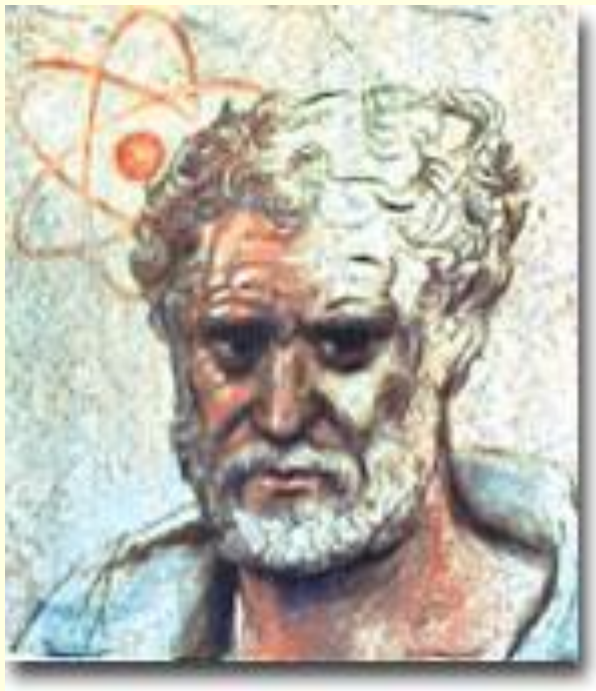


Строение атома

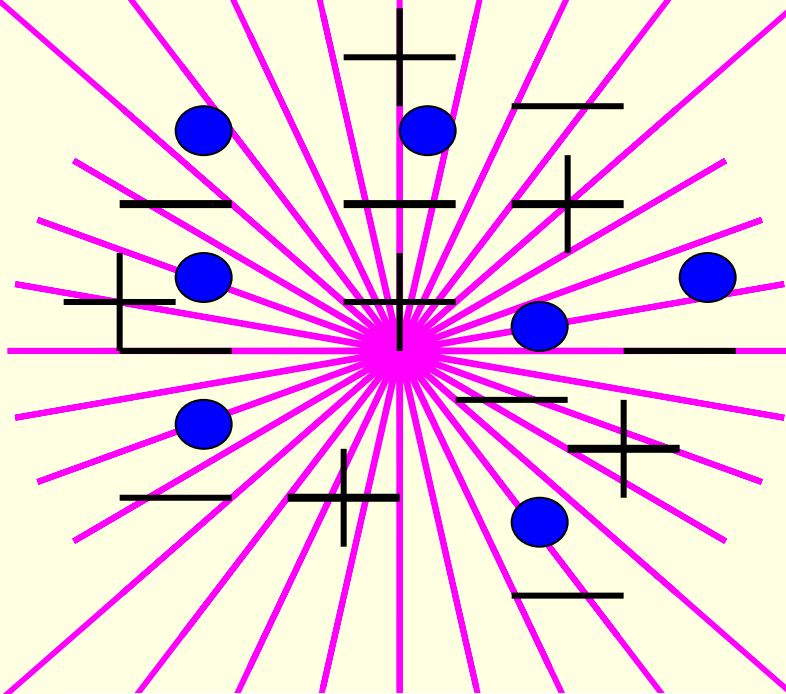
10 ен (спец) класс

Ученые древности о строении вещества



- 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.

Модель Томсона, 1903



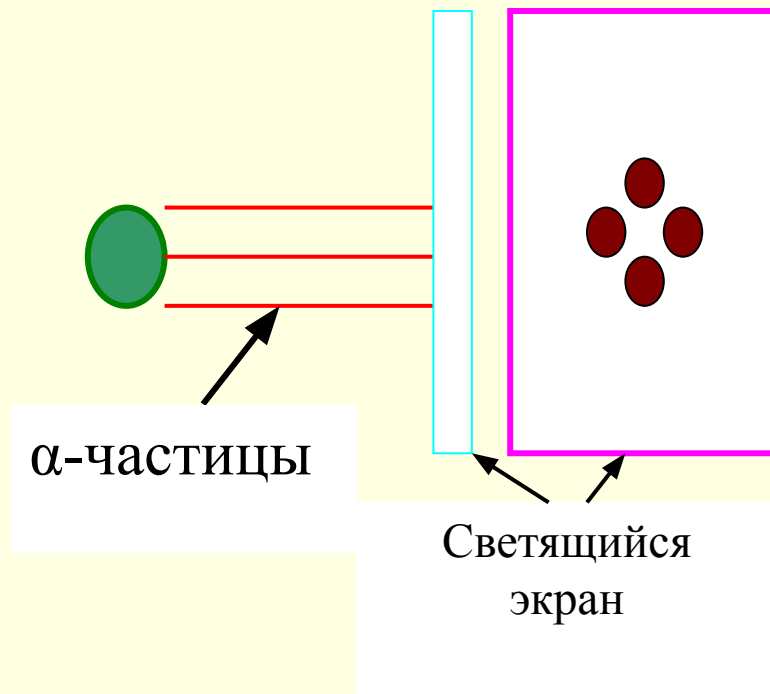
- Атом состоит из положительного заряда, равномерно распределенного по всему объему атома, и электронов, колеблющихся внутри этого заряда («пудинг с изюмом»)

Модель Томсона

Несоответствия модели Томсона

- Экспериментально обнаружено, что подавляющая часть атомного пространства не содержит тяжелых частиц, т.е. в нем содержатся только электроны.
- Тяжелые частицы содержатся только в небольшой части атомного пространства (ядре)

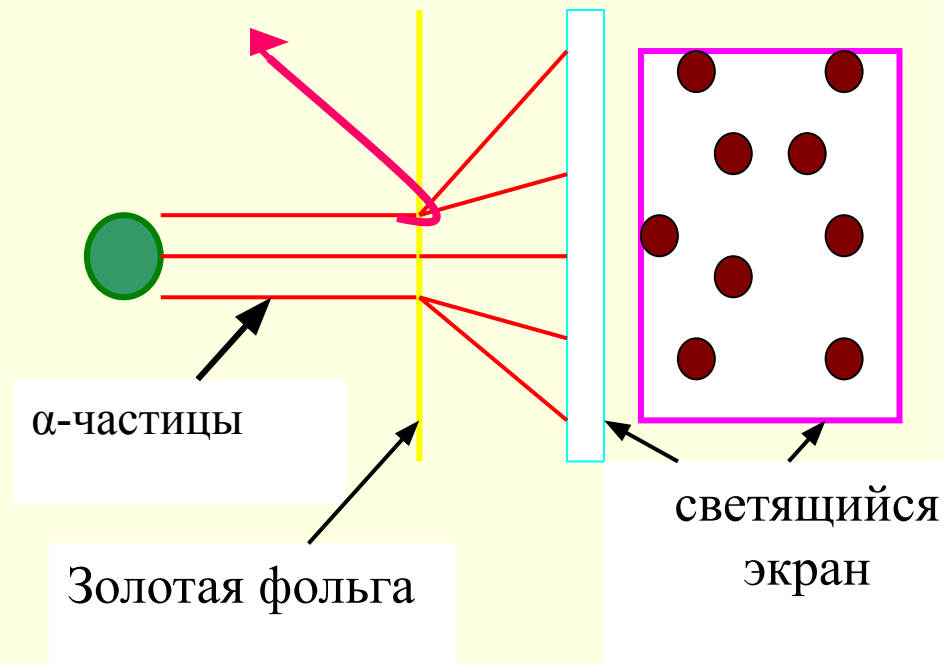
Опыт Резерфорда



Английский физик **Резерфорд** впервые поставил опыт, позволивший установить строение атома.

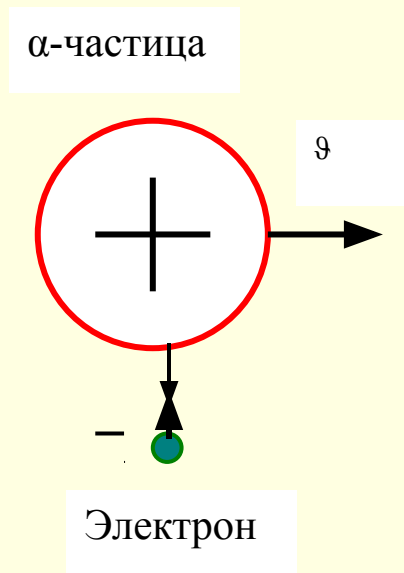
Он направил узкий пучок α -частиц на светящийся экран и видел, что светящиеся точки располагались кучно.

Опыт Резерфорда



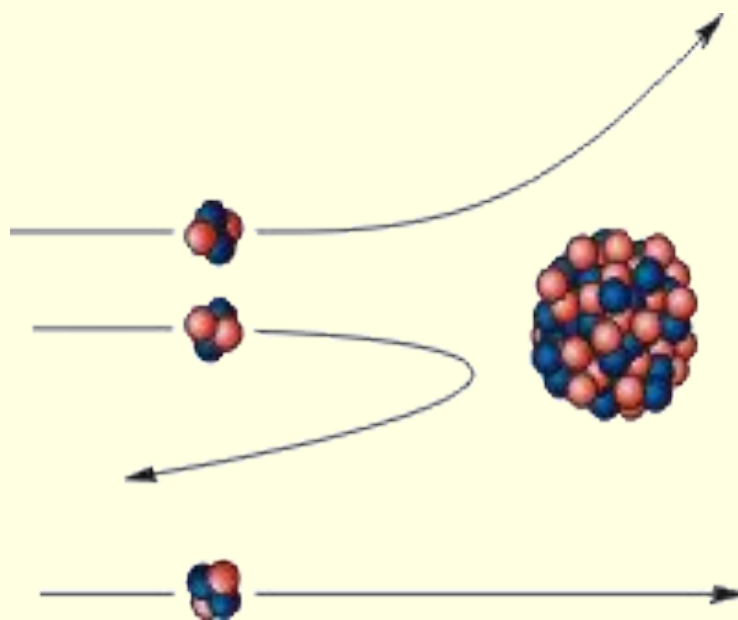
Но когда на пути α -частиц он поставил золотую фольгу, то светящиеся точки рассеивались по всему экрану. Это означало, что α -частицы рассеивались атомами золота, а некоторые из них (одна из 200) отбрасывались назад.

Причины рассеивания α -частиц



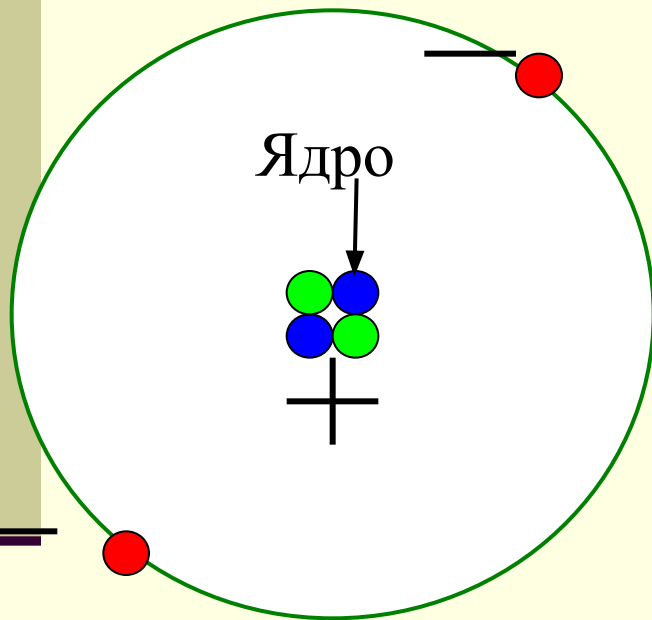
Электрон, входящий в состав атома не мог рассеивать α -частиц так как масса α -частицы примерно в 8000 раз больше массы электрона. Значит α -частицы рассеивались положительным зарядом атома в котором сосредоточена вся масса.

Механизм рассеивания.



α -частица имеет положительный заряд, поэтому отталкивается от положительного заряда, расположенного где-то внутри атома. При этом чем ближе будет проходить траектория α -частицы к положительному заряду атома — тем больше сила действующая на нее, тем сильнее изменится ее траектория.

Планетарная модель, Резерфорд, 1911



- В центре атома – положительно заряженное ядро, занимающее малую часть атомного пространства
- Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в ядре (масса электрона = $1/1823$ а.е.м.)
- Вокруг ядра вращаются электроны (как планеты вокруг Солнца). Их число равно положительному заряду ядра

Недостатки планетарной модели

- Электрон, двигаясь вокруг ядра с ускорением (действие центробежной силы), должен был бы непрерывно излучать энергию и, двигаясь по спирали, упасть на ядро. Но доказательств того, что атомы исчезают нет, значит, теория Резерфорда ошибочна.

Теория Н.Бора, 1913

- Электрон может вращаться вокруг ядра по строго определенным (стационарным) круговым орбитам
- $mvr = n\hbar$ (где m – масса электрона, v – скорость электрона, r – радиус электрона, n – номер орбиты, $\hbar$ – постоянная Планка)
- При движении по стационарным орбитам электрон не излучает и не поглощает энергию
- При переходе электрона с одной орбиты на другую электрон излучает или поглощает энергию $\Delta E = h\nu$ (квант), где ν – частота излучения

Плюсы теории Бора

- Объясняла физическую природу атомных спектров, как результата перехода атомных электронов с одних стационарных орбит на другие
- Позволила рассчитать спектры некоторых атомов (атома водорода), которые хорошо согласовывались с экспериментом

Недостатки модели Бора

- Для более тяжелых атомов теория не помогала в расчете спектров, которые бы согласовывались с экспериментом
- Не отвечала на вопрос «Где находятся электроны при переходе с одной орбиты на другую?»

Элементарные частицы

- Электрон – заряд = -1, $m = 0,00055$ а.е.м.
- Протон – заряд = 1, $m = 1,00728$
- Нейтрон – заряд = 0, $m = 1,00866$
- $1 \text{ а.е.м.} = 1/12 \text{ С} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66055 \cdot 10^{-24} \text{ г}$

Современная теория строения атома

- Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу: имеет массу и заряд как частица и проявляет волновые свойства (дифракция)
- $\lambda = h/mv$, где λ – длина волны электрона, m – масса электрона

Современная теория строения атома

- Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость (принцип неопределенности)
- Чем точнее измеряешь скорость, тем больше неопределенность в координате и наоборот

Современная теория строения атома

- Электрон в атоме не двигается по определенным траекториям, а может находиться в любой части около ядерного пространства
- Орбиталь – пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика (90%)

Современная теория строения атома

- Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (нуклонов)
- Число протонов = порядковому номеру элемента
- Сумма чисел протонов и нейтронов – массовое число

Современная теория строения атома

- Нуклиды – различные виды атомов
- Характеристики нуклидов: A – массовое число, Z – заряд ядра (= числу протонов), N – число нейтронов
- $Z = A - N$, $N = A - Z$, $A = Z + N$
- Изотопы – нуклиды с одинаковым зарядом, но различными A и N

Современная теория строения атома

- Квантовая механика – уравнение Шредингера (ψ – волновая функция, описывающая состояние электрона в атоме)
- Следствие – совокупность сложных движений электрона в атоме описывается квантовыми числами

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 атоме)

- **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); $m_l = 0, +1, -1$**
- **$l = 2$ (d); $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$**
- **$l = 3$ (f); $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$**

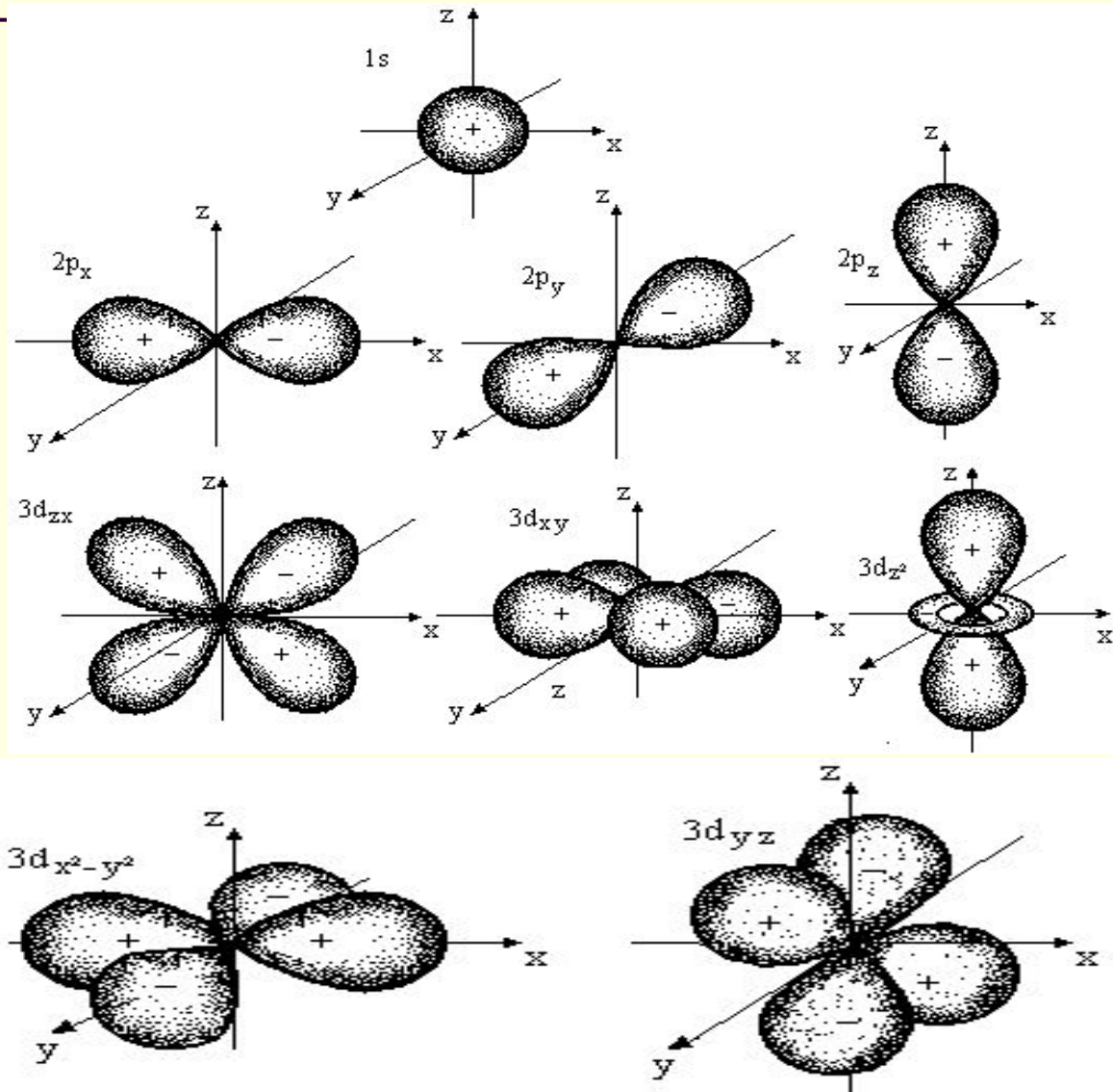
Типы и формы атомных орбиталей

S

P_x, P_y, P_z

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

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



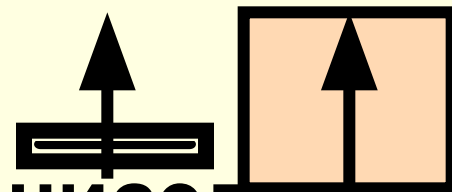
- Спиновое квантовое число (m_s) характеризует собственный магнитный момент электрона, который или совпадает с ориентацией орбитального момента, или направлен в противоположную сторону.
- m_s имеет значения: $+1/2$ или $-1/2$

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 (зависит от суммы главного и побочного квантовых чисел)
- **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.

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.

Последовательность заполнения АО по правилам Клечковского

1s | 2s2p | 3s3p | 4s3d4p | 5s4d5p |
⇒ 6s4f5d6p | 7s5f6d7p

Способы изображения электронных структур

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

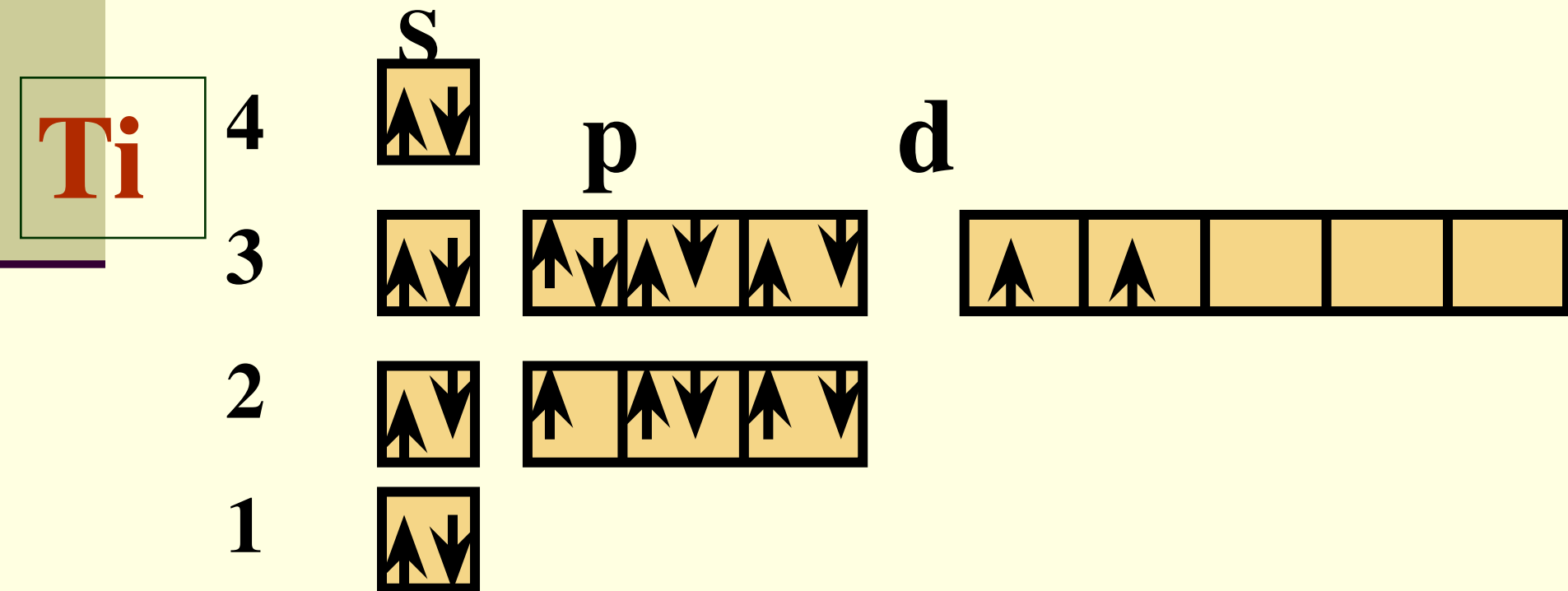
Примеры электронных структур

Полная электронная формула

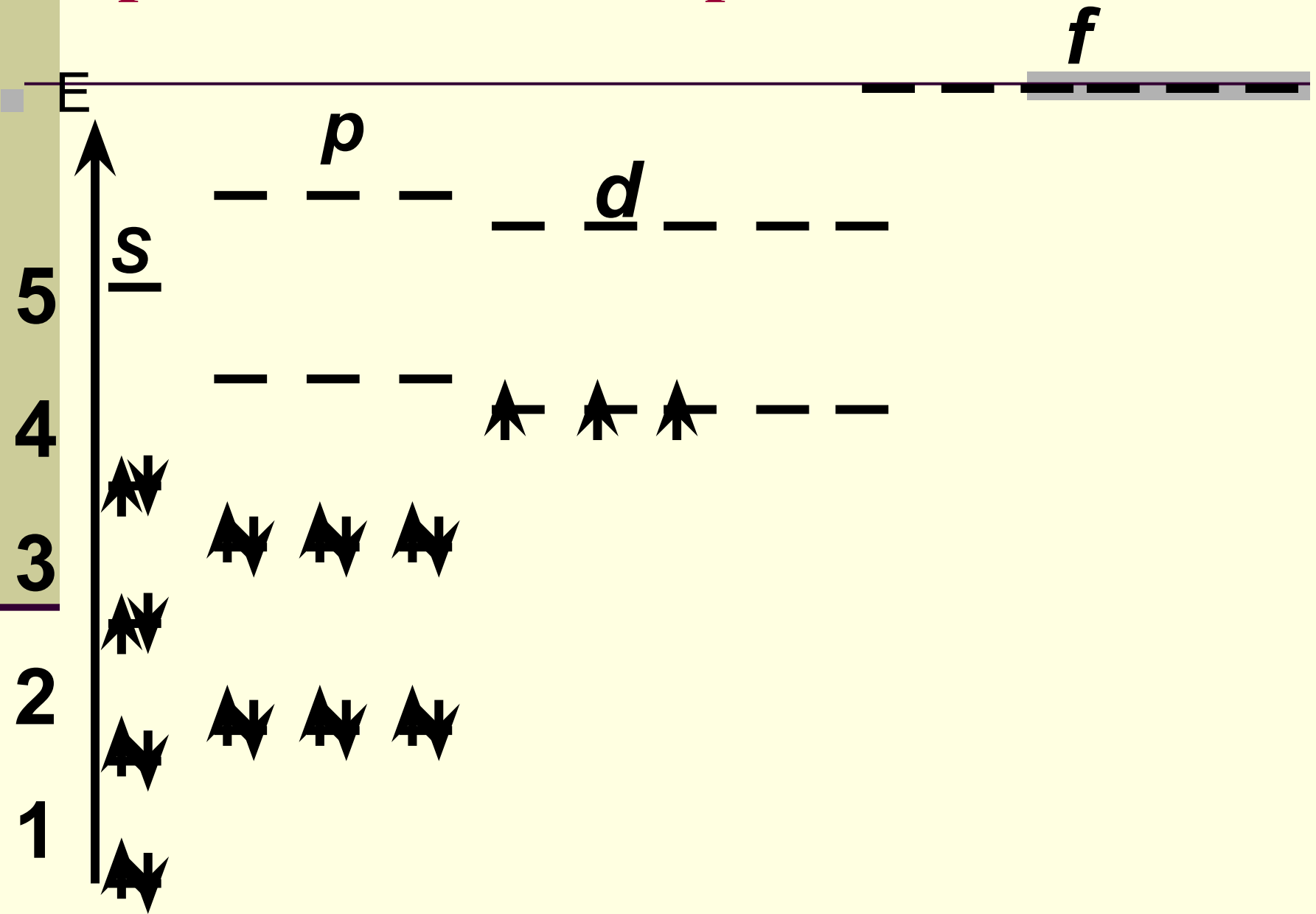


Краткая формула Se - $\underline{4s^2} \underline{4p^4}$

Электроно-графическая формула



Энергетическая диаграмма ванадия



■ **Максимальная емкость
подуровня:—**

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

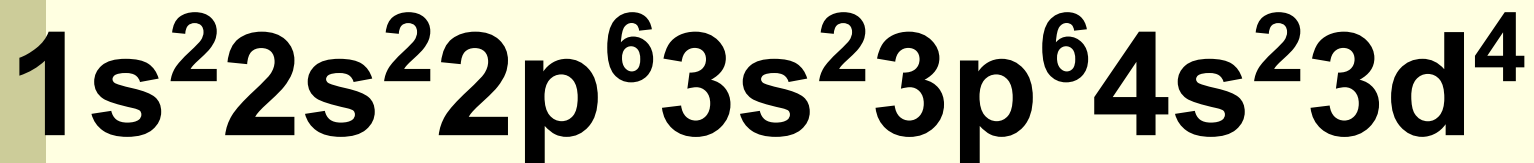
■ **Максимальная емкость уровня:**

$$2n^2e$$

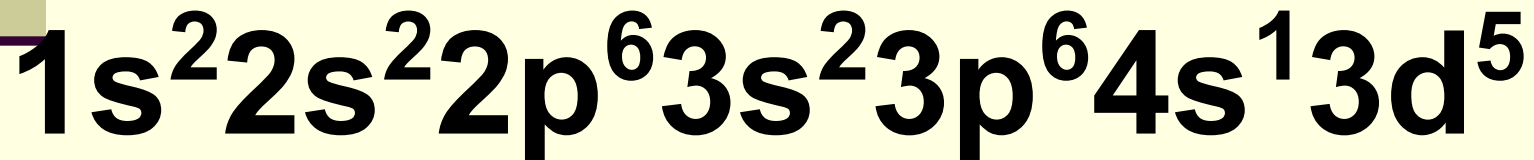
«Провал электрона»

Пример: $z = 24$; Cr

Ожидаемая:



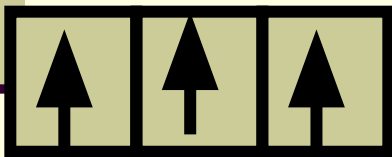
Действительная:



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

* ЛАНТАНОИДЫ

** АКТИНОИДЫ

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

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

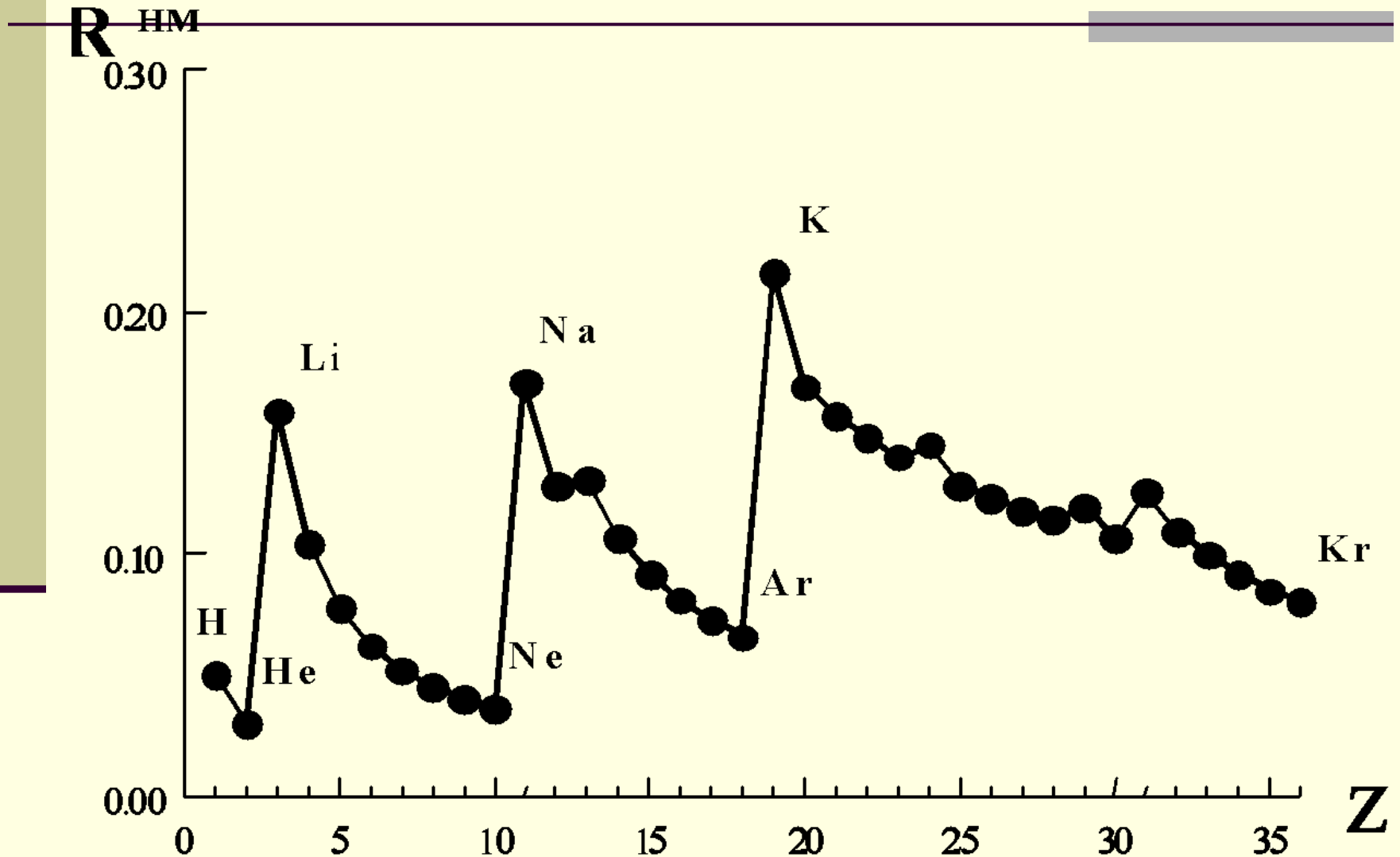
- Превращение атома в катион - резкое уменьшение орбитального радиуса
- Превращение атома в анион почти не изменяет орбитального радиуса

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

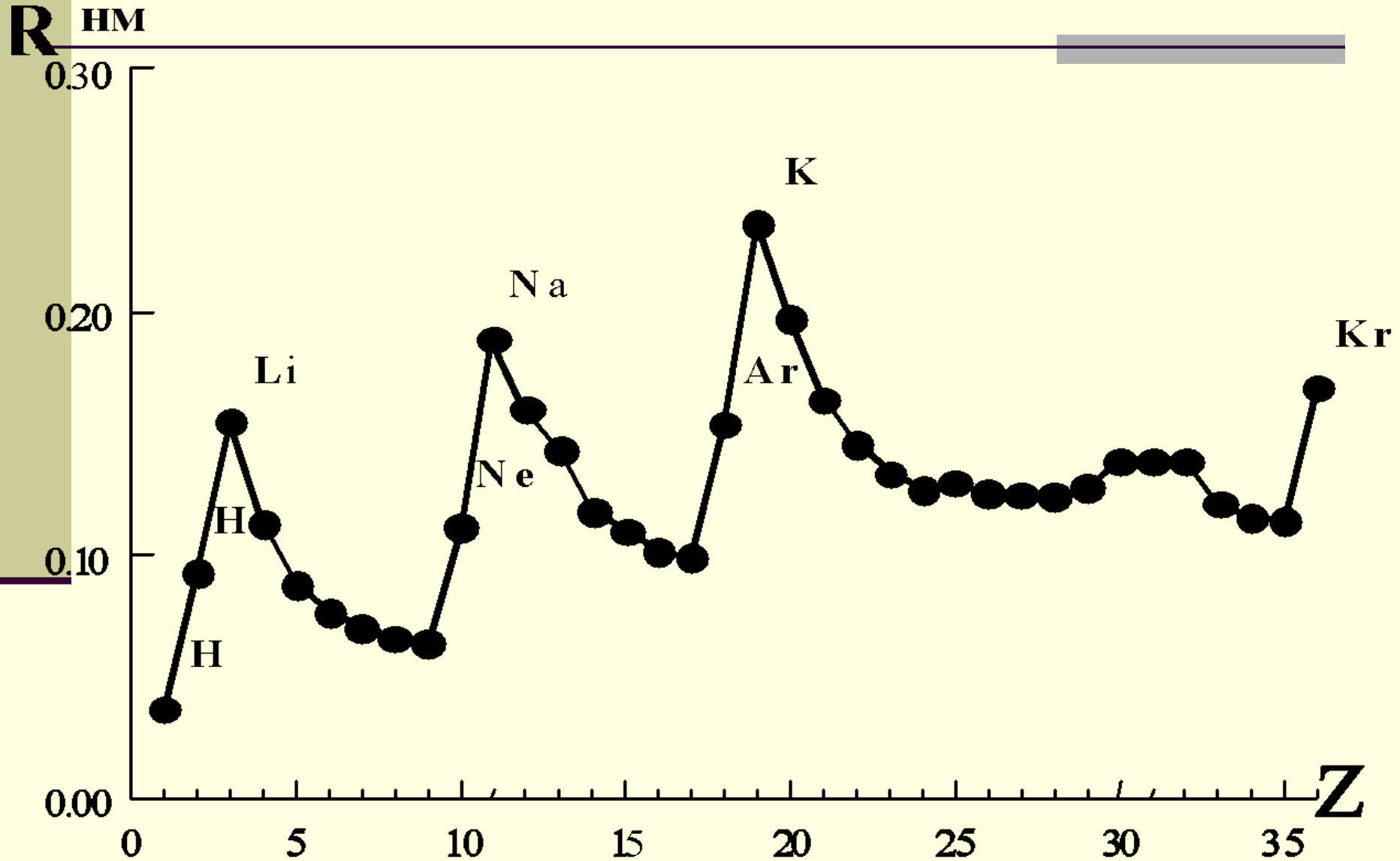


$$0,099 \quad 0,181 \text{ нм}$$

Зависимость орбитального радиуса атомов от атомного номера элементов



Зависимость эффективного радиуса атомов от атомного номера элементов



- **Эффективные радиусы**
- **атомов и ионов определяют**
- **по межъядерным расст-ям**
- **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

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

1-й, 2-й,i потенциал ионизации

■ Энергия отрыва каждого последующего электрона больше, чем предыдущего

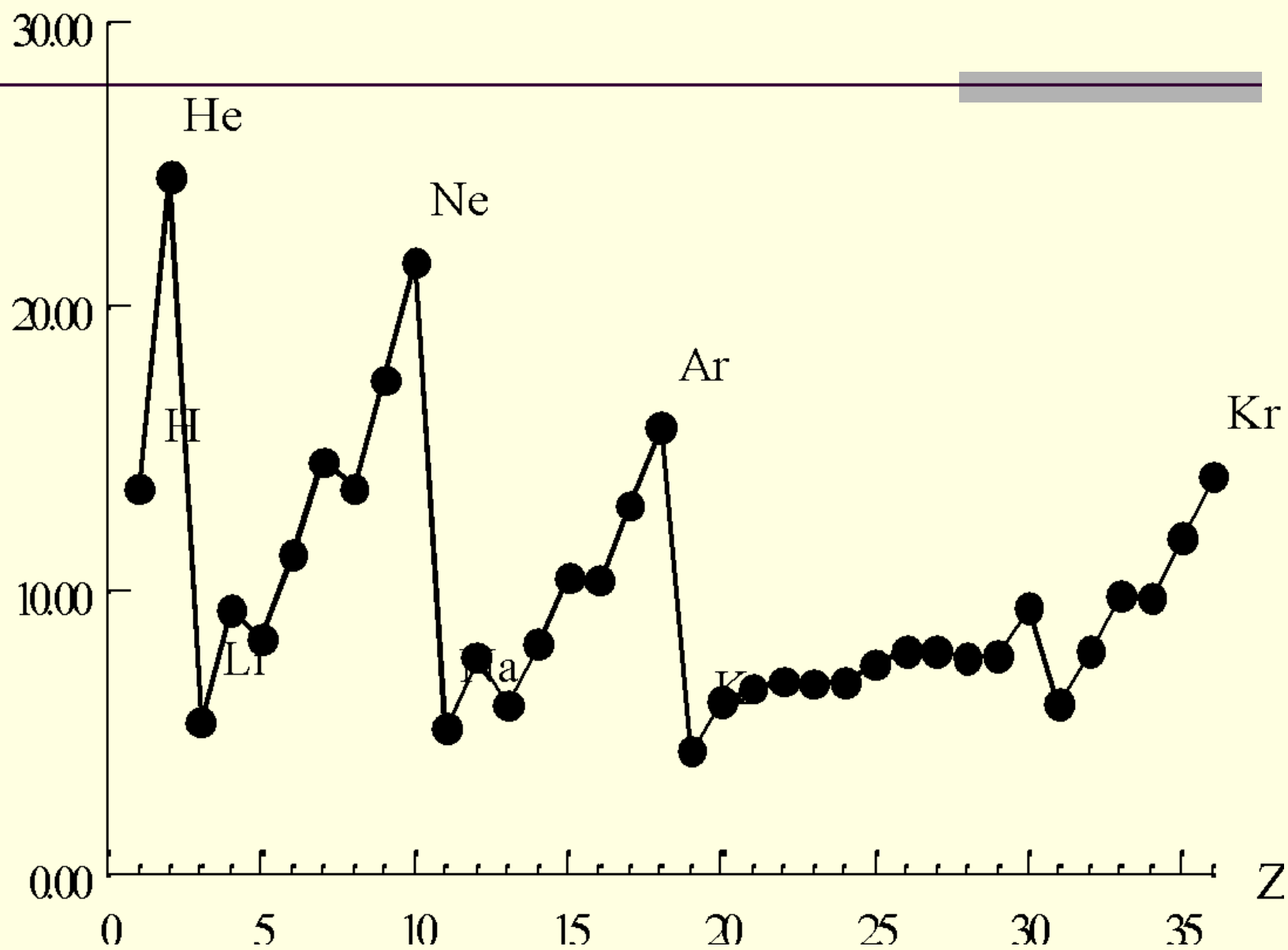
$$J_1 < J_2 < J_3 < J_4 \dots\dots$$

■ 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			

$J, \text{ В/ атом}$



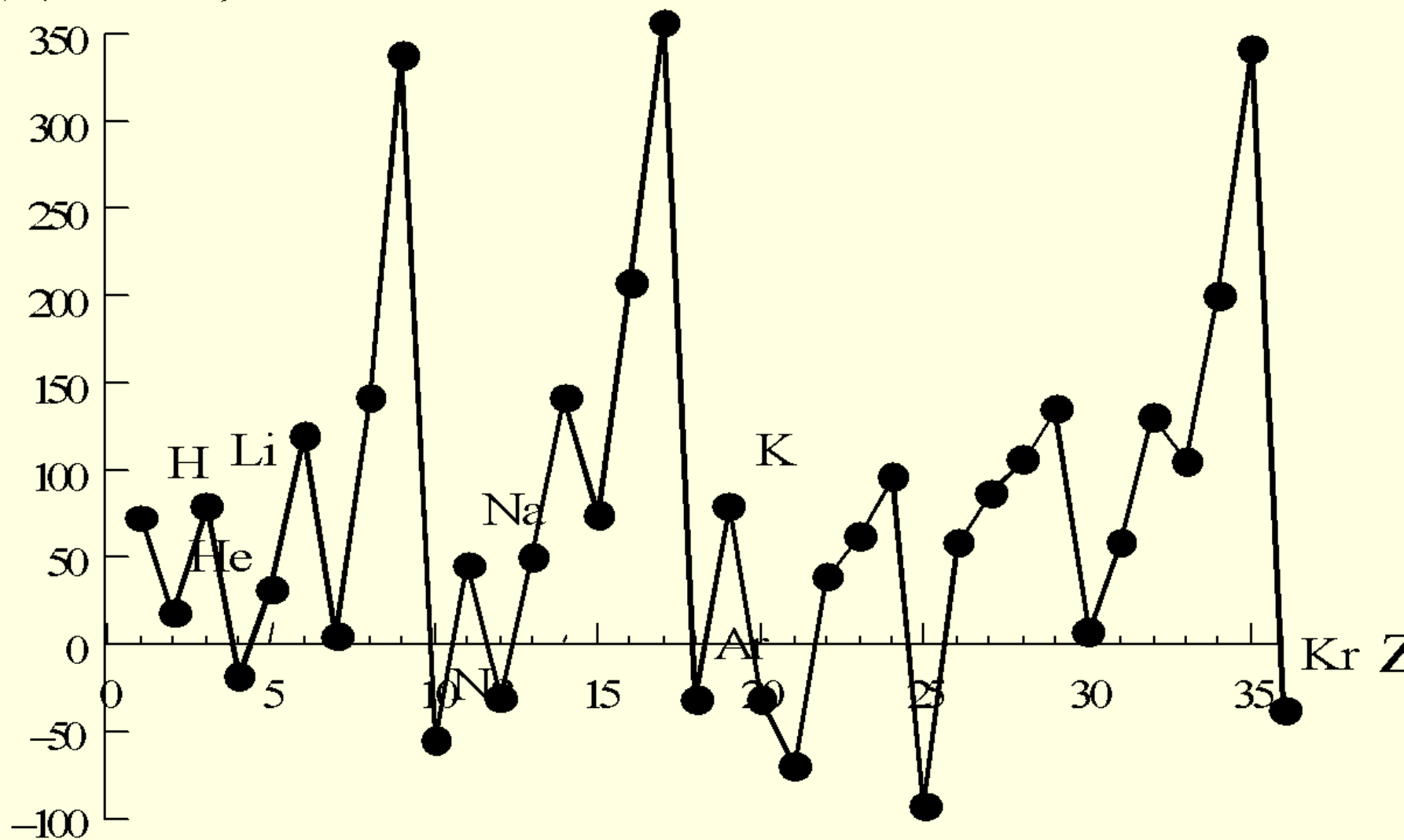
Сродство к электрону

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

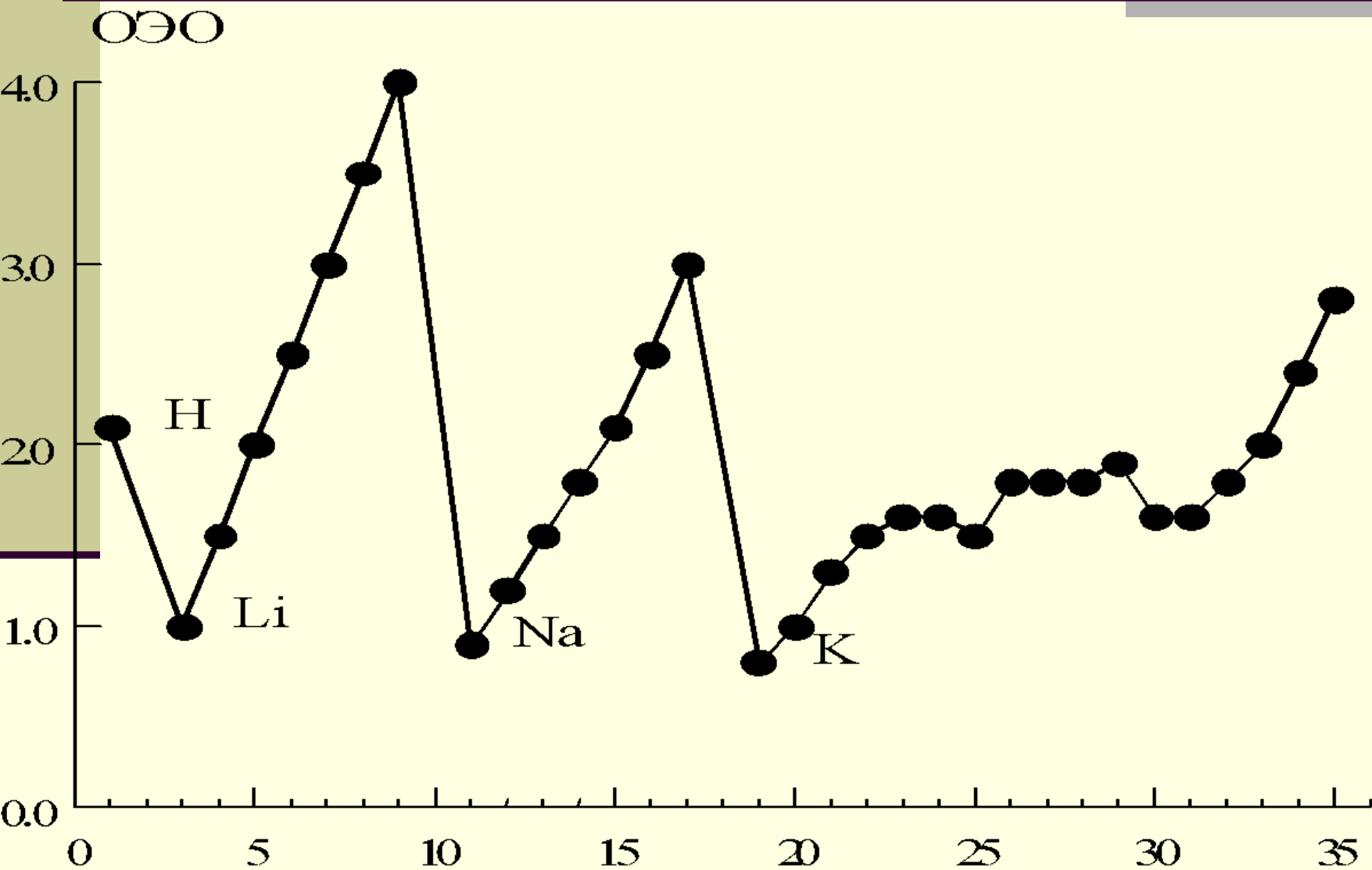
F , (кДж/моль)



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**

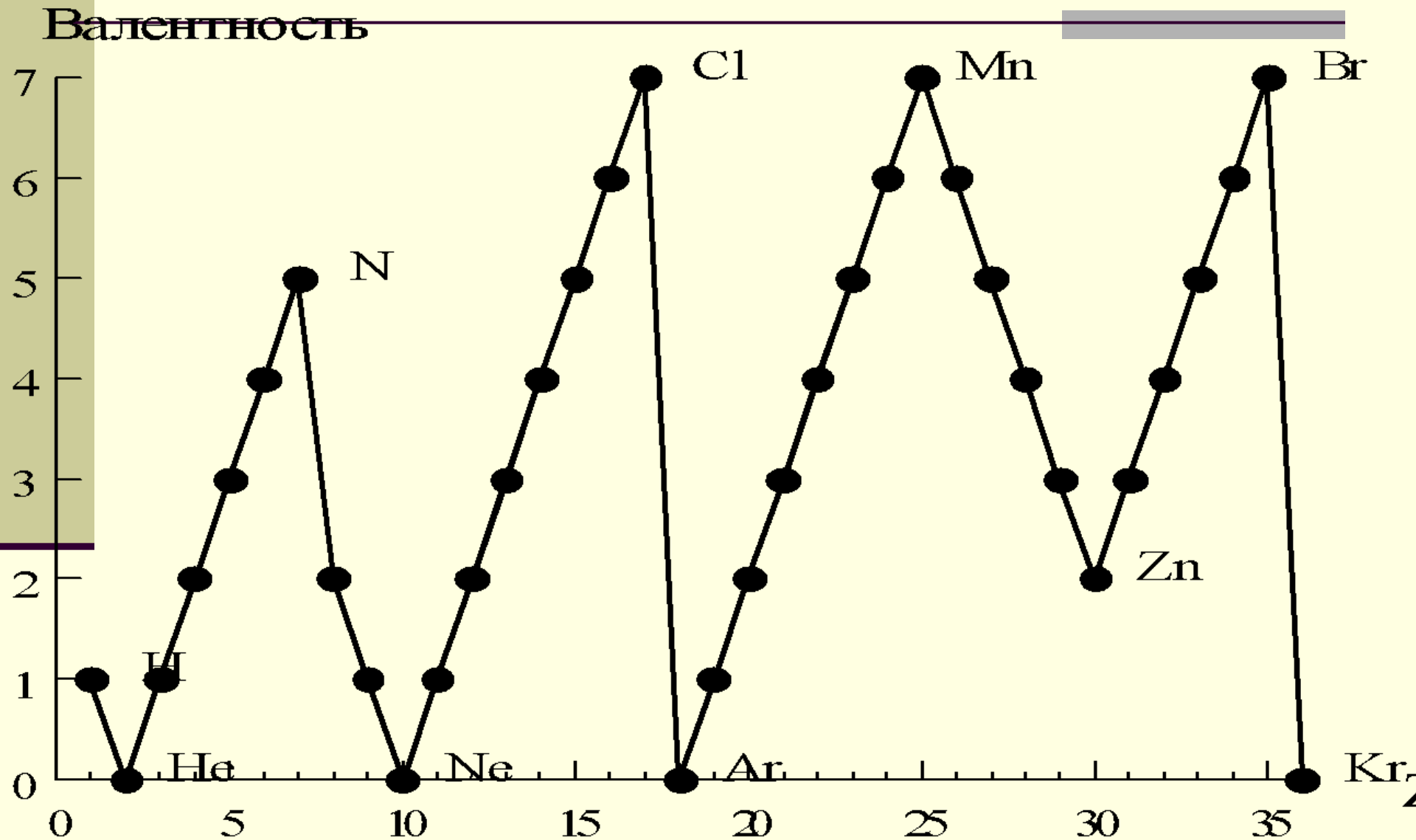
Электроотрицательность элементов первых 3-х периодов



Валентность

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

Зависимость валентности от атомного номера элемента



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	s-эл-ты	Н	p-эл-ты
	Основ.	d-эл-ты	Кислотные
Основные свойства ув-ся	оксиды	кисл.-осн. св-ва зависят от с.о.	оксиды для неметалл

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

Кисотно-основные свойства

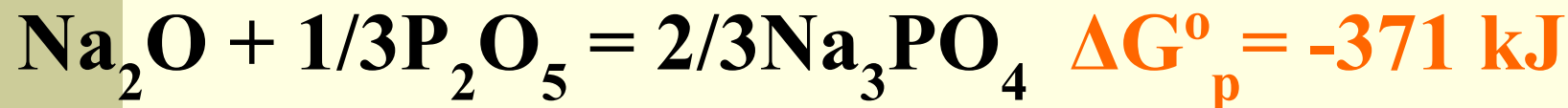
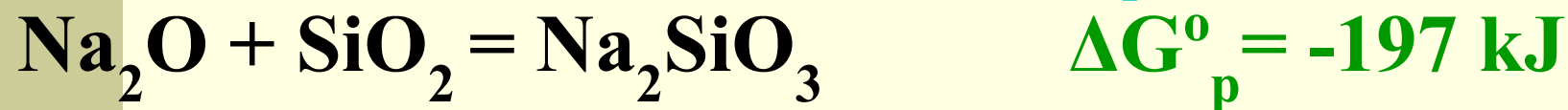
с. о. ↑ КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА ↑

MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
осн.	слабо осн.	амфот.	кисл.	кисл.

По периоду:

(-) значения ΔG_p°

КИСЛОТНЫЕ СВ-ВА ОКСИДОВ



■ **Окислительная способность
простых веществ и
однотипных соединений:**

- **в периодах увеличивается**
- **в группах уменьшается**

■ **Окислительная способность
простых веществ и
однотипных соединений:**

- **в периодах увеличивается**
- **в группах уменьшается**

Периодичность окислительно-восстановительных свойств простых веществ

Н

s-элементы

p-элементы

Металлы, сильные вос-ли
(пр., Na
Са вос-ся хол.
Н₂O до Н₂

d-элементы
Металлы, слаб. вос-ли
(пр., Fe вос-ся
водян.паром)

Эл.отрицательность и окисл. спос-ть увеличивается
Галогены - 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