

«Строение атома, периодичность свойств»

Лекция № 1

Дисциплина «Химия 1.2»

для студентов очного отделения

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

* План лекции

1. Экспериментальные основы теории строения атома.
2. Квантовые числа.
3. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами.
4. Периодический закон, периодическая система элементов.
5. Периодичность изменения свойств элементов.

1. Экспериментальные основы теории строения атома

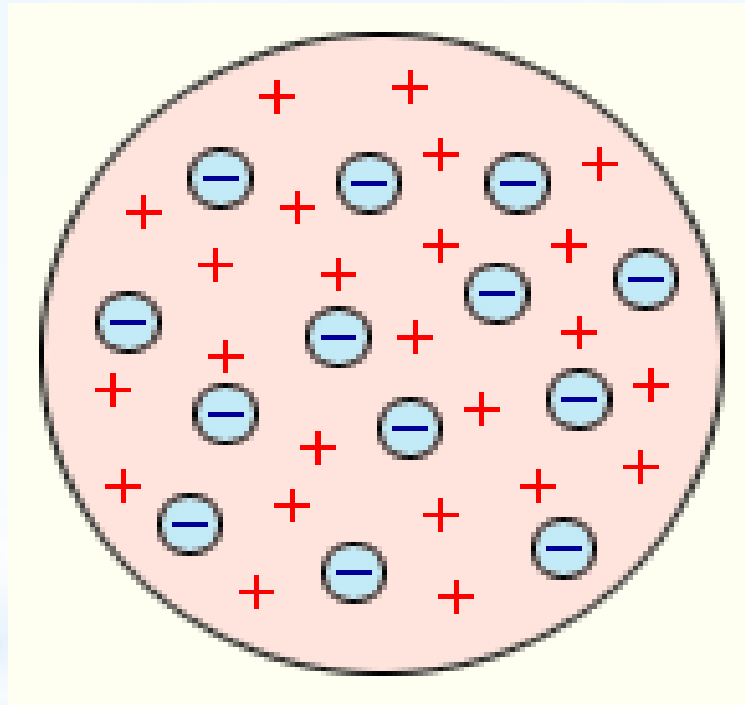
1859 г. Г. Кирхгофф и Р. Бунзен – спектральный анализ.

1859 г. В. Крукс - катодные лучи.

1888 г. Столепов - фотоэффект.

1897 г. Д. Томсон - открыл электрон и оценил его массу.
 $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг. **Предложил первую** модель строения атома.

Модель атома Джона Томсона



«Пудинг с изюмом»

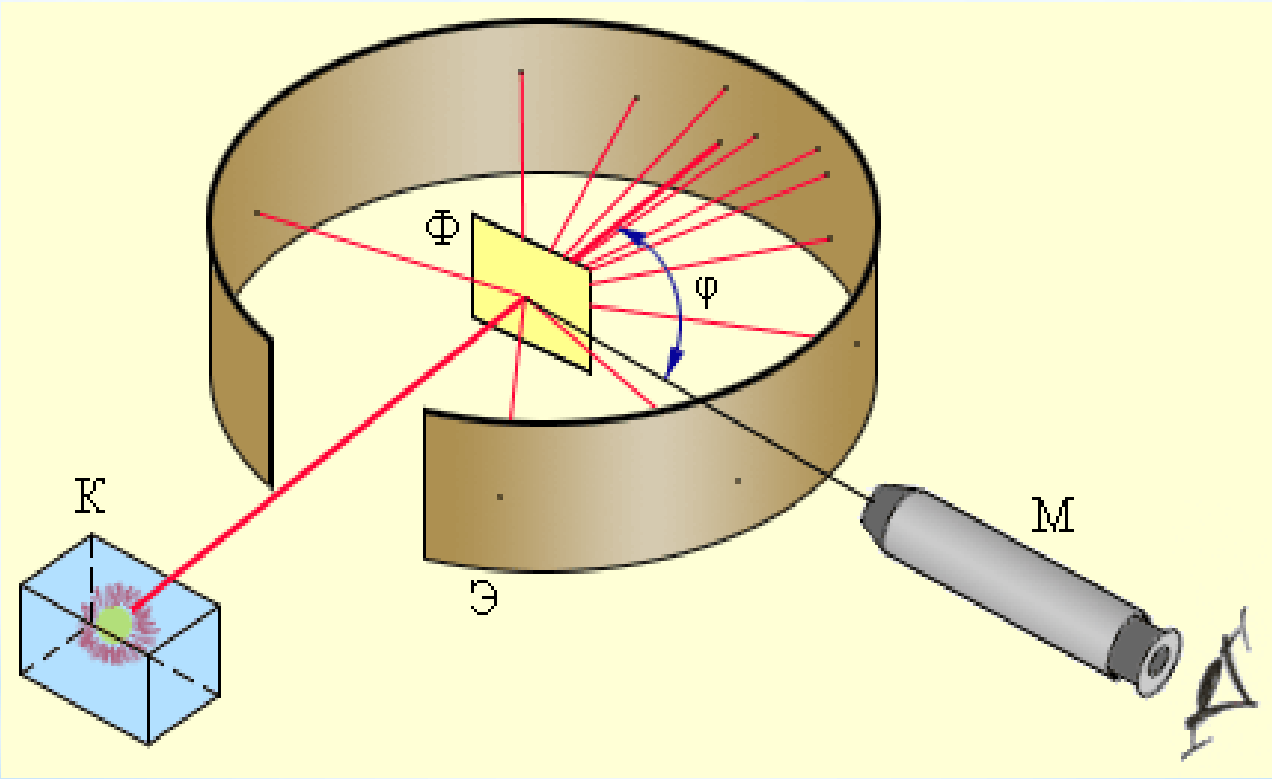
1. Экспериментальные основы теории строения атома

1909 г. Р. Малликен определил заряд электрона

$$q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

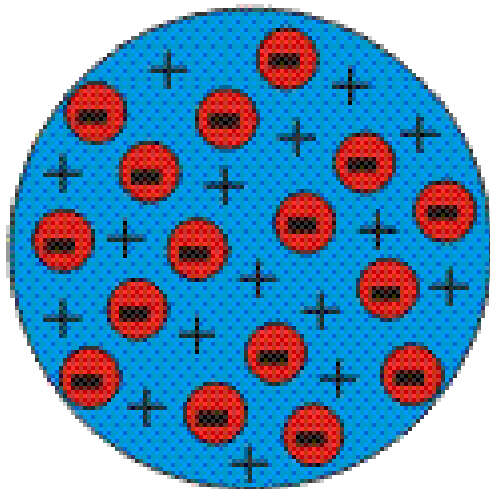
1910 г. Э. Резерфорд предложил **ядерную планетарную модель атома (вторая модель)**.

Схема опыта Резерфорда по рассеянию α -частиц

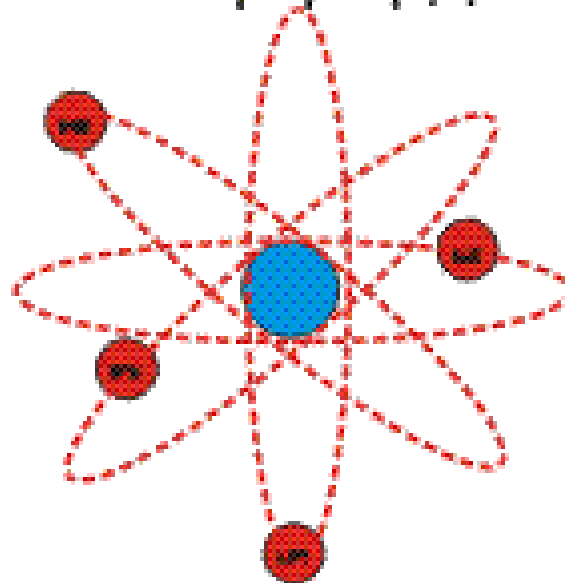


1. Экспериментальные основы теории строения атома

Модель атома
Томсона



Модель атома
Резерфорда



1. Экспериментальные основы теории строения атома

1913 г. **Н. Бор** – модель строения атома водорода.

(1920 г) Квантово-механическая модель строения атома

1924 г. **Луи де Бройль** – корпускулярно-волновые свойства электрона. Электрон является и волной и частицей.

1926 г. **В. Гейзенберг** – принцип неопределенности.

1926 г. **Э. Шредингер** установил математическую модель, описывающую поведение электрона в атоме. Уравнение Шредингера показало, что **вероятность нахождения электрона вблизи ядра зависит от трех квантовых чисел.**

Уравнение Шредингера

$$\psi E = -\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + \psi U$$

Ψ – волновая функция,

E – полная энергия,

U – потенциальная энергия электрона.

1. Экспериментальные основы теории строения атома

* **Орбиталь** – область около ядерного пространства, в котором наиболее вероятно нахождение электрона.



* **Атомная орбиталь (АО)** – это область наиболее вероятного нахождения электрона в электрическом поле ядра атома.

2. Квантовые числа

Главное квантовое число (n)

- характеризует энергию электрона в атоме, размеры АО;
- соответствует номеру периода в периодической системе;
- изменяется от 1 до ∞ .

Энергетический уровень - совокупность электронов в атоме с одинаковым значением n

2. Квантовые числа

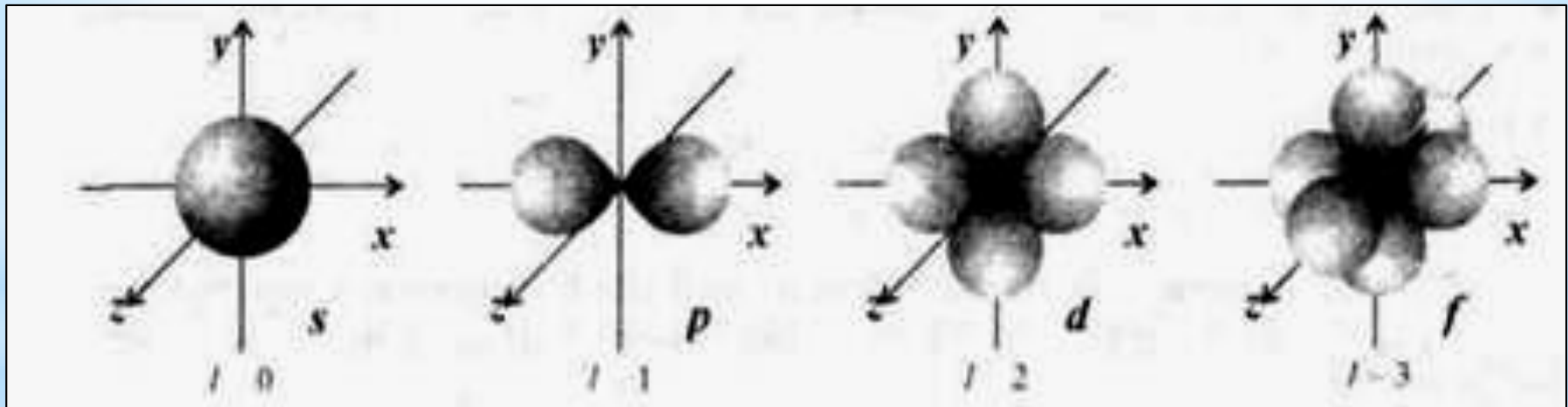
Орбитальное квантовое число (l)

- определяет форму АО,
- изменяется от 0 до $(n-1)$.

Энергетический подуровень - совокупность электронов в атоме с одинаковым значением l (при равном n)

2. Квантовые числа

Значение l	0	1	2	3
Обозначение	s	p	d	f

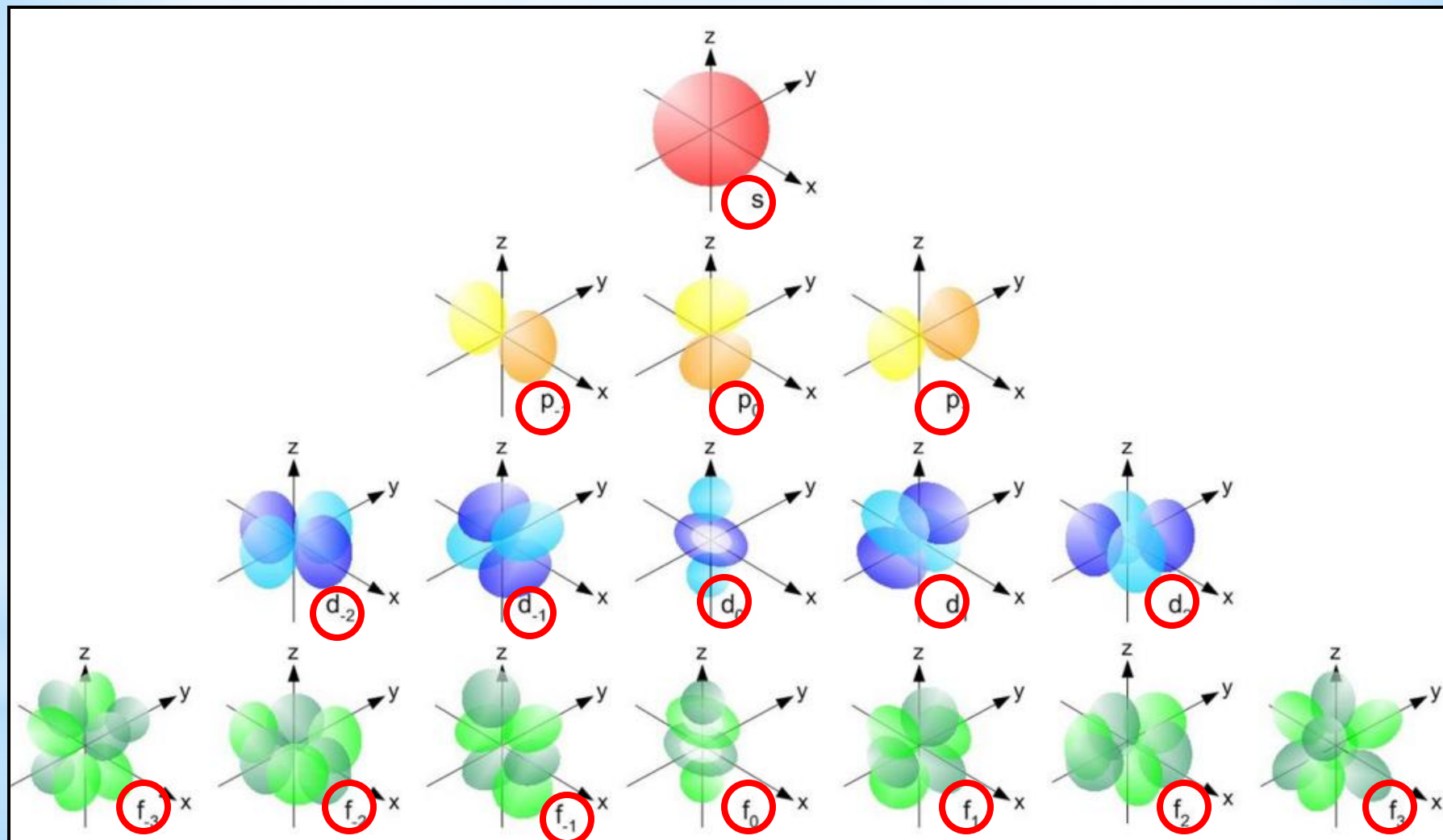


2. Квантовые числа

3) Магнитное квантовое число (m_l)

- характеризует ориентацию АО в пространстве
- изменяется от $-l$ до $+l$, включая 0.

2. Квантовые числа



2 Квантовые числа

4) Спиновое квантовое число (m_s)

- характеризует собственное движение электрона в пространстве,
- принимает значения

$$\boxed{\uparrow} \quad +\frac{1}{2} \quad \text{или} \quad \boxed{\downarrow} \quad -\frac{1}{2}$$

3. Порядок заполнения АО электронами

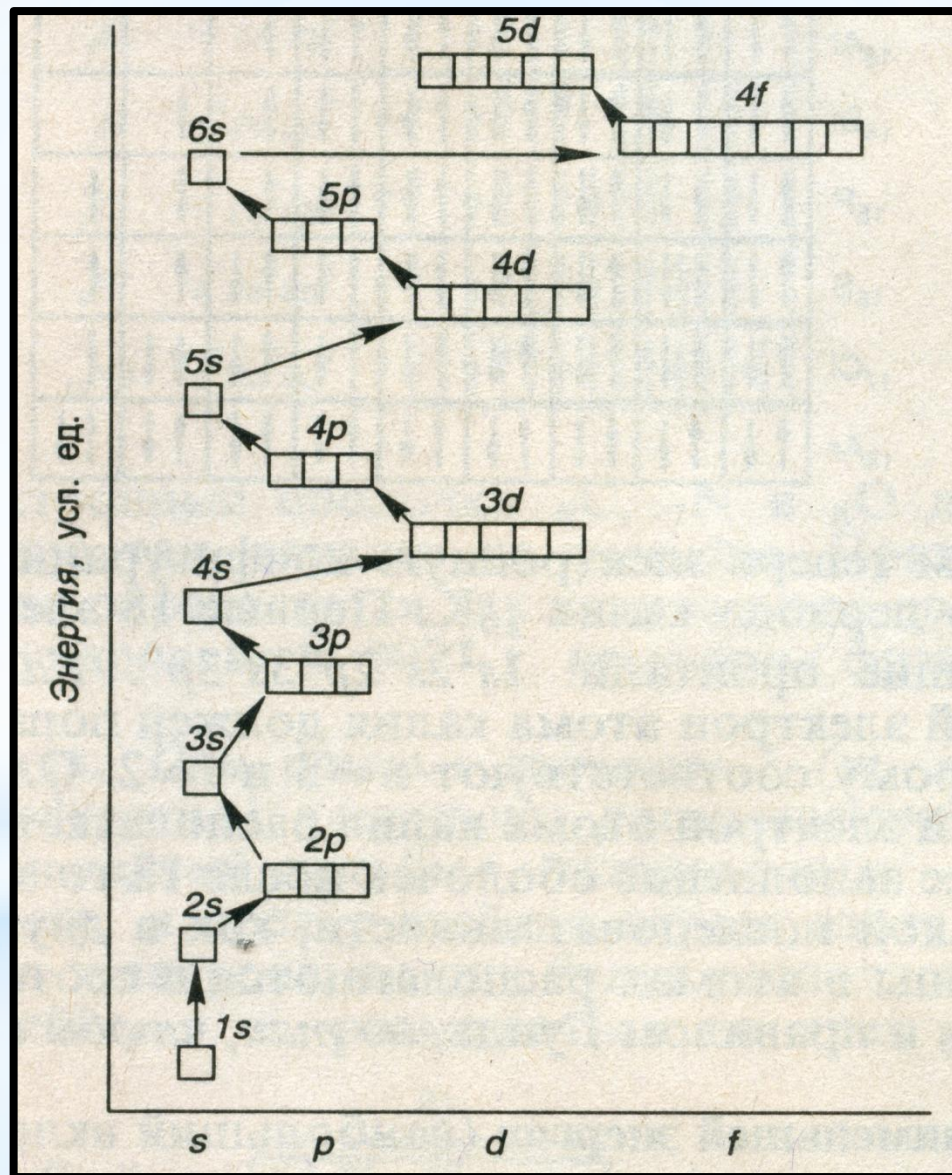
***Принцип наименьшей энергии:**

в основном состоянии заполняются АО в порядке повышения уровня энергии орбиталей.

Энергия подуровней растет в ряду:

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

3. Порядок заполнения АО электронами



3. Порядок заполнения АО электронами

* Правила В. М. Клечковского:

1. С увеличением энергии и соответственно заполнение АО происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n+l$.
2. При равной сумме ($n+l$) - в порядке возрастания числа n .

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^4$
Сумма $n+l$:	1	2	3	3	4	4	5	5
							3	4

$3 < 4$

3 Порядок заполнения АО электронами

* Принцип «запрета» Паули:

в атоме не может быть 2-х электронов с одинаковым набором 4-х квантовых чисел.

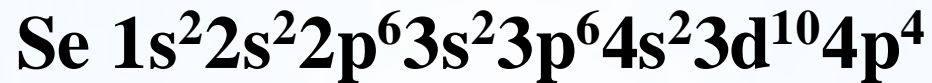
* Правило Гунда:

при заполнении электронами подуровня модуль суммарного спинового числа подуровня должен быть максимальным.

3. Порядок заполнения АО электронами

(p = 34, e = 34)

* Полная электронная формула:



* Сокращенная электронная формула:



* Формула валентных электронов:



* Графическая форма:

Se	s	p	d	f
n = 4	↑↓ ↑↓ ↑ ↑			
n = 3	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓		
n = 2	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓			
n = 1	↑↓			

3. Порядок заполнения АО электронами

Явление «провала» электрона

— переход \bar{e} с внешнего энергетического уровня на более низкий, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций.

1) при заполнении уровня и подуровня устойчивость электронной конфигурации возрастает

2) особой устойчивостью обладают **заполненные** (s^2, p^6, d^{10}, f^{14}) и **наполовину заполненные** (p^3, d^5, f^7) конфигурации.

4. Периодический закон, периодическая система элементов

(открыт в 1869 году Д.И. Менделеевым)

«свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов»

4. Периодический закон, периодическая система элементов

Вариант короткопериодной формы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX											
		a	б	а	б	а	б	а	б										а	б									
1	1																	He	2										
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F											Ne	10									
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl											Ar	18									
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni						Kr	36											
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br																					
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd						Xe	54											
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I																					
6	8	Cs	Ba	57-71		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt						Rn	86										
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At																					
7	10	Fr	Ra	89-103		Rf	Db	Sg	Bh	Hn	Mt																		
Высшие оксиды		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄													
Летучие водородные соединения						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR																	
ЛАНТАНОИДЫ																													
57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
АКТИНОИДЫ																													
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

Rb 37

РУБИДИЙ

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

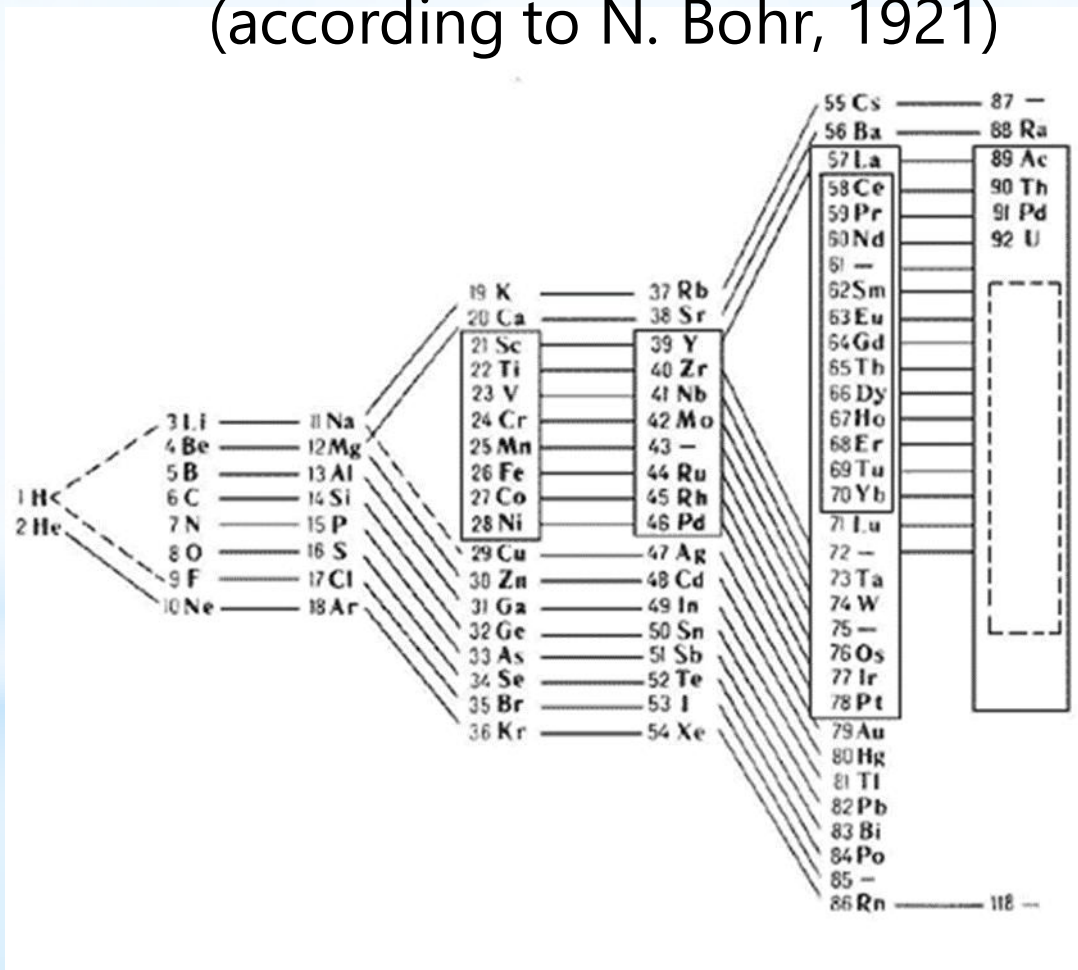
4. Периодический закон, периодическая система элементов

Вариант длинной формы

Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																																																															
	Ia	IIa	IIIb	С Е М Е Й С Т В А										IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	IB	IIB	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa																																						
1																	1	2	H	He																																												
2	3	4																	5	6	7	8	9	10	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																																
3	11	12																	13	14	15	16	17	18	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar																																
4	19	20	21																	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr												
5	37	38	39																	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe												
6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)	Ku	(Ns)													
	s ¹	s ²	d ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁷ d ¹	f ⁸	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴	f ¹⁴ d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶																																
	s		d	f													d										p																																					

4. Периодический закон, периодическая система элементов

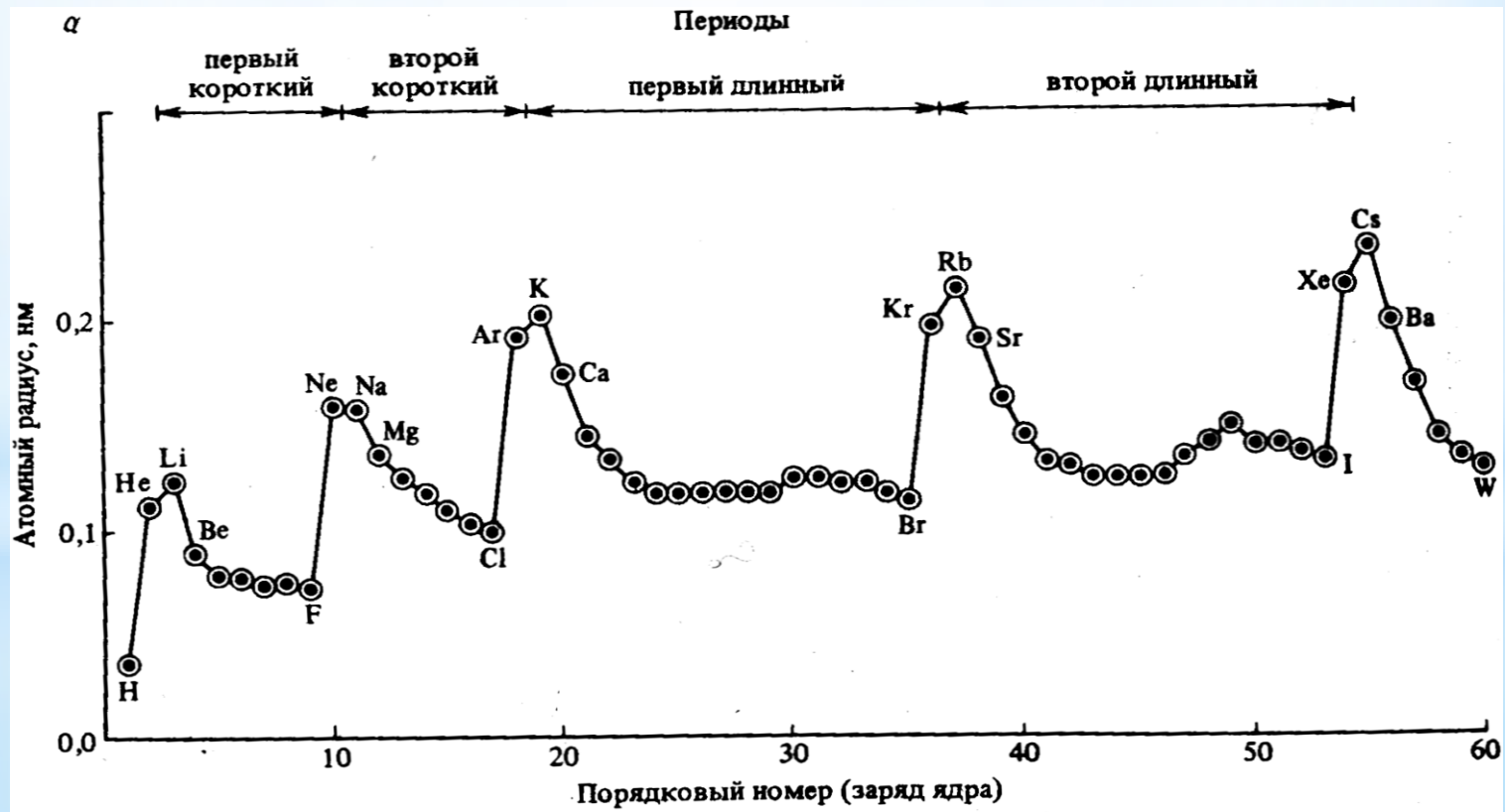
Ladder form of the periodic system of elements
(according to N. Bohr, 1921)



5. Периодичность изменения свойств элементов

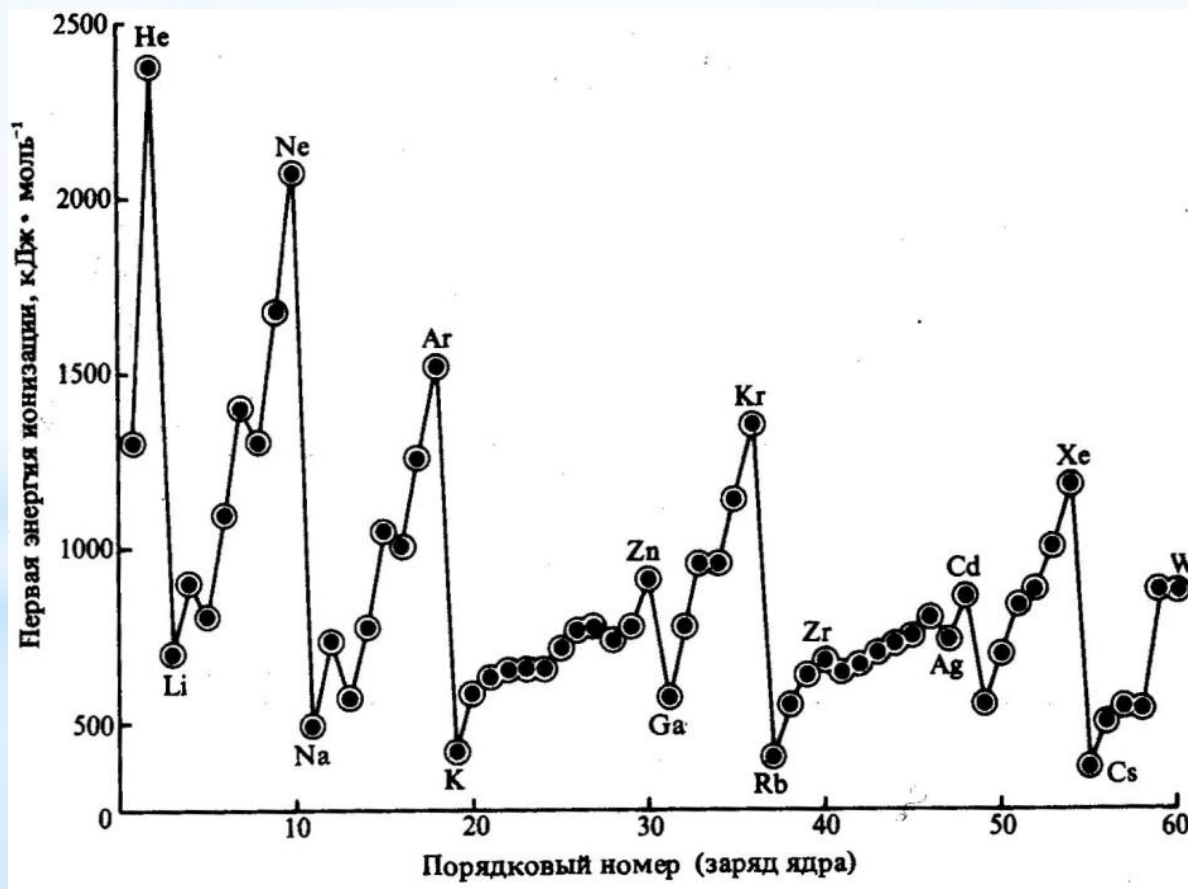
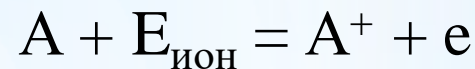
ЭЛЕМЕНТОВ

- ❖ Радиус атома (орбитальный) (r_a) – это расстояние от центра ядра до внешнего максимума электронной плотности;



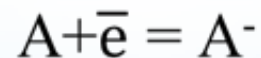
5. Периодичность изменения свойств элементов

- ❖ Энергия ионизации ($E_{\text{ион}}$) – это энергия необходимая для отрыва электрона от атома.



5. Периодичность изменения свойств элементов

❖ Энергия сродства к электрону ($E_{\text{ср}}$) – это энергия, которая выделяется или затрачивается при присоединении электрона к нейтральному атому.



5. Периодичность изменения свойств элементов

❖ **Электроотрицательность (χ)** – способность атома смещать электронную плотность.

	А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	VIII Б		А VIII Б
1	H 2,1									He –
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0			Ne –
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0			Ar –
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			Kr –
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5			Xe –
6	Cs 0,7	Ba 1,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			Rn –
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1							

* Лантаноиды.

** Актиноиды.

5. Периодичность изменения свойств элементов

Для главных подгрупп

		Группы элементов						
		I	II	III	IV	V	VI	VII
Периоды элементов	1							
	2							+7
	3					+5	+6	+5
	4	+1	+2	+3	+4	+3	+4	+3
	5	0	0	0	0	0	0	0
	6				-2	-1	-2	-1
	7				-4	-3		

5. Периодичность изменения свойств элементов

Для побочных подгрупп

		Группы элементов						
		I	II	III	IV	V	VI	VII
Периоды элементов	1							+7
	2						+6	+6
	3			+3	+4	+5	+5	+5
	4	+1	+2	+2	+3	+4	+4	+4
	5	0	+1	+1	+2	+3	+3	+3
	6		0	0	+1	+2	+2	+2
	7				0	+1	+1	+1

5.1. Периодическое изменение свойств соединений

Изменение кислотно-основных свойств
соединений по группе



VI главная подгруппа	Тип оксида
SO_3	кислотный
SeO_3	кислотный
TeO_3	амфотерный
PoO_3	основный

5.1. Периодическое изменение свойств соединений

Изменение кислотно-основных свойств соединений в периоде



Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
основный	основный	амфот-ый	кислотный	кислотный	кислотный	кислотный
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4
щелочь	основание	амфот-ый гидроксид	слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота

«Строение атома, периодичность свойств»

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: machekhinaKsu@tpu.ru

Научный парк ТПУ 308 аудитория