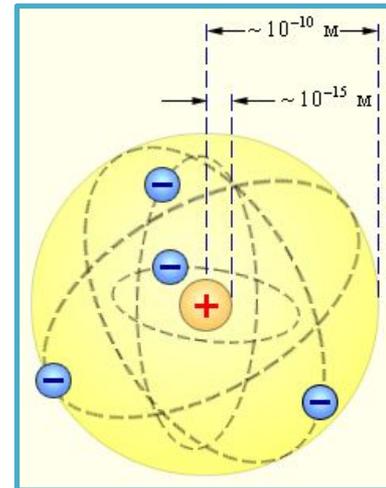
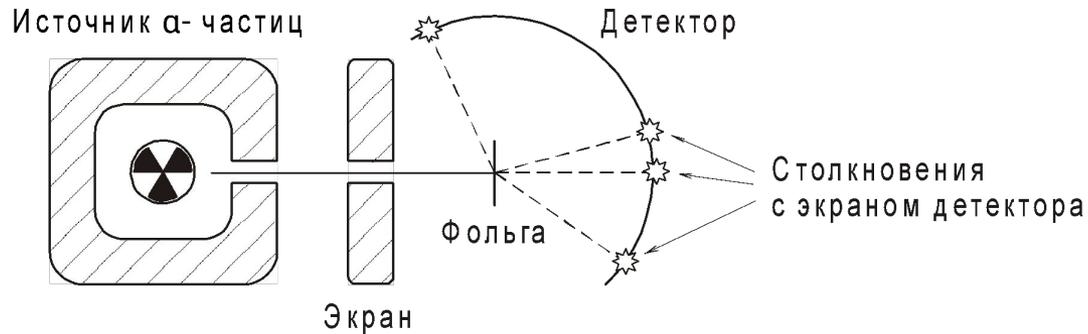
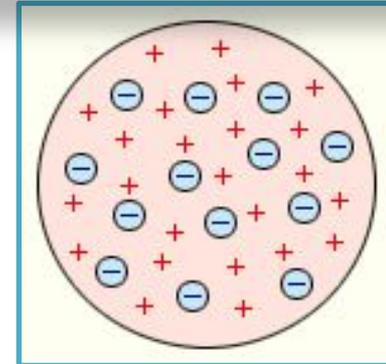
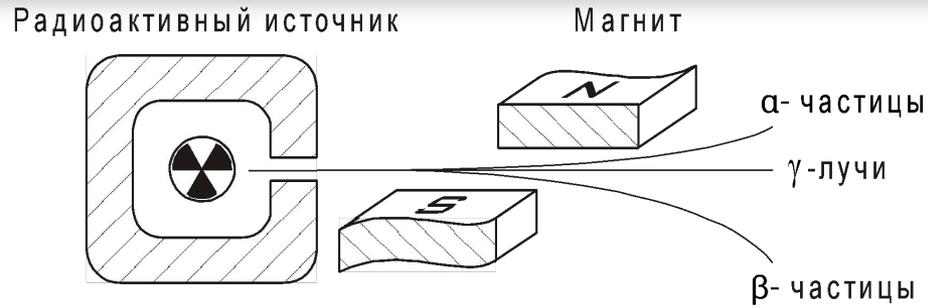
ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА



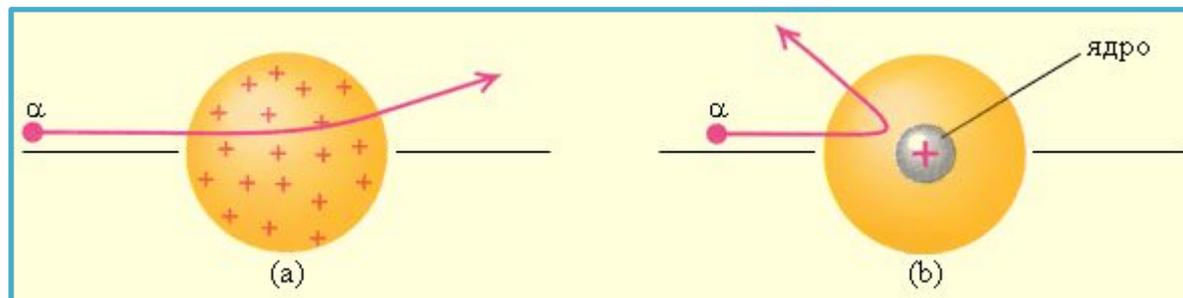
Дж. Дж. Томпсон
1856 — 1940



Эрнест Резерфорд
1871 — 1937



Рассеяние α – частиц в опытах Томпсона (а) и Резерфорда (б)



КЛАССИЧЕСКАЯ МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА – КВАНТОВАЯ

МОДЕЛЬ БОРА



Нильс Бор
1885 – 1962



Макс
Планк
1858 – 1947



Электрон в атоме может находиться не в любых, а лишь в некоторых устойчивых (*стационарных*) состояниях, каждому из которых соответствуют определенное значение энергии E_n ($n = 1, 2, 3, \dots$)

Находясь в стационарном состоянии, электрон не излучает и не поглощает

Состояние атома, способного к самопроизвольному переходу в состояние с меньшей энергией путем самопроизвольного излучения фотонов, называется

возбужденным

Переход электрона из одного стационарного состояния в другое сопровождается излучением или поглощением кванта электромагнитного излучения (фотона, E), частота (ν) которого определяется соотношением: $|E_2 - E_1| = h\nu$ ($h = 6.625 \cdot 10^{-34}$)

Современная модель строения атома

Основные положения:

1. Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу: он может себя вести и как частица и как волна
2. Для электрона невозможно одновременно точно определить координату и скорость - принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства. Вероятность нахождения электрона в разных частях пространства неодинакова. *Совокупность различных положений электрона образует электронное облако. Часть электронного облака, где наиболее вероятно нахождение электрона (90%), называется **атомной орбиталью**.*
4. Так как электроны имеют волновую природу, то состояние электрона в атоме описывается при помощи волновых уравнений. Параметрами решения волнового уравнения являются некие числа, называемые **квантовыми**. Они описывают состояние электрона в атоме.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Главное квантовое число (n) — характеризует состояние электрона на уровне, т. е. общий запас энергии электрона и размеры электронного облака.

Принимает значения: n 1, 2, 3, 4,

Орбитальное квантовое число (l) характеризует состояние электрона в пределах данного подуровня и форму орбитали. Число энергетических п/у данного уровня = n

Принимает значения от 0 до $n-1$:
 l 0, 1, 2, 3, ... $n-1$
 s p d f

Магнитное квантовое число (m_l) характеризует ориентацию орбиталей в атоме и число одинаковых орбиталей на одном п/у.

Принимает значения от $-l$... 0 ... до $+l$

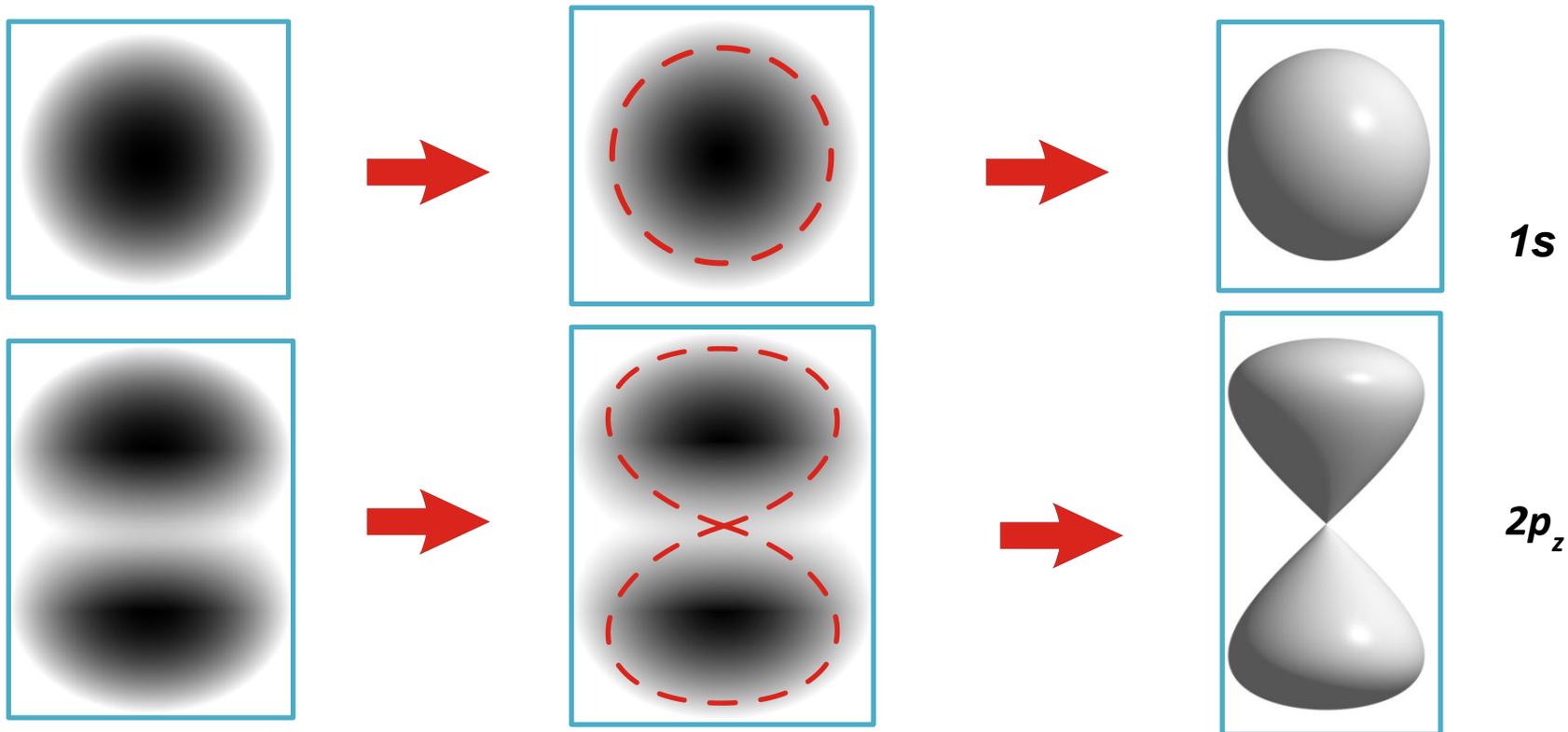
Спиновое квантовое число (m_s) характеризует собственный момент импульса электрона. Для электрона в атоме величина m_s может принимать только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$. Два электрона с одинаковыми значениями главного, побочного и магнитного квантовых чисел (т. е. занимающие одну и ту же орбиталь), но с противоположными (антипараллельными) значениями спинового квантового числа называют спаренными, или электронной парой

<i>Символ</i>	<i>Название</i>	<i>Значения</i>	<i>Характеризует</i>
n	Главное квантовое число	1, 2, 3, ...	Энергетический уровень электрона или «оболочку»
l	Орбитальное квантовое число	0 ... $n-1$ (s, p, d, f, ...)	Форма орбитали
m_l	Магнитное квантовое число	$-l \dots 0 \dots l$	Пространственную ориентацию орбиталей
m_s	Магнитное спиновое квантовое число	$+1/2$ или $-1/2$	Собственный момент движения электрона

Квантовые числа n , l , m_l и m_s характеризуют состояние электрона в атоме

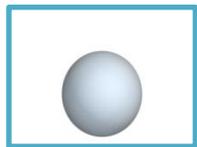
n/y	l	m_l	число значений	изображение
s	0	0	1	
p	1	-1,0,1	3	
d	2	-2,-1,0,1,2	5	
f	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	7	

ФОРМЫ ОРБИТАЛЕЙ

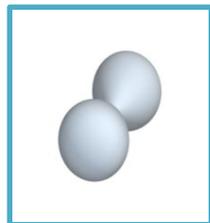


(1s)	(2s)	(2p _z)	(2p _x)
$n = 1$	$n = 2$	$n = 2$	$n = 2$
$l = 0$	$l = 0$	$l = 1$	$l = 1$
$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 1$

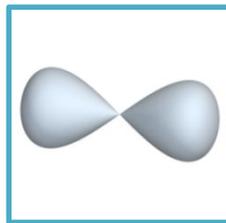
ФОРМЫ s -, p -ОРБИТАЛЕЙ



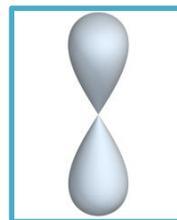
$1s$



$2p_y$

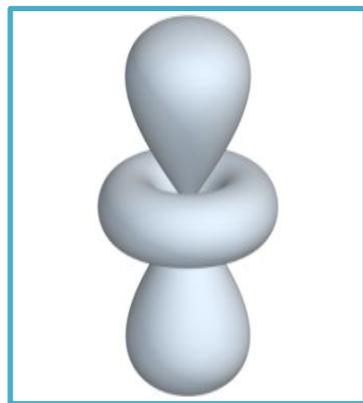


$2p_x$

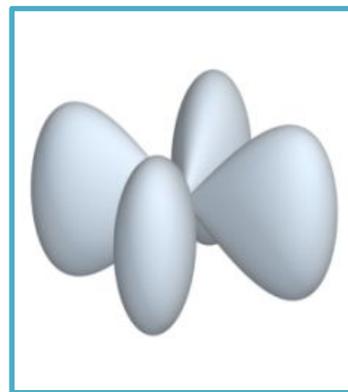


$2p_z$

Формы d -орбиталей

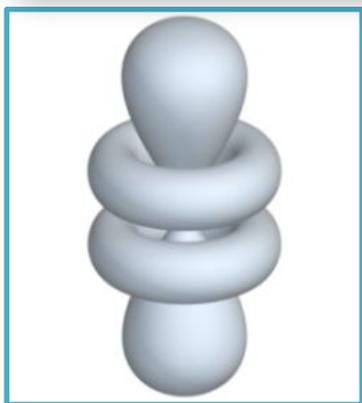


$$3d_z^2$$

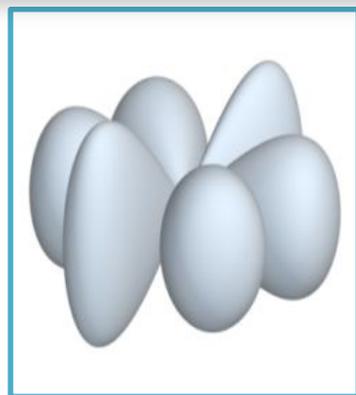


$$3d_{x^2-y^2}$$

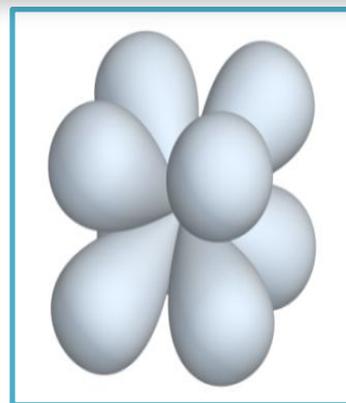
Формы f -орбиталей



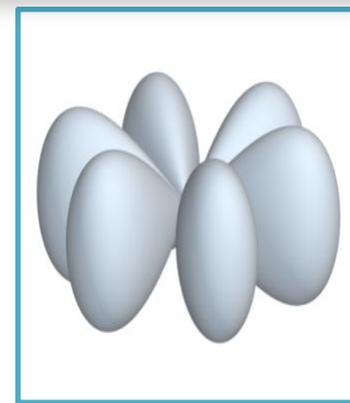
$$4f_{z^3-3zr^2}$$



$$4f_{5xz^2-xr^2}$$



$$4f_{xyz}$$



$$4f_{x^3-3xy^2}$$

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМАХ ПОДЧИНЯЕТСЯ:

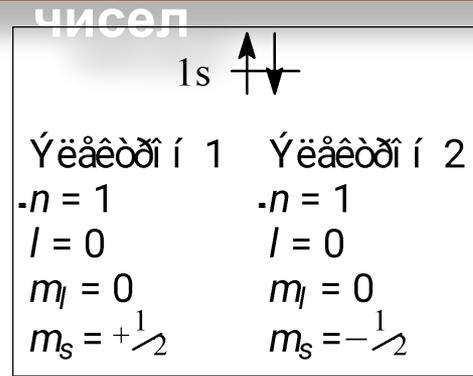
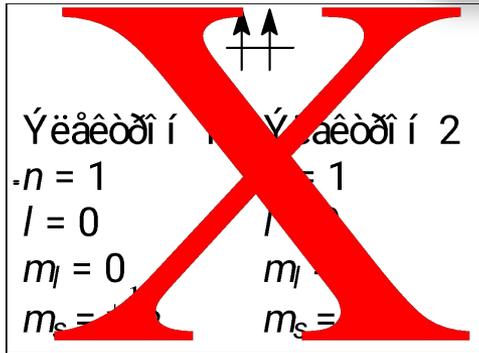


Вольфганг Паули
1900 - 1958



1. Принцип запрета (В. Паули, 1925)

В атоме не может быть двух электронов в одинаковом квантовом состоянии, т. е. любые два электрона должны различаться значениями хотя бы одного из квантовых



2. Принцип наименьшей энергии - наиболее устойчивому распределению электронов по уровням и подуровням атома соответствует минимально возможное значение энергии

Правила Клечковского

1. По мере увеличения заряда ядра атома электроны в первую очередь заполняют подуровень с наименьшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел $(n + l)$

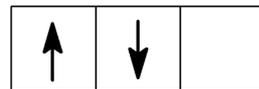
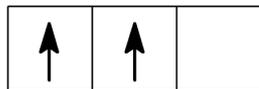
2. Если сумма $(n + l)$ оказывается одинаковой для двух или более подуровней, то электроны в первую очередь поступают на подуровень с меньшим значением главного квантового числа

Правило Хунда

В пределах данного подуровня электроны стремятся занять максимальное число свободных орбиталей, при этом неспаренные электроны имеют одинаковые (параллельные) спины.

Пример 1.3

Определите неверную запись электронных орбиталей:



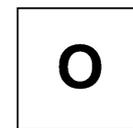
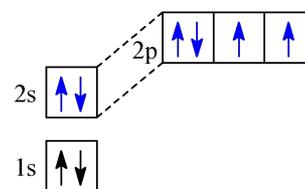
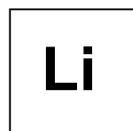
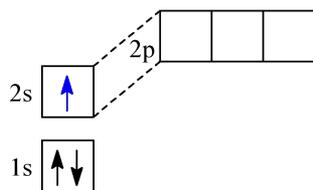
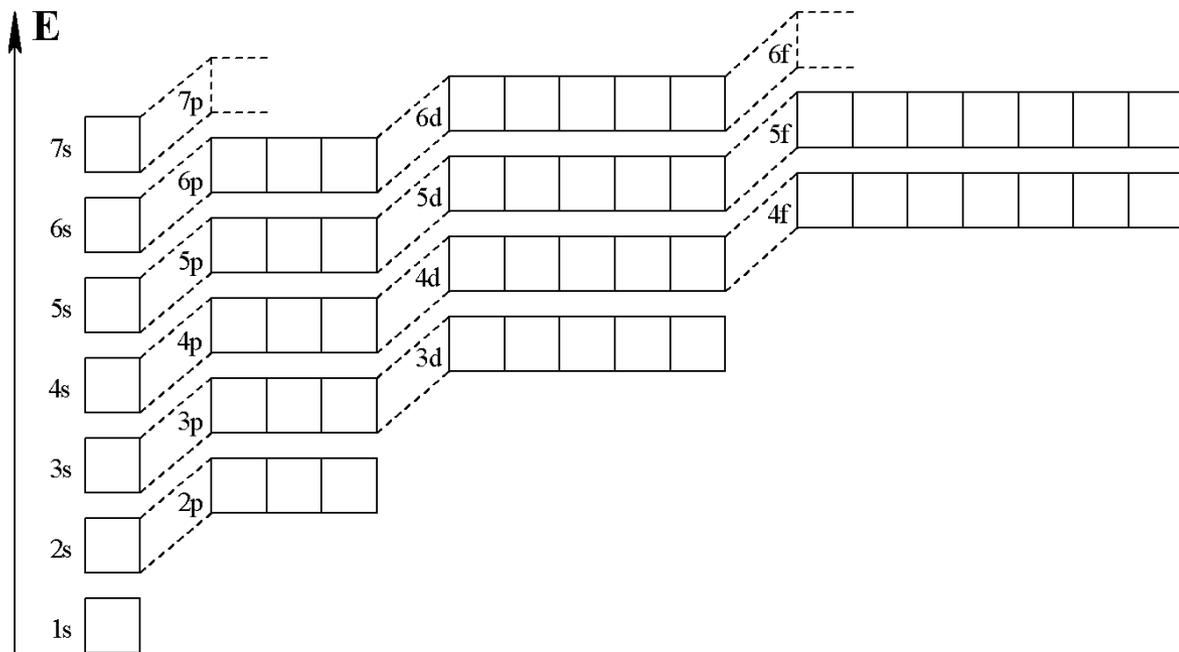
Всеволод
Маврикиевич
Клечковский
1900 - 1958



Фридрих
Хунд
1896 - 1997

Изменение энергии орбиталей - графические электронные диаграммы

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s \dots$$



Правило октетов



Гилберт
Льюис
1875 - 1946



Атом удовлетворяет правилу октетов, когда он, путем присоединения, потери или обобществления электронов с другими атомами, принимает конфигурацию ns^2np^6 .

Уровень является завершенным, если на нем 8 электронов (октет) или 2 электрона (для первого периода).

Такой завершенный уровень обладает минимумом энергии и отвечает наиболее устойчивому состоянию атома (инертные

ОСНОВНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ, ВХОДЯЩИЕ В СОСТАВ ОРГАНИЗМА

Элемент	масс. доля	Элемен т	масс. доля
Кислород*	63.0	Калий	0.25
Углерод*	20.0	Натрий	0.15
Водород*	10.0	Сера*	0.10
Азот*	3.0	Хлор	0.15
Кальций	1.5	Магний	0.04
Фосфор*	1.0	Железо	0.004

***Элементы – органогены:** Участвуют в образовании органических веществ.

«Металлы жизни» – Ca, K, Na, Mg, Fe, Mn, Co, Cu, Zn, Mo

Биогенные элементы – элементы, необходимые для построения и обеспечения жизнедеятельности различных клеток и организмов

Макроэлементы (содержание $> 10^{-3}$ %): O, C, H, N, P, S, Ca, K, Na, Mg, Cl, Fe

Микроэлементы (содержание $10^{-6} - 10^{-3}$ %): Cu, Co, Zn, Mn, Mo, V, Sr, Ba, I,

F, Br, As

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН (1869 Г.)



Современная формулировка периодического закона:
*Свойства элементов находятся в периодической зависимости
от их атомных номеров*

СТАНДАРТНАЯ ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ИЮПАК

s-элементы

p-элементы

	1																		18
1	H	2											13	14	15	16	17	He	
2	Li	Be	<i>d-элементы</i>										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg								

f-элементы

* лантаноиды	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
** актиноиды	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

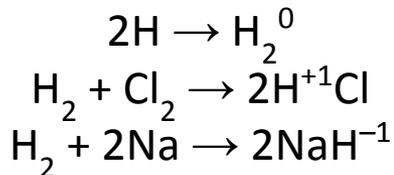
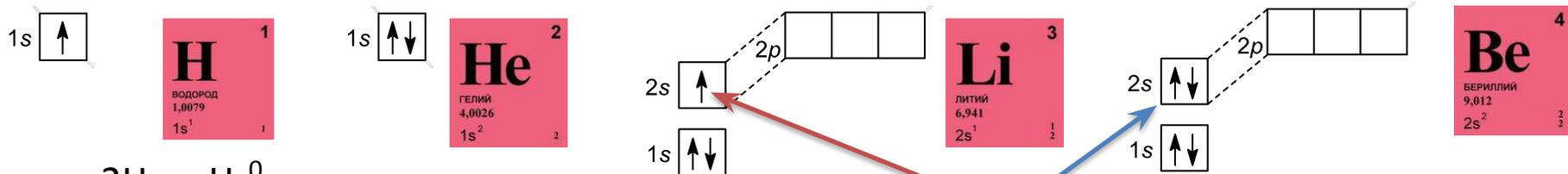
РАСПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЕ

Н	Неметалл																Неметаллы										He	Благородные газы
Li	Be	Металлоиды														B	C	N	O	F	Ne							
Na	Mg	М е т а л л ы														Al	Si	P	S	Cl	Ar							
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr											
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe											
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn											

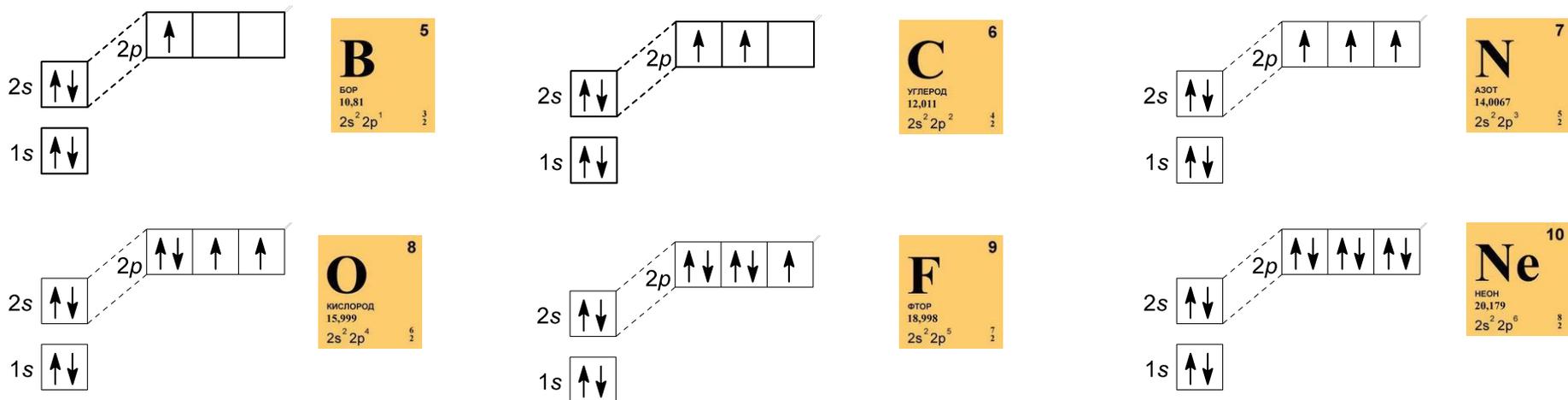
Металлы — группа элементов, обладающая характерными *металлическими свойствами* (высокая тепло- и электропроводность, положительный температурный коэффициент и др.)

Неметаллы — химические элементы с типично неметаллическими свойствами, которые занимают правый верхний угол *Периодической таблицы*

Металлоиды — химические элементы, расположенные на границе между металлами и неметаллами. Для них характерно образование *ковалентной кристаллической решётки* и наличие *металлической проводимости*



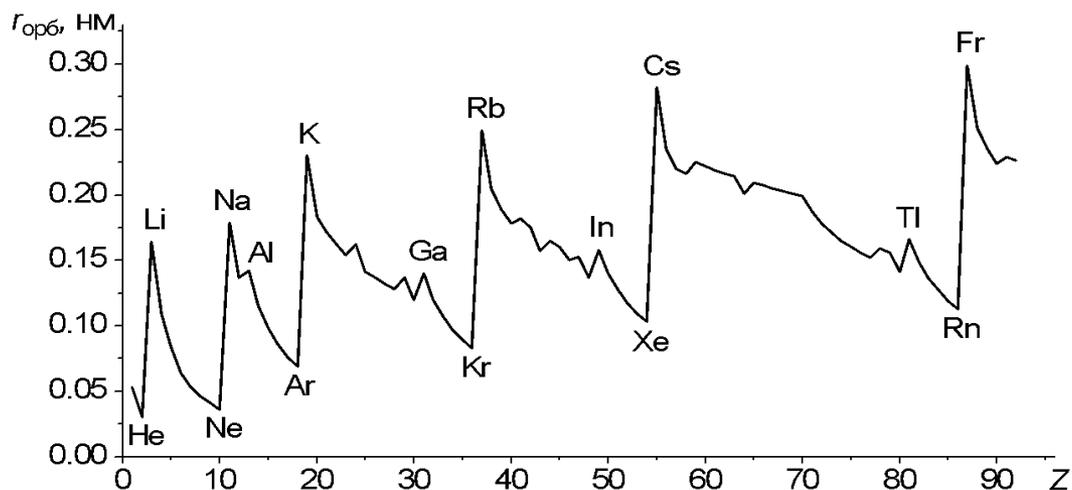
s-элементы являются активными металлами, характерные степени окисления которых численно равны количеству электронов на последнем уровне, т. е. +1 для щелочных металлов и +2 для элементов второй группы



Элементы от **B** до **Ne** включительно образуют первую серию **p-элементов** (элементы главных подгрупп), в атомах которых наиболее удаленные от ядра электроны располагаются на втором подуровне внешнего энергетического уровня.

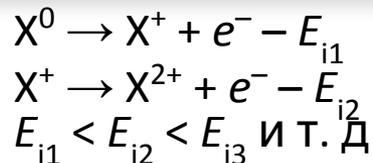
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ЗАВИСИМОСТЬ ОРБИТАЛЬНОГО РАДИУСА АТОМА ОТ ПОРЯДКОВОГО НОМЕРА

H 0,053								He 0,030
Li 0,164	Be 0,109		B 0,084	C 0,064	N 0,054	O 0,046	F 0,041	Ne 0,036
Na 0,179	Mg 0,137		Al 0,142	Si 0,115	P 0,098	S 0,086	Cl 0,076	Ar 0,069
K 0,230	Ca 0,183		Ga 0,140	Ge 0,120	As 0,107	Se 0,097	Br 0,089	Kr 0,083
Rb 0,249	Sr 0,205		In 0,158	Sn 0,140	Sb 0,127	Te 0,117	I 0,109	Xe 0,103
Cs 0,282	Ba 0,235		Tl 0,166	Pb 0,148	Bi 0,136	Po 0,127	At 0,119	Rn 0,113

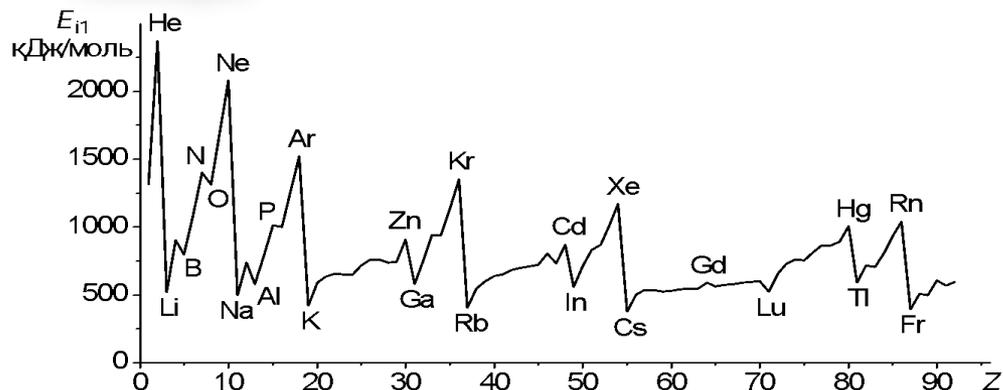


ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ, СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ

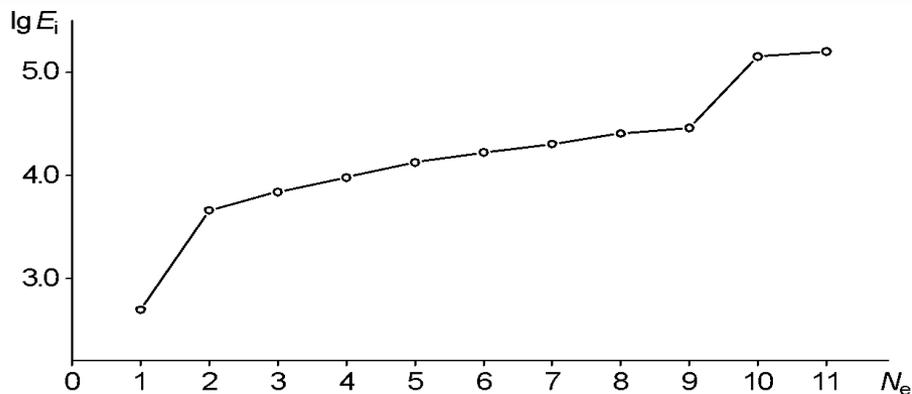
Периодическая зависимость энергии ионизации атома от порядкового номера



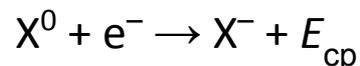
Первая энергия ионизации атома (E_i , кДж/моль, эВ/моль) — количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома



Зависимость энергий ионизации атома Na от числа удаленных электронов



**Сродство атома к электрону (*electron affinity* ,
 $E_{\text{ср}}$, кДж/моль, эВ/моль)— энергетический эффект присоединения
электрона к нейтральному атому Э, с превращением его в
отрицательный ион Э⁻**



Потенциал ионизации (ϕ_i)

$E_i = e\phi_i$, где e — заряд электрона
1 эВ равен $1,6021 \times 10^{-19}$ Дж (96,4853 кДж/моль)

Энергия сродства к электрону (E_{ea} , кДж/моль) элементов главных подгрупп

H 72,8									He —
Li 59,6	Be —		B 27,0	C 121,8	N —	O 141,0	F 328,2		Ne —
Na 52,9	Mg —		Al 41,8	Si 134,1	P 72,1	S 200,4	Cl 348,6		Ar —
K 48,3	Ca 1,8		Ga 41,5	Ge 118,9	As 78,5	Se 195,0	Br 324,6		Kr —
Rb 46,9	Sr 4,6		In 29,0	Sn 107,3	Sb 100,9	Te 190,2	I 295,2		Xe —
Cs 45,5	Ba 14,5		Tl 19,3	Pb 35,1	Bi 91,3	Po 183,3	At 273,1		Rn —

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ



Электроотрицательность – мера способности атома притягивать электроны (электронную плотность) в молекулах, приобретая отрицательный заряд

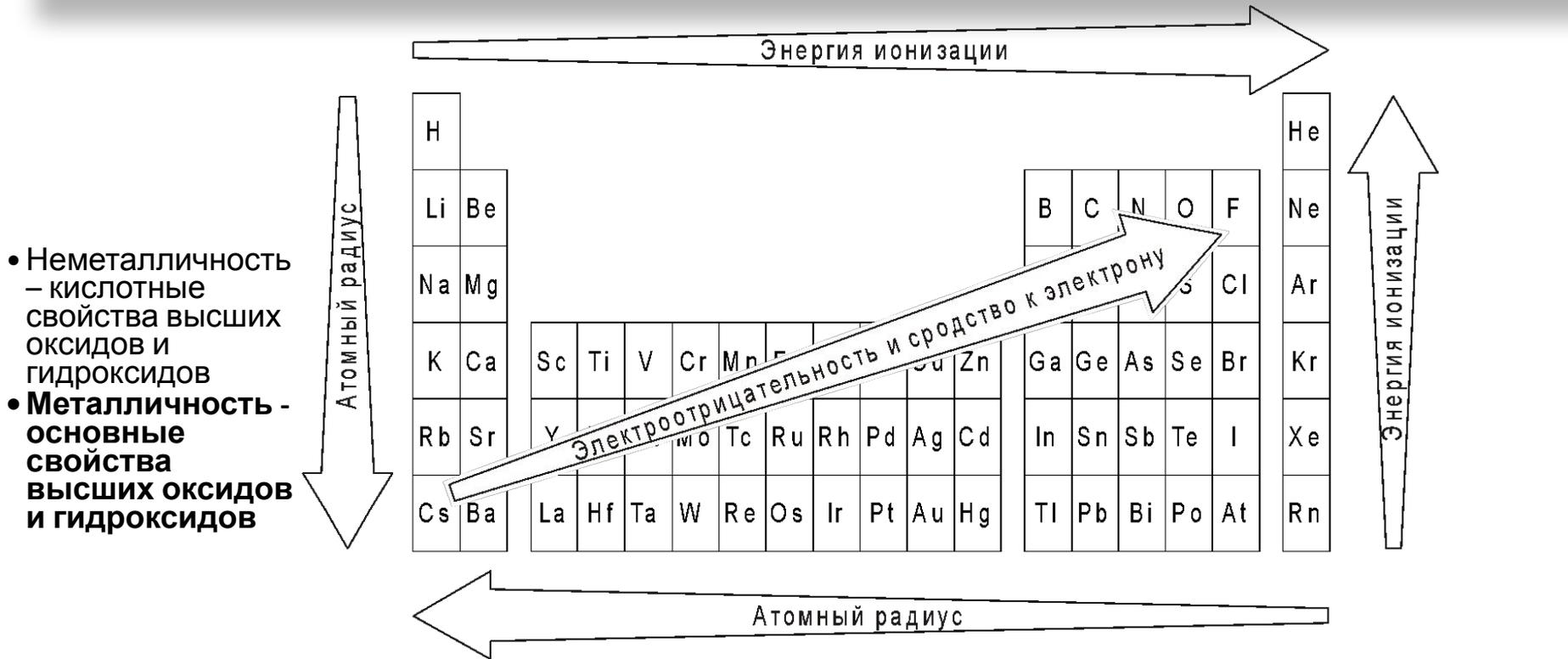
Относительные электроотрицательности (χ_r) элементов главных подгрупп



**Лайнус Карл
Полинг 1901 – 1994**

H 2,2								He —
Li 1,0	Be 1,6		B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
Na 0,9	Mg 1,3		Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar —
K 0,8	Ca 1,0		Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr —
Rb 0,8	Sr 1,0		In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe —
Cs 0,7	Ba 0,9		Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn —

ПЕРИОДИЧНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ И ФИЗИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ



- Неметалличность – кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов
- Металличность - основные свойства высших оксидов и гидроксидов

- Металличность -основные свойства высших оксидов и гидроксидов
- Неметалличность – кислотные свойства высших оксидов и гидроксидов

