

Общая химия  
Лектор – Голушкова Евгения  
Борисовна

Лекция 2 – Строение атомов

# План лекции

1. Экспериментальная основа теории
2. Корпускулярно-волновое описание электрона
3. Квантовые числа
4. Принципы построения и способы изображения электронных структур
5. Строение атома и периодическая система элементов

# АТОМ

- **Устойчивая микросистема элементарных частиц, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов, движущихся в околоядерном пространстве**

- **Ядро атома состоит из протонов и нейтронов**
- **Число протонов в ядре равно атомному номеру элемента и числу электронов в атоме**
- **Атом - электронейтрален**

# Свойства элементарных частиц

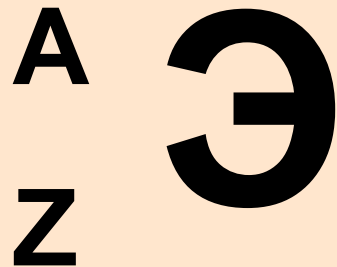
Частица	поло- жение	заряд (у.е.)	масса
Протон (p)	ядро	+1	1,00728
Нейтрон (n)	ядро	0	1,00867
Позитрон (e)	ядро	+1	0,00055
Электрон(e) лочка	обо-	-1	0,00055

$$A = Z + N$$

**A** – массовое число атома

**Z** – заряд ядра (число протонов)

**N** – число нейтронов



# ИЗОТОПЫ ХЛОРА



$$A_r = \frac{35 \cdot 75,43 + 37 \cdot 24,57}{100} = 35,491$$

**Самостоятельно:**

**Радиоактивные превращения  
химических элементов**

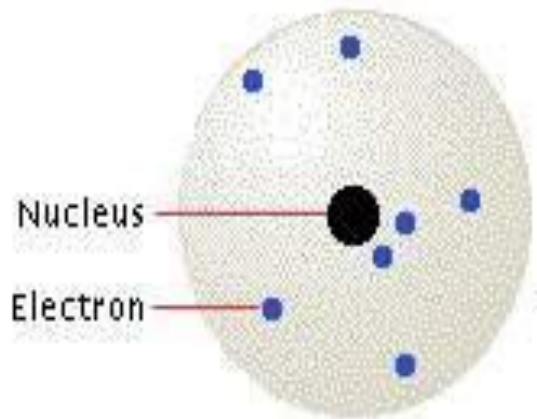
**Н.С.Ахметов «Общая и неорг.  
химия» стр.9 - 16**



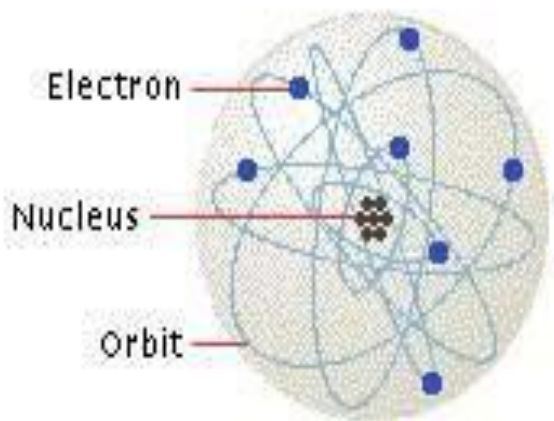
# Экспериментальные основы

- **Спектральный анализ, спектры**  
(Г. Кирхгоф, 1859; Дж.Бальмер, 1885, И. Ридберг)
- **Периодический закон**  
(Д.Менделеев 1869)
- **Фотоэффект** (А. Столетов, 1888)
- **Катодные лучи** (Ж. Перрен, 1895)
- **Рентгеновские лучи** (В.Рентген 1895)
- **Радиоактивность**  
(А. Беккерель, 1896)
- **Открытие электрона**  
(Дж. Томпсон 1897)

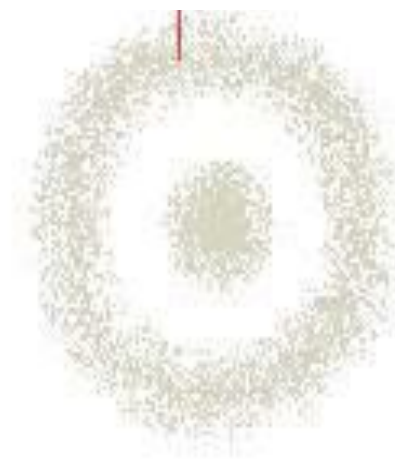
# Модели атома



Резерфорд

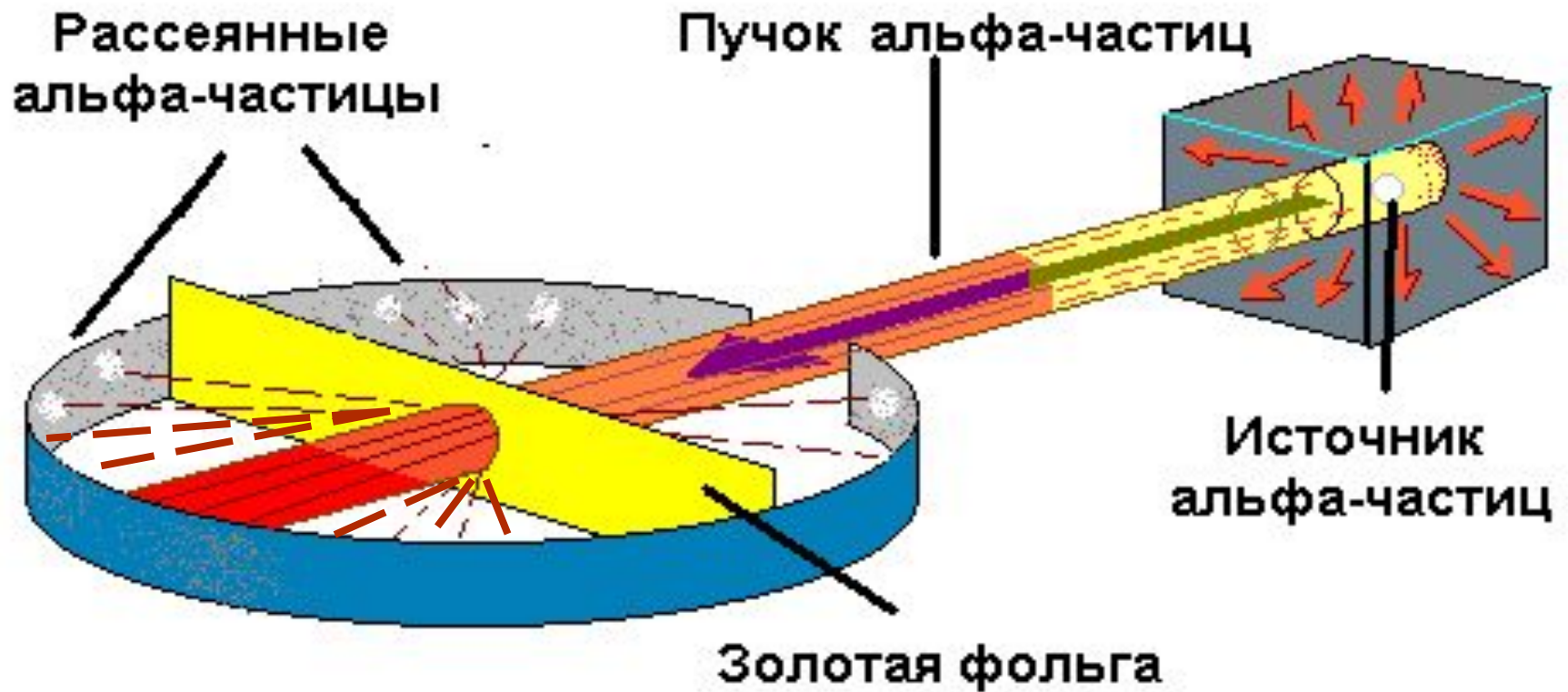


Нильс Бор



Квантовая  
МОДЕЛЬ

# Исследования Резерфорда



# Принцип квантования

(М. Планк, 1900)

- атомы излучают энергию порциями, кратными некоторой минимальной величине - *кванту*, фотону -  $h$

$$E = h\nu$$

$$\nu\lambda = c$$

$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  (Дж·с) – пост. Планка

# Принцип корпускулярно-волнового дуализма

- При движении электронов проявляются их волновые свойства
- При взаимодействии с веществом – корпускулярные
- волновые и корпускулярные свойства присущи электронам одновременно

(Л.Де-Бройль)

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

# Принцип неопределенности (В. Гейзенберг, 1925)

- Движение электрона в атоме не может быть описано определённой траекторией
- Положение и скорость движения электрона в атоме можно найти лишь с определённой долей точности

$$\Delta X \cdot \Delta (m v_x) \geq \frac{h}{2\pi}$$

# **Волновое движение электрона**

Для струны:

$$\Psi = A \cdot \text{Sin } n(\pi/a)x$$

$n$  – квантовое число

$a$  – длинна струны

$x$  – координата точки на струне

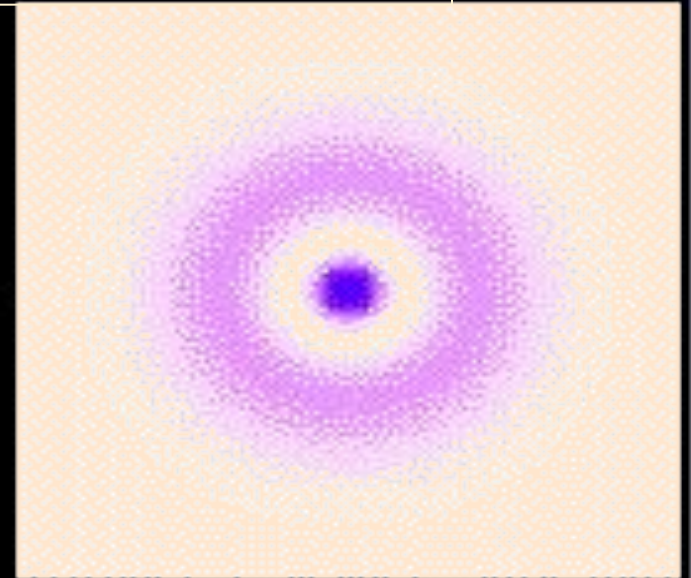
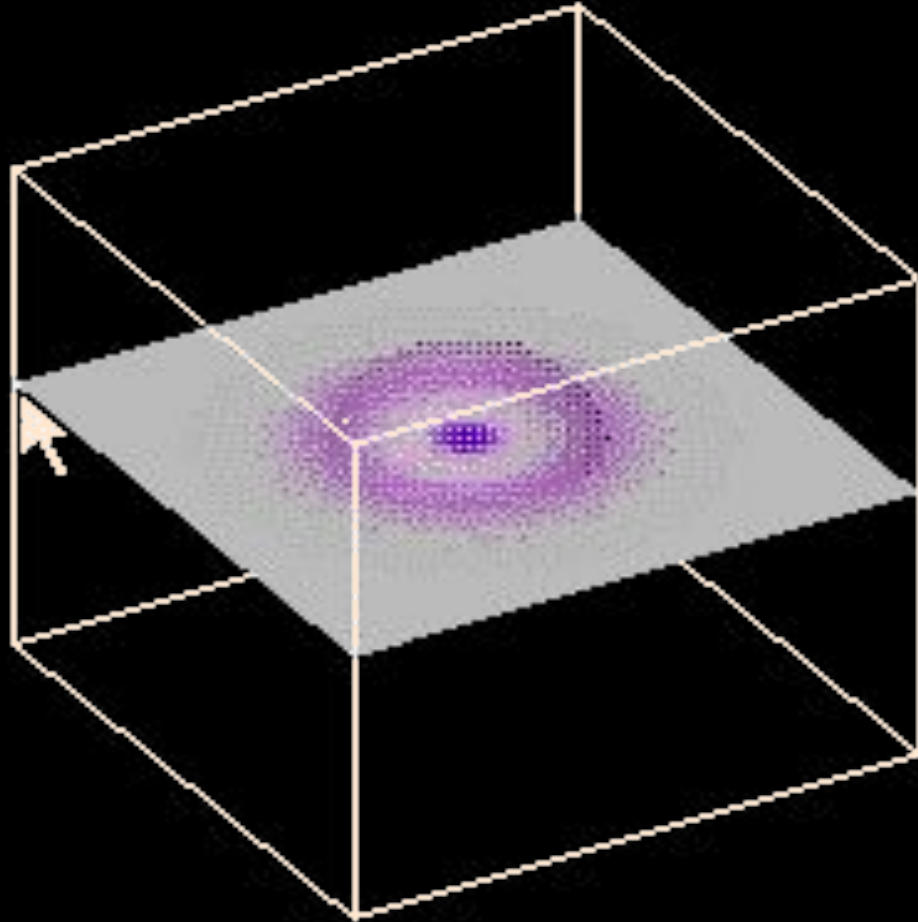
$A$  – максимальная амплитуда колебаний

# Квантовые представления

- Положение электрона характеризуется вероятностью пребывания частицы в конкретной области пространства
- Область наиболее вероятного пребывания электрона в атоме называют атомной орбиталью - АО
- Вероятность обнаружения электрона определяется квадратом волновой функцией -  $\Psi^2$

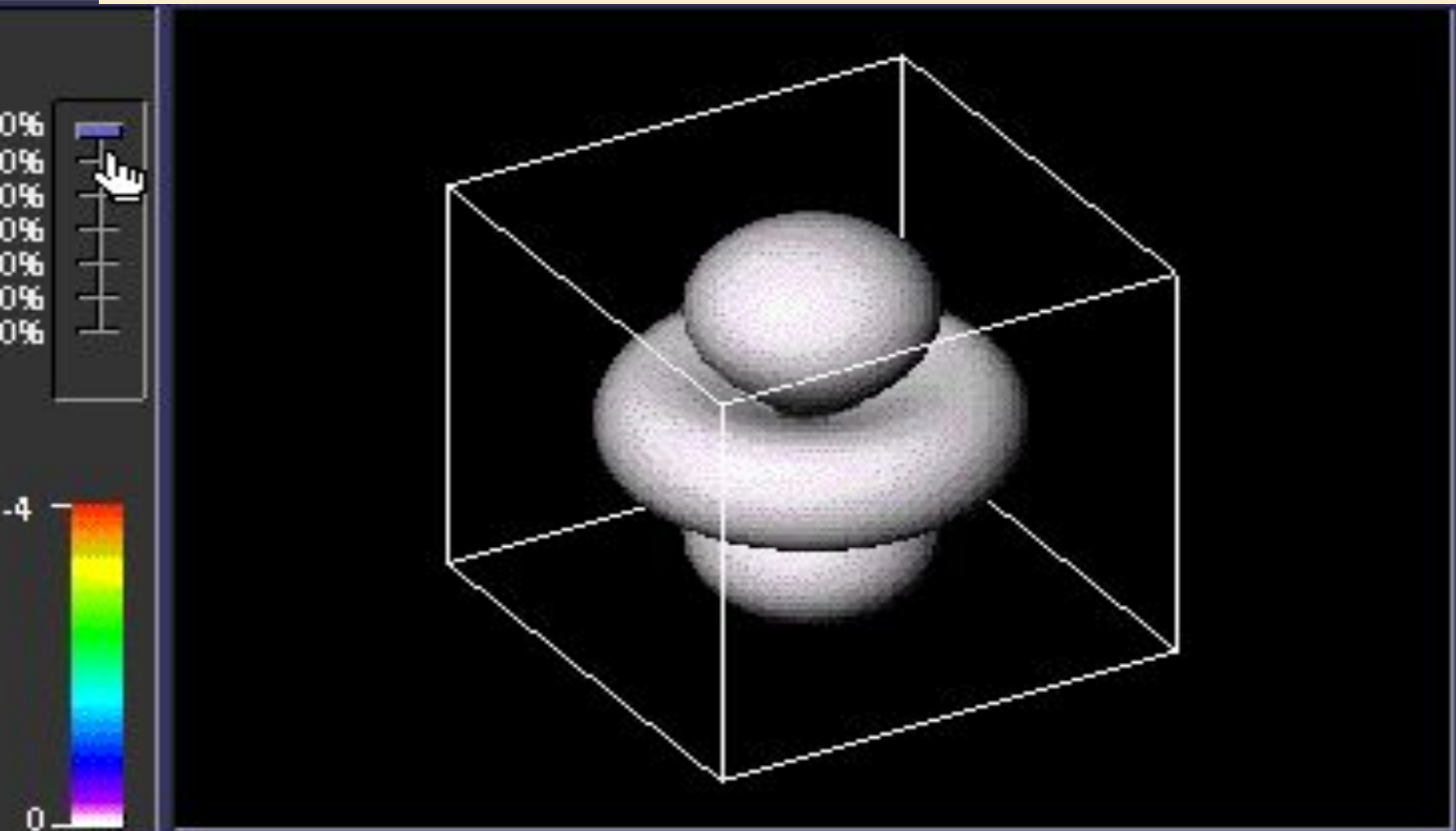


# Вероятностная модель



$$\psi^2(2s) = \left[ \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} (2-R) e^{-R/2} \right]^2$$

# Орбиталь $d_{z^2}$



$$\psi^2(3d_{z^2}) = \left[ \frac{1}{81\sqrt{6\pi}} (3z^2 - R^2) e^{-R/3} \right]^2$$

# Уравнение Шредингера - уравнение трехмерной волны

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

$$\mathbf{H}\Psi = \mathbf{E}\cdot\Psi$$

- В волновой теории движение эл-н представ-ся в виде стоячей волны, для которой характерен набор колебаний с длинами волн:  $\lambda, \lambda/2, \lambda/3, \dots, \lambda/n$ ; т.е. движение характеризуется квант. числом -  $n$

# Квантовые числа

- Уравнение Шредингера - трехмерно. Соответственно - три набора квантовых чисел. Каждой координате свое квантовое число.
- Размер, энергия, форма и ориентация электронного облака изменяются в атоме скачками (квантами)

# Главное квантовое число( $n$ )

- $n - 1, 2, 3, \dots, \infty$ , определяет энергию электрона в атоме
- **Энергетический уровень** - состояние электронов в атоме с тем или иным значением  $n$
- **Основное состояние** атома -  $\min$  энергия электронов
- **Возбужденное состояние** – более высокие значения энергии электронов

**Орбитальное квантовое число ( $l$ )**  
характеризует форму электронного облака

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$$

**Подуровень: s, p, d, f, g, h**

**Т.е. энергетический уровень ( $n$ )**  
содержит совокупность энергетических  
подуровней, отличающихся по  
энергиям (в многоэлектронном

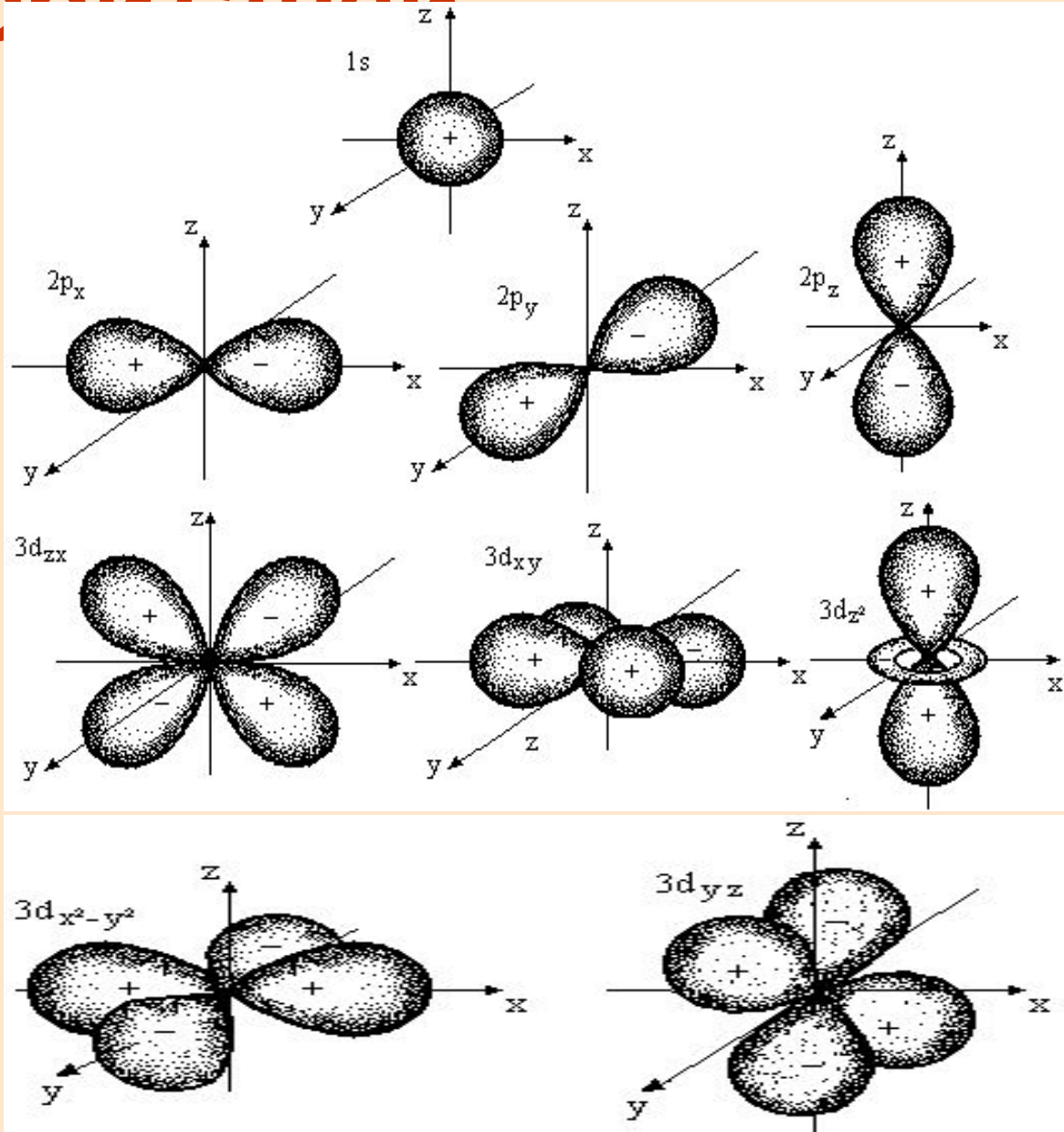
# Типы и формы атомных орбиталей

S

$P_x, P_y, P_z$

$d_{xz}, d_{xy}, d_{z^2}$

$d_{x^2-y^2}, d_{yz}$

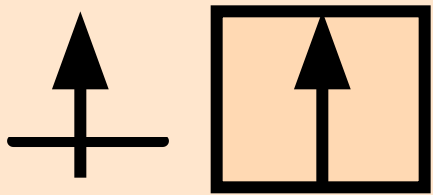


- **Магнитное квантовое число ( $m_l$ )** характеризует ориентацию электронных облаков в пространстве
- $m_l$  меняется от  $-l$  до  $+l$ , а всего  $\Sigma = 2l + 1$  значений
- Например:  
 $l = 0$  (s);  $m_l = 0$   
 $l = 1$  (p);  $m_l = 0, +1, -1$



- **Спиновое квантовое число ( $m_s$ )** характеризует собственный магнитный момент электрона, который или совпадает с ориентацией орбитального момента, или направлен в противоположную сторону.
- $m_s$  имеет значения:  **$+1/2$**  или  **$-1/2$**

# Атомная орбиталь (АО)

- это состояние электрона в атоме, которое описывается волновой функцией с набором из трех квантовых чисел  $n, l, m_l$
- Условное изображение АО 
- АО обозначают с помощью кв. чисел

Например:

$$1s \ (n = 1, l = 0, m_l = 0)$$

$$2p \ (n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1)$$

# Закономерности формирования электронных структур

- **Принцип наименьшей энергии:** электрон размещается на АО с  $\min$  энергией
- **Принцип Паули:** в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором 4-х кв. чисел
- **Правила Гунда:** (1) на одном подуровне сумма спинов электронов максимальна, (2) сумма магнитных кв-х чисел максимальна.

# Правила Клечковского

- Ниже по энергии находится та орбиталь для которой сумма  $(n + l)$  минимальна
- Если сумма  $(n + l)$  для двух подуровней одинакова , то сначала эл-ны заполняют АО с меньшим  $n$

# Графическое правило Клечковского

Орбитальное квантовое число  $l$

	0	1	2	3	4	
Главное квантовое число $n$	1	1s				
	2	2s	2p			
	3	3s	3p	3d		
	4	4s	4p	4d	4f	
	5	5s	5p	5d	5f	5g
	6	6s	6p	6d	6f	6g
	7	7s	7p			

Сумма  $(n+l)$

# Последовательность заполнения АО по правилам Клечковского

$1s \mid 2s2p \mid 3s3p \mid 4s3d4p \mid 5s4d5p \mid$   
 $\Rightarrow 6s4f5d6p \mid 7s5f6d7p$

# Способы изображения электронных структур

- **Электронная формула**
- **Графическая структура**
- **Энергетическая  
диаграмма**

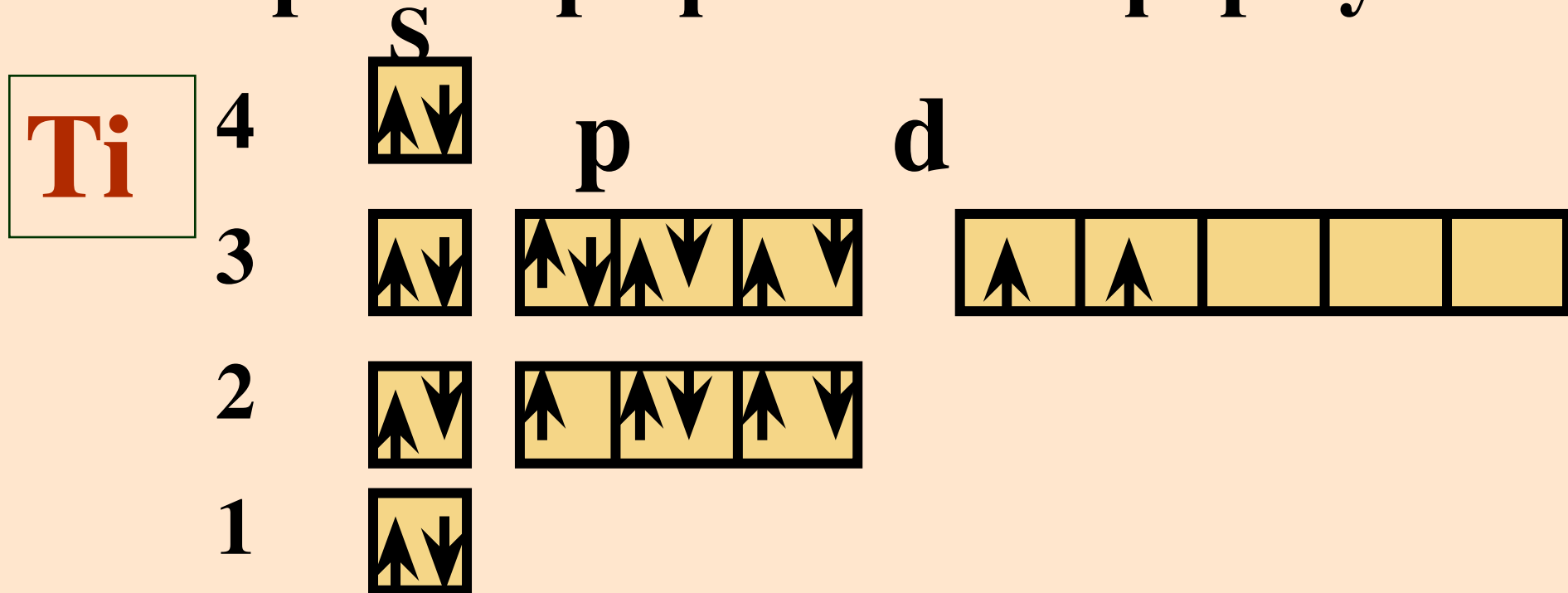
# Примеры электронных структур

Полная электронная формула



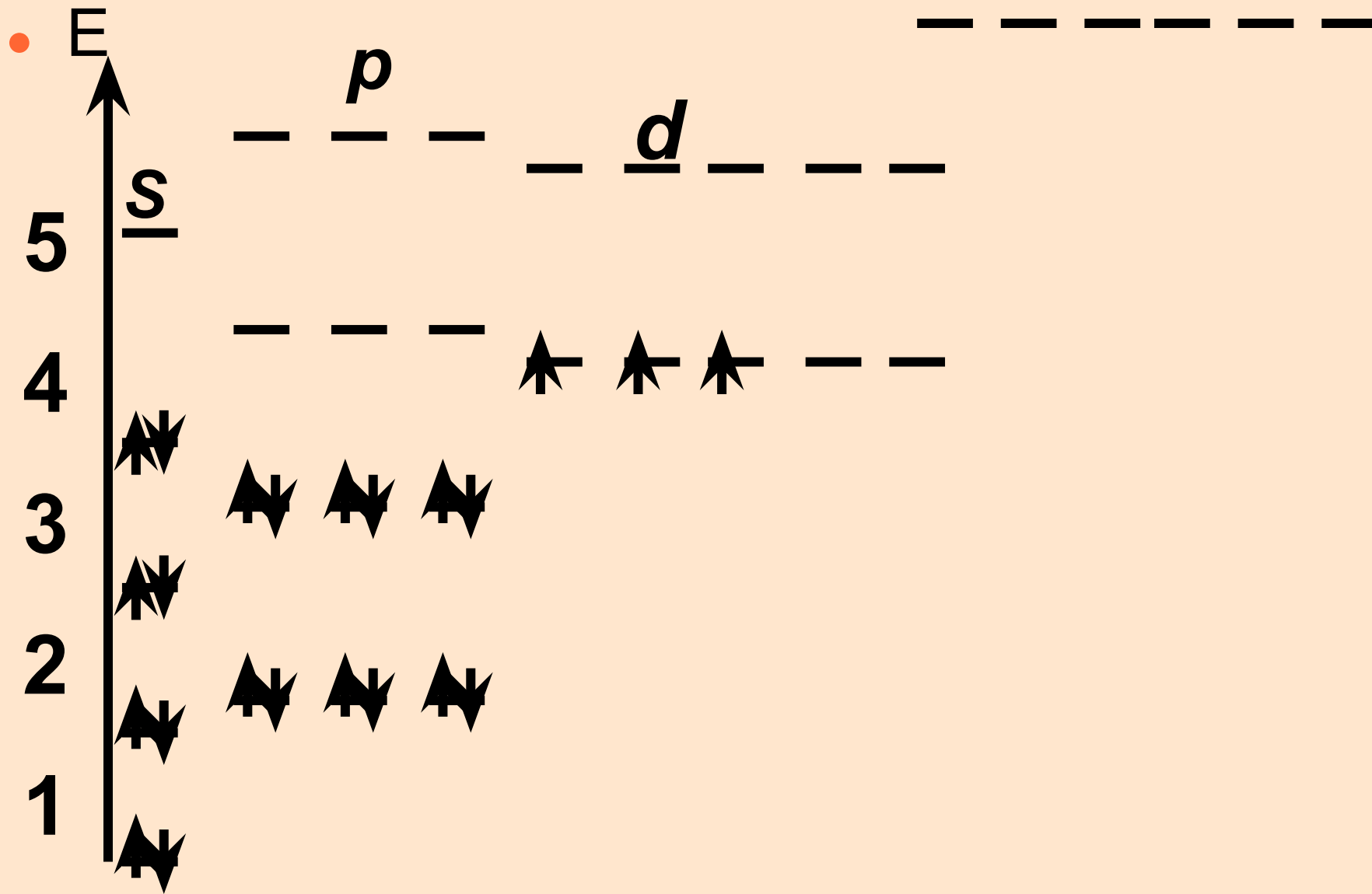
Краткая формула Se -  $4s^2 4p^4$

Электроно-графическая формула





# Энергетическая диаграмма ванадия



- **Максимальная емкость подуровня:**

$$2(2l+1)e$$

- **Максимальная емкость уровня:**

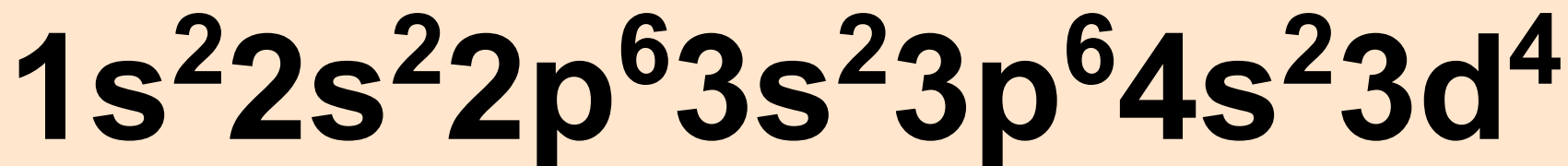
---

$$2n^2e$$

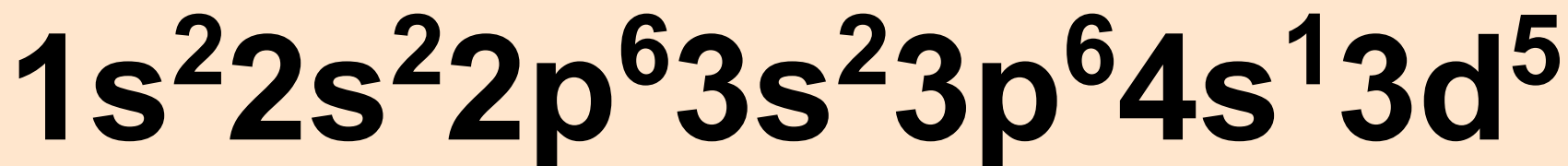
# Проскок электрона

Пример:  $Z = 24$ ; Cr

Ожидаемая:



Действительная:



# Электронные конфигурации с повышенной устойчивостью

●  $p^6$      $d^{10}$      $f^{14}$

●  $p^3$      $d^5$      $f^7$



# Периодическая система элементов

Д.И. Менделеева (1869г.)

- **Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомных весов**

# Неясные моменты

- В чем причина периодичности?
- Почему элементы одной группы имеют одинаковую валентность и образуют одинаковые соединения?
- Почему число элементов в периодах не одинаковое?
- Почему в ПС расположение элементов не всегда соответствует возрастанию атомной массы (Ar – K, Co – Ni, Te – I)?

# Периодический закон

- **Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов**

# Причина периодичности

- **Определенная последовательность формирования электронных оболочек (принципы и правила Паули, Хунда, Клечковского)**
- **Периодическое повторение сходных электронных слоёв и их усложнение при увеличении гл. кв. числа:  
периоды начинаются s-элементами,  
а заканчиваются p-элементами**



# Короткие периоды

- 1 период ( $n=1$ ):  $(2n^2)$   
2 элемента ( $1s^2$ )
- 2 период ( $n=2$ ):  $(2n^2)$   
8 элементов ( $2s^2 2p^6$ )
- 3 период ( $n=3$ ):  $(2n^2 - 2^*5)$   
8 элементов ( $3s^2 3p^6$ )

# Длинные периоды

- 4 период ( $n=4$ ):  $(2n^2 - 2 \cdot 7)$   
18 элементов ( $4s^2 3d^{10} 4p^6$ )
- 5 период ( $n=5$ ):  $(2n^2 - 2(7 + 9))$   
18 элементов ( $5s^2 4d^{10} 5p^6$ )
- 6 период ( $n=6$ ):  $(2n^2 - 2(9 + 11))$   
32 элемента ( $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ )
- 7 период ( $n=7$ ):  $(2n^2 - 2(9 + 11 + 13))$   
32 элемента ( $7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$ ),  
незавершенный

- **Период** - горизонтальная последовательность эл-тов, атомы которых имеют равное число энергетических уровней, частично или полностью заполненных электронами

- **Группа** - вертикальная последовательность элементов с однотипной электронной конфигурацией атомов, равным числом внешних эл-нов, одинаковой тах валентностью и похожими химическими свойствами

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы								Э Л Е М Е Н Т О В				
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	<b>H</b> 1 1,008												2 <b>He</b> 4,003
2	<b>Li</b> 3 6,94	<b>Be</b> 4 9,01	5 10,81	<b>B</b> 6 12,01	<b>C</b> 7 14,01	<b>N</b> 8 16,0	<b>O</b> 9 19,0	<b>F</b> 10 20,18					18 <b>Ar</b> 39,95
3	<b>Na</b> 11 22,99	<b>Mg</b> 12 24,3	13 26,98	<b>Al</b> 14 28,09	<b>Si</b> 15 30,97	<b>P</b> 16 32,06	<b>S</b> 17 35,45	<b>Cl</b> 18 39,95					
4	<b>K</b> 19 39,10	<b>Ca</b> 20 40,1	<b>Sc</b> 21 44,96	<b>Ti</b> 22 47,9	<b>V</b> 23 50,9	<b>Cr</b> 24 52,0	<b>Mn</b> 25 54,94	<b>Fe</b> 26 55,85	<b>Co</b> 27 58,93	<b>Ni</b> 28 58,71			
	29 <b>Cu</b> 63,55	30 <b>Zn</b> 65,4	31 <b>Ga</b> 69,7	32 <b>Ge</b> 72,59	33 <b>As</b> 74,92	34 <b>Se</b> 78,96	35 <b>Br</b> 79,9						36 <b>Kr</b> 83,80
5	<b>Rb</b> 37 85,47	<b>Sr</b> 38 87,6	<b>Y</b> 39 88,9	<b>Zr</b> 40 91,2	<b>Nb</b> 41 92,9	<b>Mo</b> 42 95,94	<b>Tc</b> 43 (99)	<b>Ru</b> 44 101,1	<b>Rh</b> 45 102,9	<b>Pd</b> 46 106,4			
	47 <b>Ag</b> 107,9	48 <b>Cd</b> 112,4	49 <b>In</b> 114,8	50 <b>Sn</b> 118,7	51 <b>Sb</b> 121,75	52 <b>Te</b> 127,6	53 <b>I</b> 126,9						54 <b>Xe</b> 131,3
6	<b>Cs</b> 55 132,9	<b>Ba</b> 56 137,3	* <b>La</b> 57 138,9	<b>Hf</b> 72 178,5	<b>Ta</b> 73 180,9	<b>W</b> 74 183,8	<b>Re</b> 75 186,2	<b>Os</b> 76 190,2	<b>Ir</b> 77 192,2	<b>Pt</b> 78 195,1			
	79 <b>Au</b> 196,9	80 <b>Hg</b> 200,6	81 <b>Tl</b> 204,4	82 <b>Pb</b> 207,2	83 <b>Bi</b> 208,9	84 <b>Po</b> (210)	85 <b>At</b> (210)						86 <b>Rn</b> (222)
7	<b>Fr</b> 87 (223)	<b>Ra</b> 88 (226)	** <b>Ac</b> 89 (227)	<b>Rf</b> 104 (261)	<b>Db</b> 105 (262)	<b>Sg</b> 106 (263)	<b>Bh</b> 107 (264)	<b>Hs</b> 108 (265)	<b>Mt</b> 109 (266)				

\* ЛАНТАНОИДЫ

\*\* АКТИНОИДЫ

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>	<b>Lu</b>
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np</b>	<b>Pu</b>	<b>Am</b>	<b>Cm</b>	<b>Bk</b>	<b>Cf</b>	<b>Es</b>	<b>Fm</b>	<b>Md</b>	<b>No</b>	<b>Lr</b>

# Периодичность свойств элементов

- атомные и ионные радиусы
- энергия ионизации
- сродство к электрону
- электроотрицательность
- валентность элементов

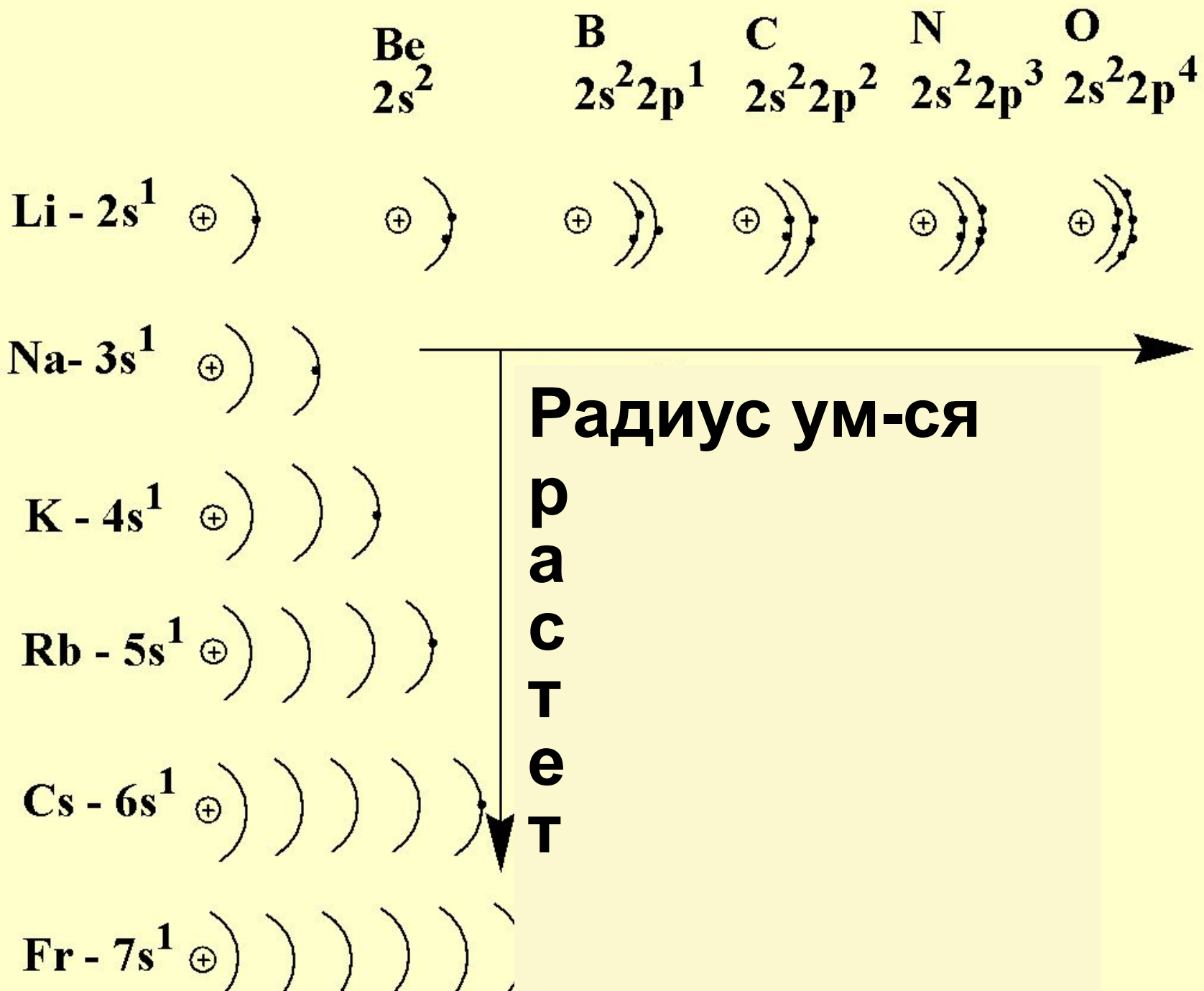
# Периодичность свойств простых веществ и соединений

- температура плавления и кипения
- длина химической связи
- энергия химической связи
- электродные потенциалы
- стандартные энтальпии образования веществ
- энтропии веществ и т.д.

# Атомные и ионные радиусы химических элементов

- **Орбитальный радиус атома (иона) – это расстояние от ядра до максимума электронной плотности наиболее удаленной орбитали этого атома**





# Радиусы катионов и анионов

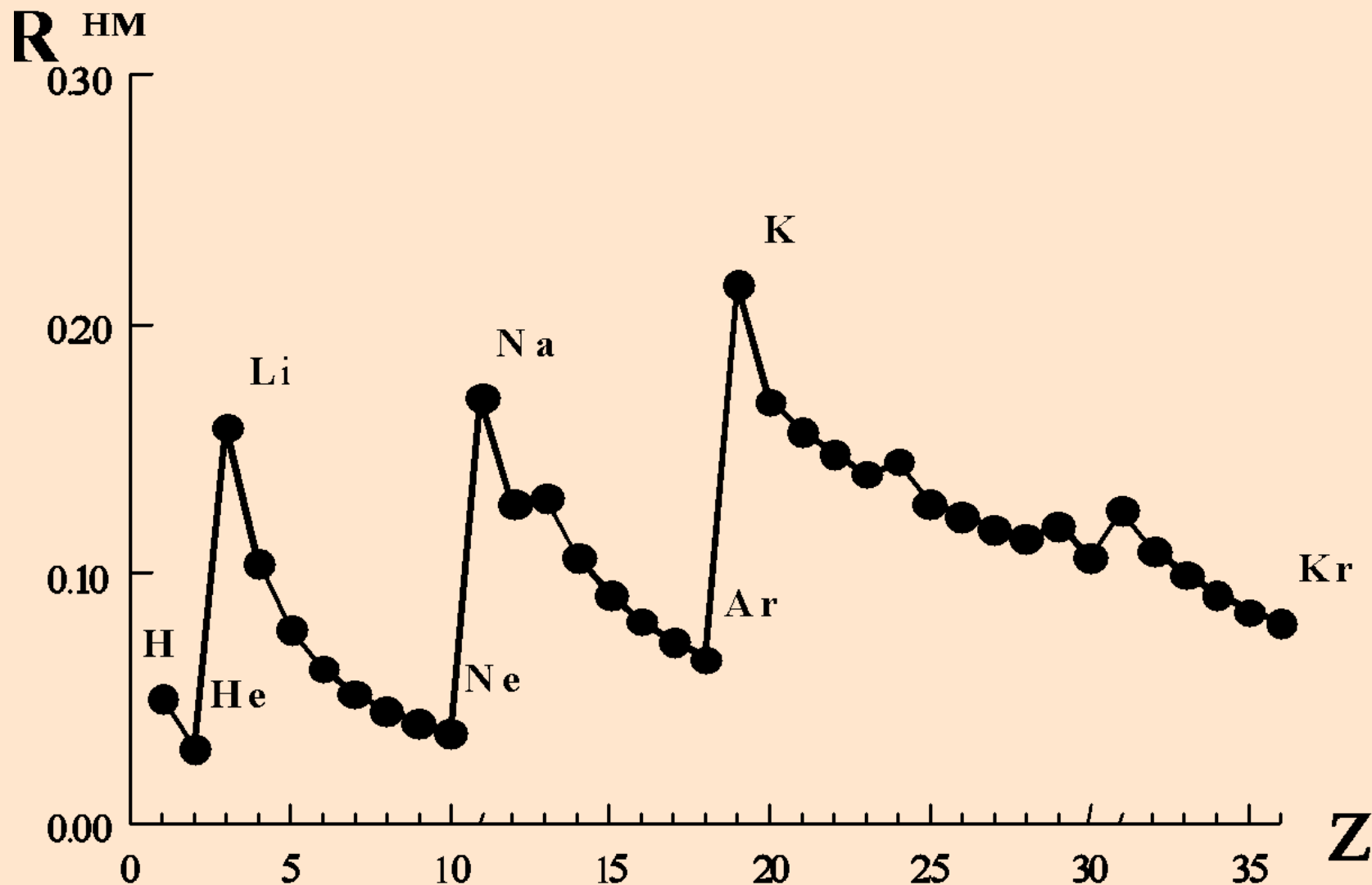
- Превращение атома в катион - резкое уменьшение орбитального радиуса
- Превращение атома в анион почти не изменяет орбитального радиуса

$$R_{\text{кат}} < R_{\text{ат}} < R_{\text{ан}}$$

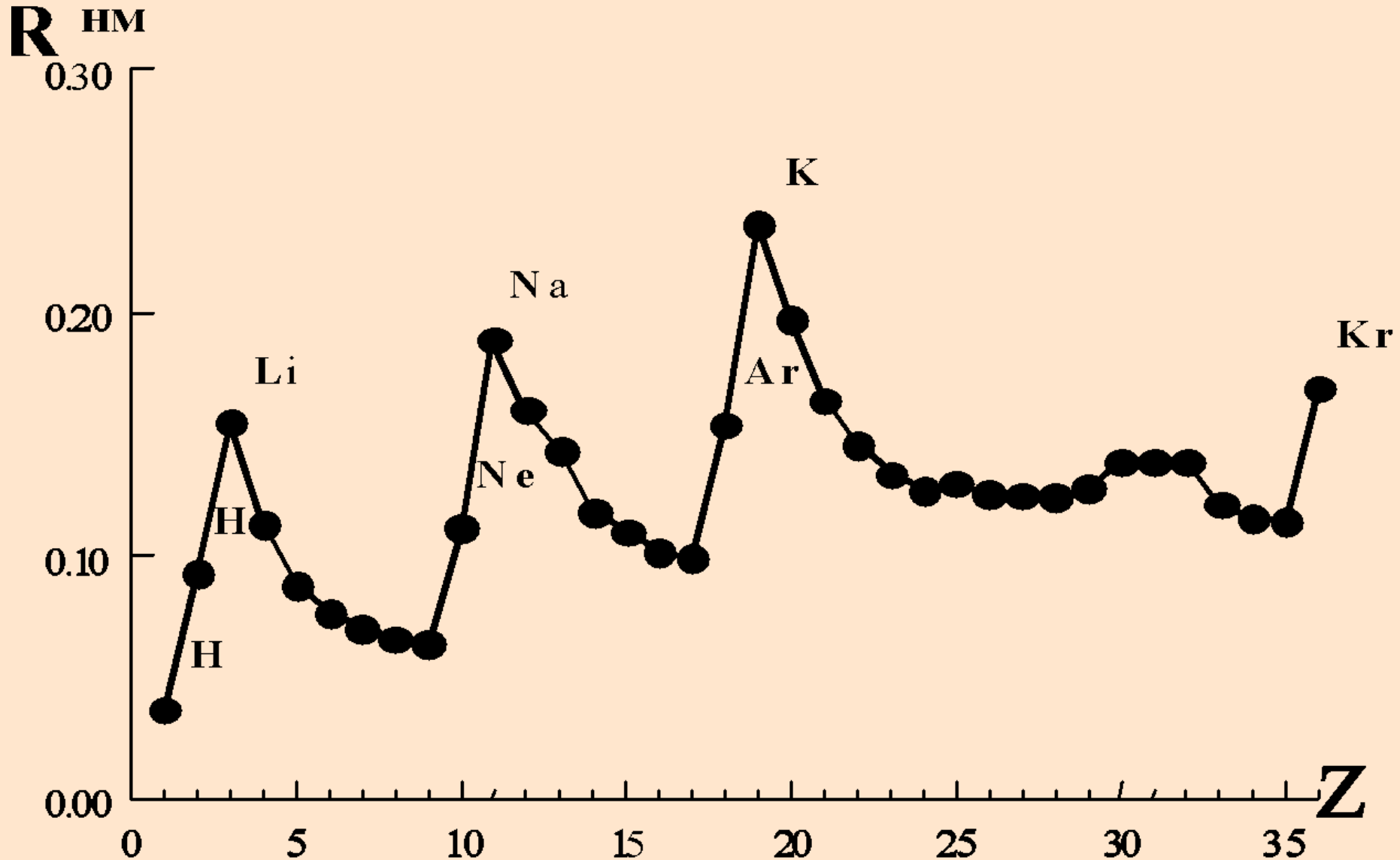


$$0,099 \quad 0,181 \text{ нм}$$

# Зависимость орбитального радиуса атомов от атомного номера элементов



# Зависимость эффективного радиуса атомов от атомного номера элементов



- **Эффективные радиусы атомов и ионов определяют по межъядерным расстояниям в молекулах и кристаллах, предполагая, что атомы – несжимаемые шары**

- **Ковалентные радиусы** - это эффективные радиусы, определяемые по межъядерным расстояниям в ковалентных молекулах
- **Металлические радиусы** - это эффективные радиусы в металлах
- **Ионные радиусы** – это эффективные радиусы в ионах

# Энергия и потенциал ионизации атомов

- Энергия ионизации – это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома и превращение атома в положительно заряженный ион



- Ионизационный потенциал – это разность потенциалов, при которой происходит ионизация

$$J \text{ [эВ/атом]; } E_{\text{ион}} = 96,5 \cdot J$$

# 1-й, 2-й, ....і потенциал ионизации

- Энергия отрыва каждого последующего электрона больше, чем предыдущего

$$J_1 < J_2 < J_3 < J_4 \dots\dots$$

- Резкое увеличение  $J$  происходит тогда, когда заканчивается отрыв внешних электронов и следующий электрон находится на предвнешнем энергетическом уровне



# Периодичность изменения J

Элемент	$J_1$	$J_2$	$J_3$	$J_4$
Li	5,39	75,6	122,4	—
Be	9,32	18,2	158,3	217,7
B	8,30	25,1	37,9	259,3
C	11,26	24,4	47,9	64,5
N	14,53	29,6	47,5	77,4

$J, \text{ В/ атом}$

30.00

He

Ne

Ar

Kr

20.00

H

Li

Na

K

10.00

0.00

0

5

10

15

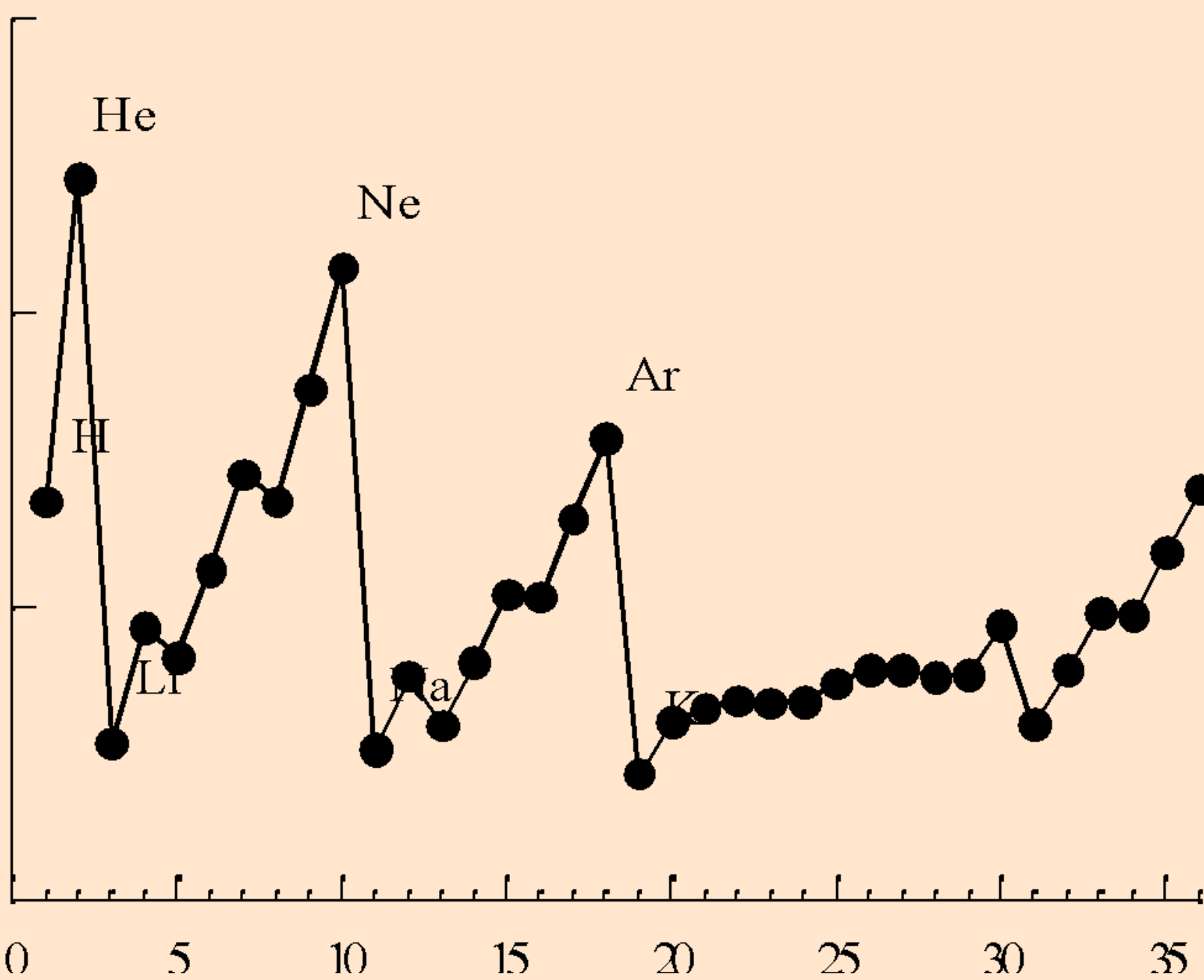
20

25

30

35

Z



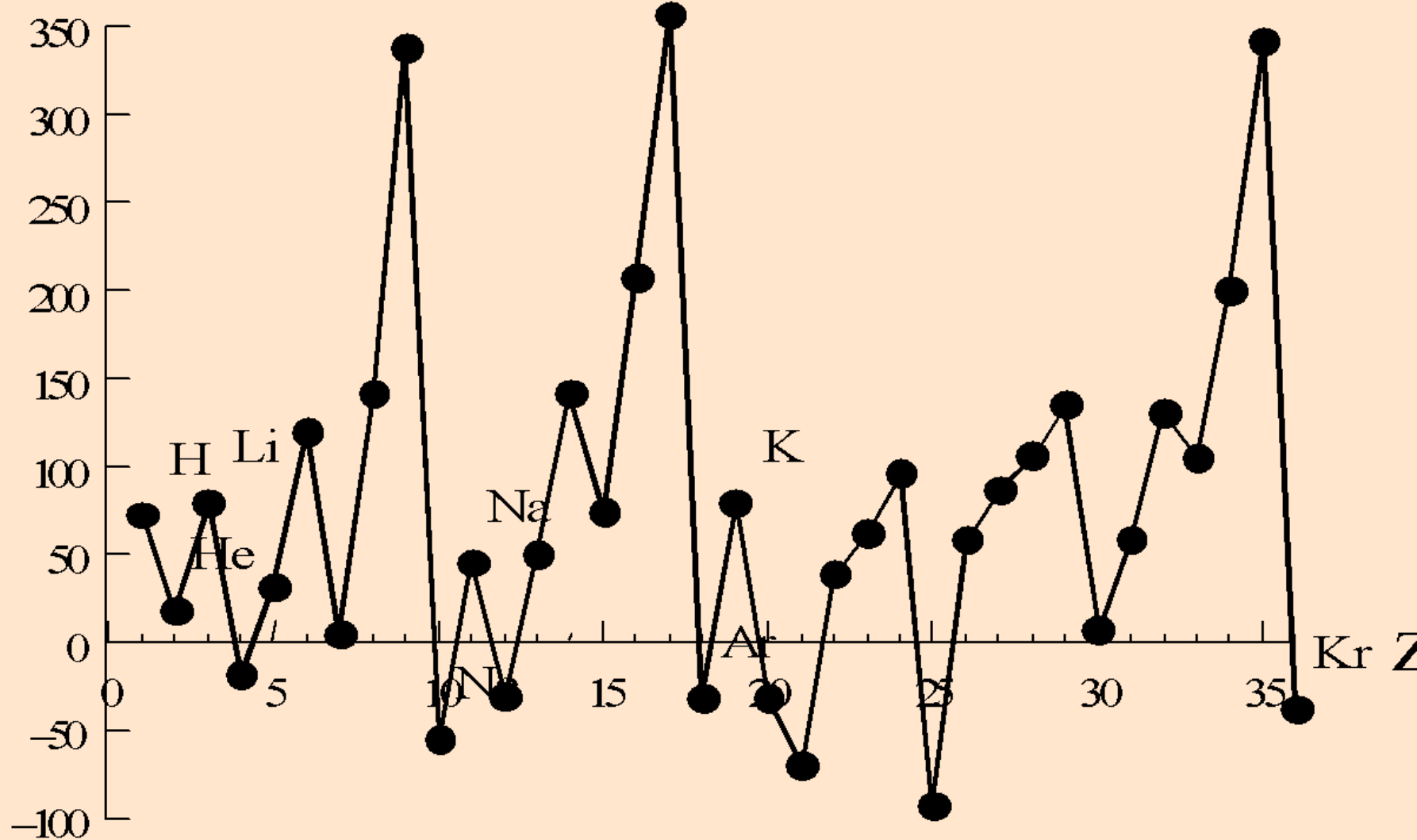
# Сродство к электрону

- это энергия, выделяющаяся или поглощающаяся при захвате электрона атомом или энергия, необходимая для присоединения электрона к атому:



# Периодичность изменения $F$ для элементов первых 3-х периодов

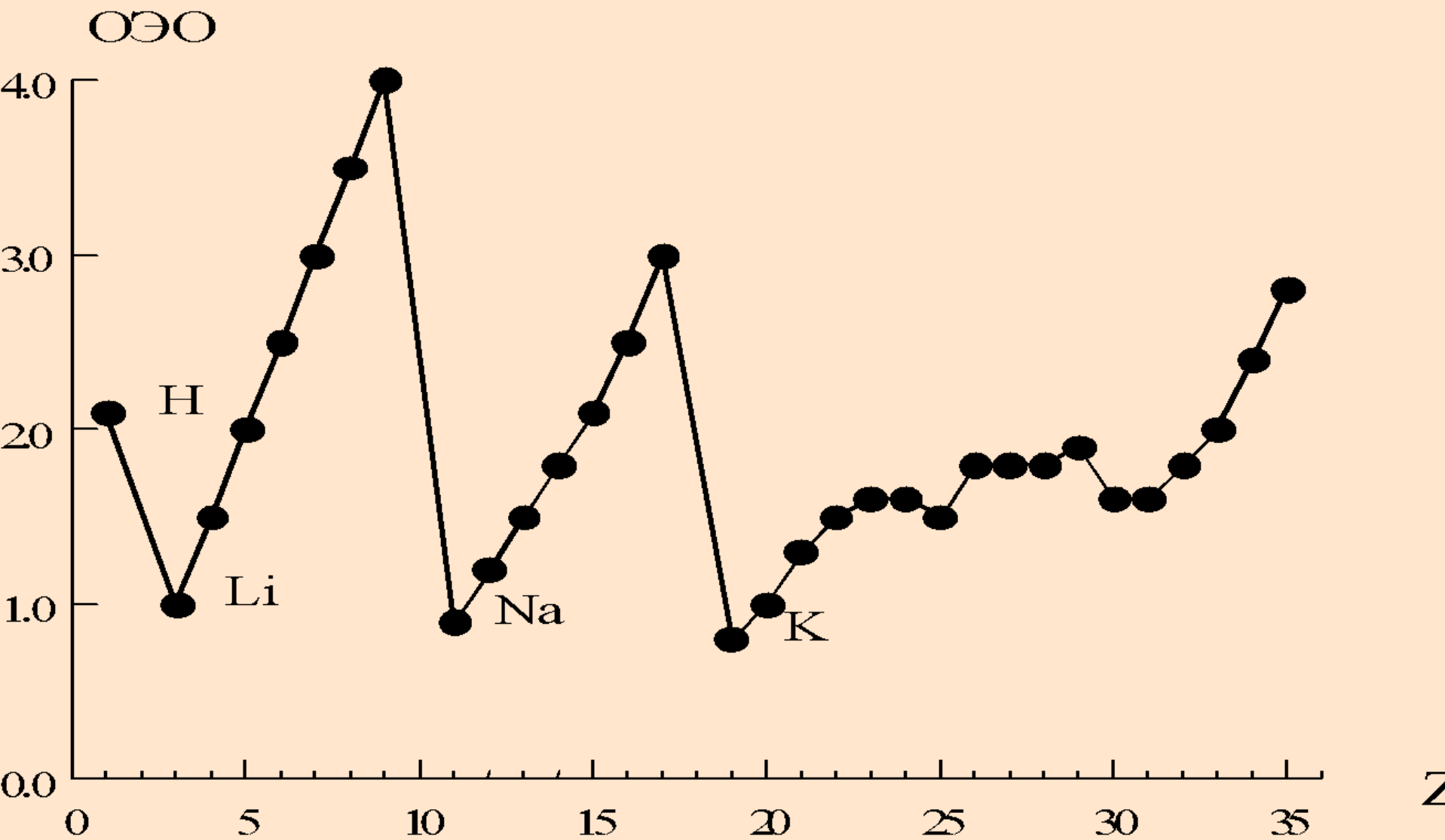
$F$ , (кДж/моль)



# Электроотрицательность

- - свойство атома притягивать электроны от других атомов, с которыми он образует химическую связь в соединениях
- Электроотрицательность определяли Полинг, Малликен и др. ученые
- Электроотрицательность выражается в относительных условных единицах

# Электроотрицательность элементов первых 3-х периодов

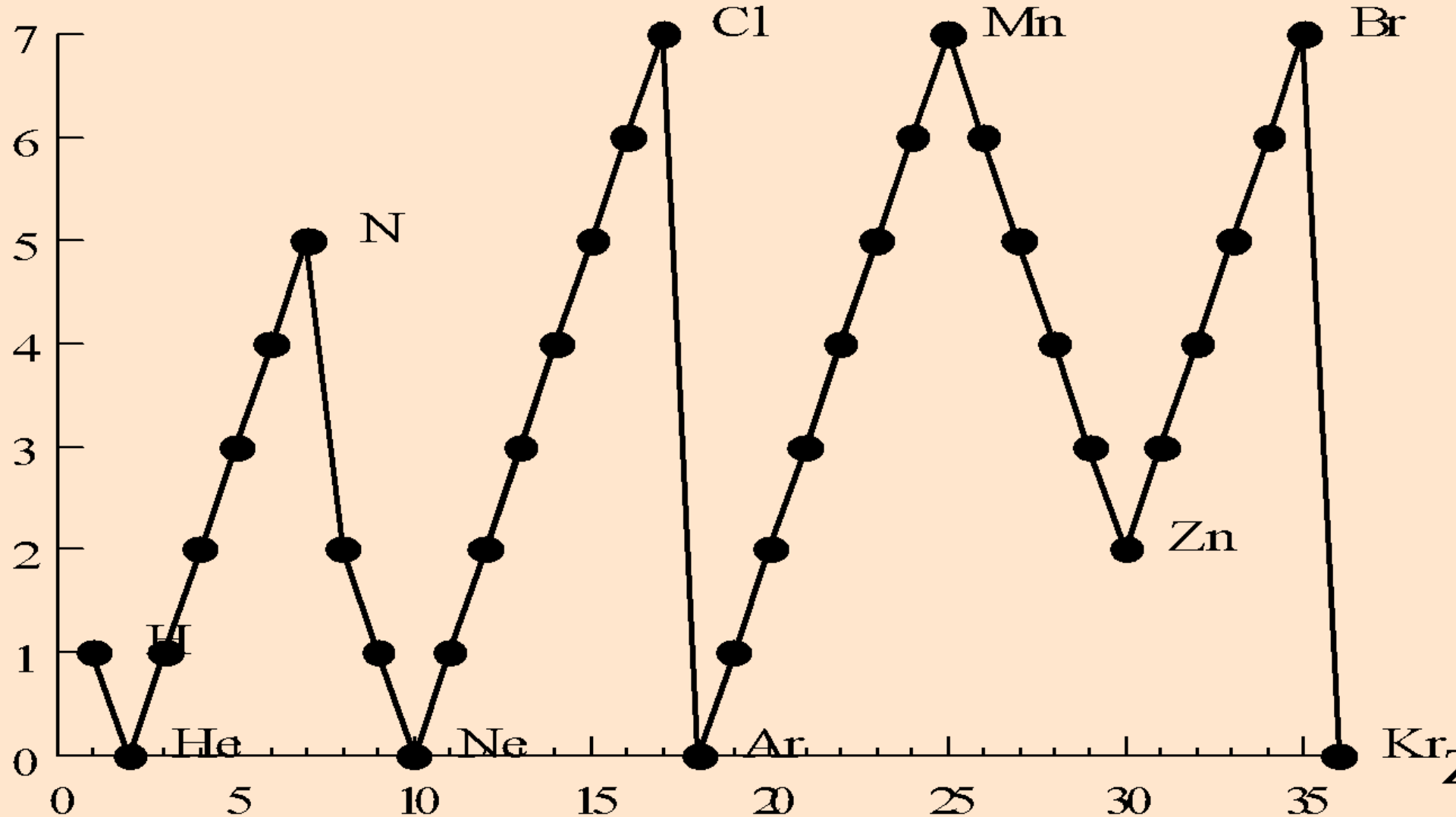


# Валентность

- **Валентность определяется электронами внешнего уровня, поэтому высшая валентность элементов главных подгрупп равна номеру группы**

# Зависимость валентности от атомного номера элемента

Валентность





# Периодические свойства соединений

- **основно-кислотные свойства оксидов и гидроксидов:**
- **в периодах** ум-ся основные свойства, но ув-ся кислотные свойства этих соединений
- **в группах** основные свойства ув-ся, а кислотные ум-ся

# Периодичность кисотно-основных свойств

Группа	<b>s-эл-ты</b>	<b>H</b>	<b>p-эл-ты</b>
Основные	Основ.	<b>d-эл-ты</b>	Кислотные
для	оксиды	кисл.-осн. св-ва	оксиды
свойства	зависят от с.о.		неметалл
ув-ся			

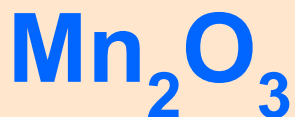
***f*-эл-ты - преимущественно основные**

# Кислотно-основные свойства

- с. о. ↑ кислотные свойства ↑



осн.



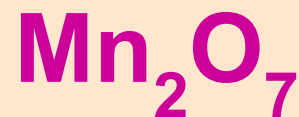
слабо осн.



амфот.

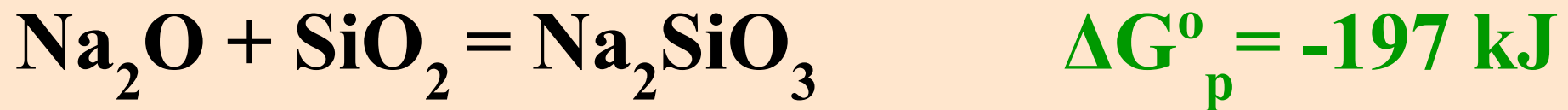


кисл.



кисл.

- По периоду:
- (-) значения  $\Delta G_p^\circ$  ↑
- КИСЛОТНЫЕ СВ-ВА ОКСИДОВ ↑



- **Окислительная способность простых веществ и однотипных соединений:**
- **в периодах увеличивается**
- **в группах уменьшается**

# термическая устойчивость однотипных солей

- в периодах уменьшается и возрастает их склонность к гидролизу
- в группах увеличивается

# Периодичность окислительно-восстановительных свойств простых веществ

Н

**s-элементы**

**p-элементы**

**Металлы, d-элементы** Эл.отрицательность

**сильные** **Металлы,** **и окисл. спос-ть**

**вос-ли** **слаб. вос-ли** **увеличивается**

**(пр., Na** **(пр., Fe вос-ся**

**Ca вос-ся хол. водян.паром)** **Галогены -**

**H<sub>2</sub>O до H<sub>2</sub>** **окислители**



- **Периодическими являются многие другие свойства соединений: энергия хим. связи, энтальпия, энергия Гиббса образования и др.**
- **Место химического элемента в ПС определяет его свойства и свойства его многих соединений**