

Электронное строение атомов и Периодическая таблица элементов Д.И.Менделеева

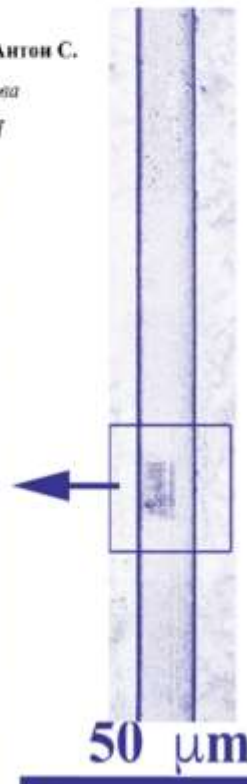
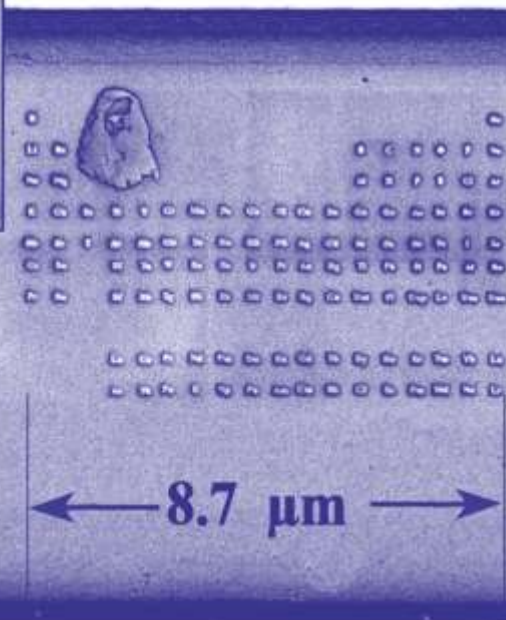
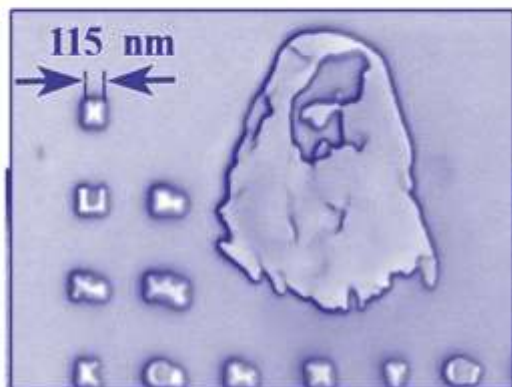
Международный год ПСЭ

«Нанотаблица» Д.И. Менделеева

Архарова Наталья А., Орехов Андрей С., Орехов Антон С.

Институт кристаллографии им. А.В.Шубникова

ФНИИ «Кристаллография и фотоника» РАН



Элементы - стихии



Золото
(Солнце)



Серебро
(Луна)



Медь
(Венера)



Железо
(Марс)



Олово
(Юпитер)



Свинец
(Сатурн)



Ртуть
(Меркурий)



Кадр из мультфильма про Аватара

Атомы Демокрита

«Атом» (греч.) - «неделимый». Непрерывная материя состоит из множества мельчайших и поэтому невидимых глазом частиц: древнегреческий философ Демокрит (V век до н. э.).

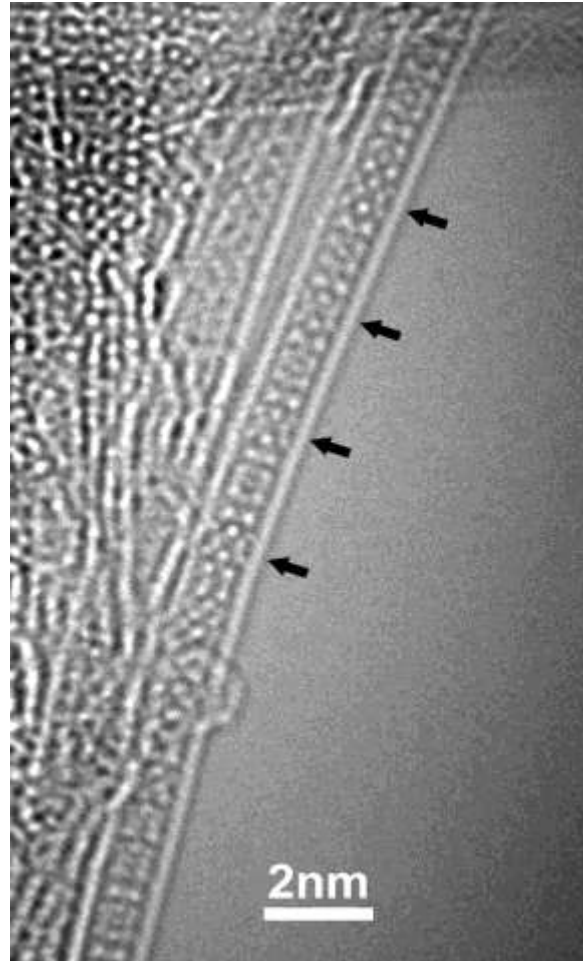
Представим, что у нас есть самый острый в мире нож. Берем любой материальный объект и разрезаем его пополам, затем одну из получившихся половинок также разрезаем пополам, затем разрезаем пополам одну из получившихся четвертинок и так далее. Рано или поздно, утверждал он, мы получим частицу столь мелкую, что дальнейшему делению на две она не поддается. Это и будет неделимый *атом* материи. По представлениям Демокрита атомы были вечными, неизменными и неделимыми. Изменения во Вселенной происходили исключительно из-за изменений в связях между атомами, но не в них самих.



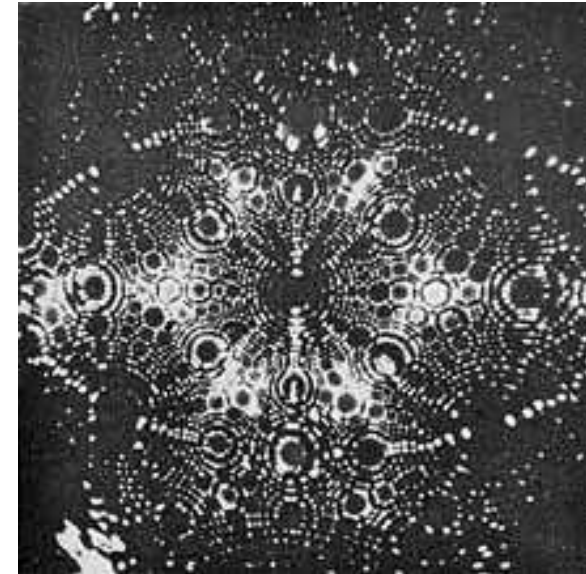
Атомы есть!



Сканирующая
Зондовая
Микроскопия



Просвечивающая
Электронная
Микроскопия





Поиск элементарных «кирпичиков», из которых состоит вещество, занял многие столетия и понятие о строении атомов составляет сейчас основу химических знаний.

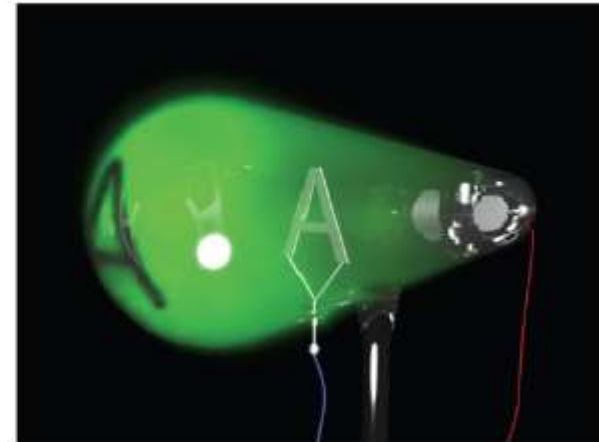
Атом в химии не рассматривается как универсальный и неделимый «кирпичик», напротив, атомы разнообразны, поскольку составляют разные по свойствам химические элементы, а разные атомы могут взаимодействовать друг с другом химически, образуя сложные вещества за счет протекания химических превращений.

Сложность строения атомов

- Электролитическая диссоциация
- Электролиз
- Фотоэффект (Столетов)
- Естественная радиоактивность (Беккерель, 1896 г.) – урановая смоляная руда: засвечивание фотопленки, ионизация газов, свечение флуоресцирующих веществ ZnS ($RaSO_4$)
- Супруги Кюри – Ra, Po
- Природа α -, β -, γ -лучей (Резерфорд, 1899-1903 гг.)
- Обнаружение атомных ядер (Резерфорд, Гейгер, 1909-1911 гг.)
- Заряд электрона (Малликен, 1909-1914 гг.)
- Дискретность энергии электрона (Франк, Герц, 1912 г.)
- Заряд ядра равен атомному номеру (Мозли, 1913 г.)
- Открытие протона (Резерфорд, 1920 г.) и нейтрона (Чедвик, 1932 г.)

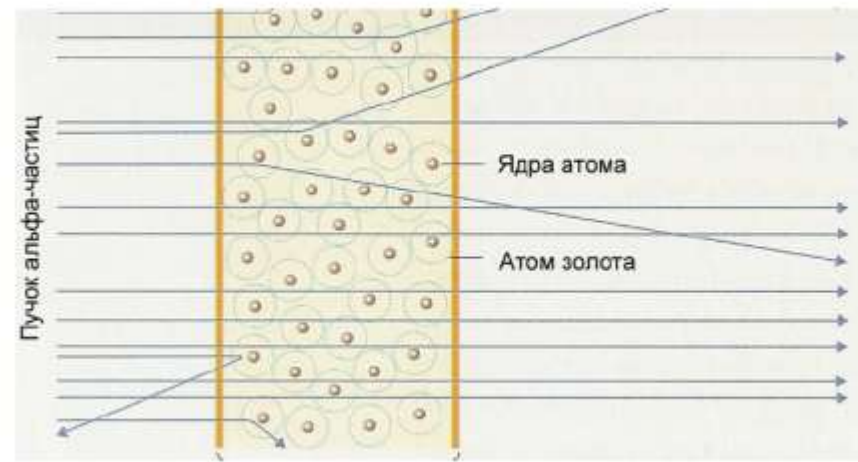
Атом: электроны

- XIX век, феномен катодных лучей: герметичная стеклянная трубка, заполненную разреженным газом с *катодом (-)* и *анодом (+)*. При подаче высокого напряжения разреженный газ в трубке начинал светиться, это свечение приписывали *катодным лучам*.
- Катодные лучи представляют - волновые возмущения невидимого эфира или заряженных молекул газа? В 1897 году английский физик Дж. Дж. Томсон показал, что: (1) катодные лучи отклоняются в магнитном поле в отсутствие электрического; (2) катодные лучи отклоняются в электрическом поле в отсутствие магнитного; и (3) при одновременном действии электрического и магнитного полей сбалансированной интенсивности, ориентированных в направлениях, вызывающих по отдельности отклонения в противоположные стороны, катодные лучи распространяются прямолинейно, то есть действие двух полей взаимно уравнивается. Так ведут себя отрицательно заряженные *электроны*.



Атом: ядра (опыт Резерфорда)

В 1911 г. Эрнесу Резерфорд провел эксперимент, используя свинцовый ящик с узкой прорезью, внутрь которого был помещен радиоактивный материал, и мишень из тончайшей золотой фольги. После столкновения с атомами фольги альфа-частицы продолжали свой путь и попадали на люминесцентный экран, установленный позади мишени, на котором при попадании на него альфа-частиц регистрировались вспышки. По ним экспериментатор мог судить, в каком количестве и насколько альфа-частицы отклоняются от направления прямолинейного движения в результате столкновений с атомами фольги. Обнаружено, что большинство частиц проникало сквозь золото, но была и небольшая доля альфа-частиц, которая буквально отскакивала от мишени обратно, назад, как будто они налетели на что – то очень маленькое и очень тяжелое («ядро»).



Атом – химически неделимая электронейтральная частица

Атом состоит из атомного ядра и электронов

Атомное ядро образовано нуклонами – протонами и нейтронами

Частица	Символ	Масса в а.е.м.	Относительная масса	Относительный заряд
Протон	${}^1_1\text{p}$	1.0073	1	+1
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	1.0087	1.0014	0
Электрон	e^-	0.00055	0.00054	-1

* Масса протона: $1.673 \cdot 10^{-27}$ кг

** Элементарный заряд: $1.602 \cdot 10^{-19}$ Кл

Атомное ядро характеризуется массовым числом

$A = Z + N$ Z – число протонов (заряд)

N – число нейтронов

A – число нуклонов (массовое число)

Атомы с разными A , но одинаковыми Z называются изотопами

Примеры изотопов: ${}^{10}\text{B}$, ${}^{11}\text{B}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$, ${}^{121}\text{Sb}$, ${}^{123}\text{Sb}$, ${}^{235}\text{U}$, ${}^{238}\text{U}$, ${}^{239}\text{U}$

Изотопно чистые элементы: ${}^{19}\text{F}$, ${}^{27}\text{Al}$, ${}^{31}\text{P}$, ${}^{55}\text{Mn}$, ${}^{197}\text{Au}$, ${}^{209}\text{Bi}$

Ядерные реакции

Типы радиоактивного распада

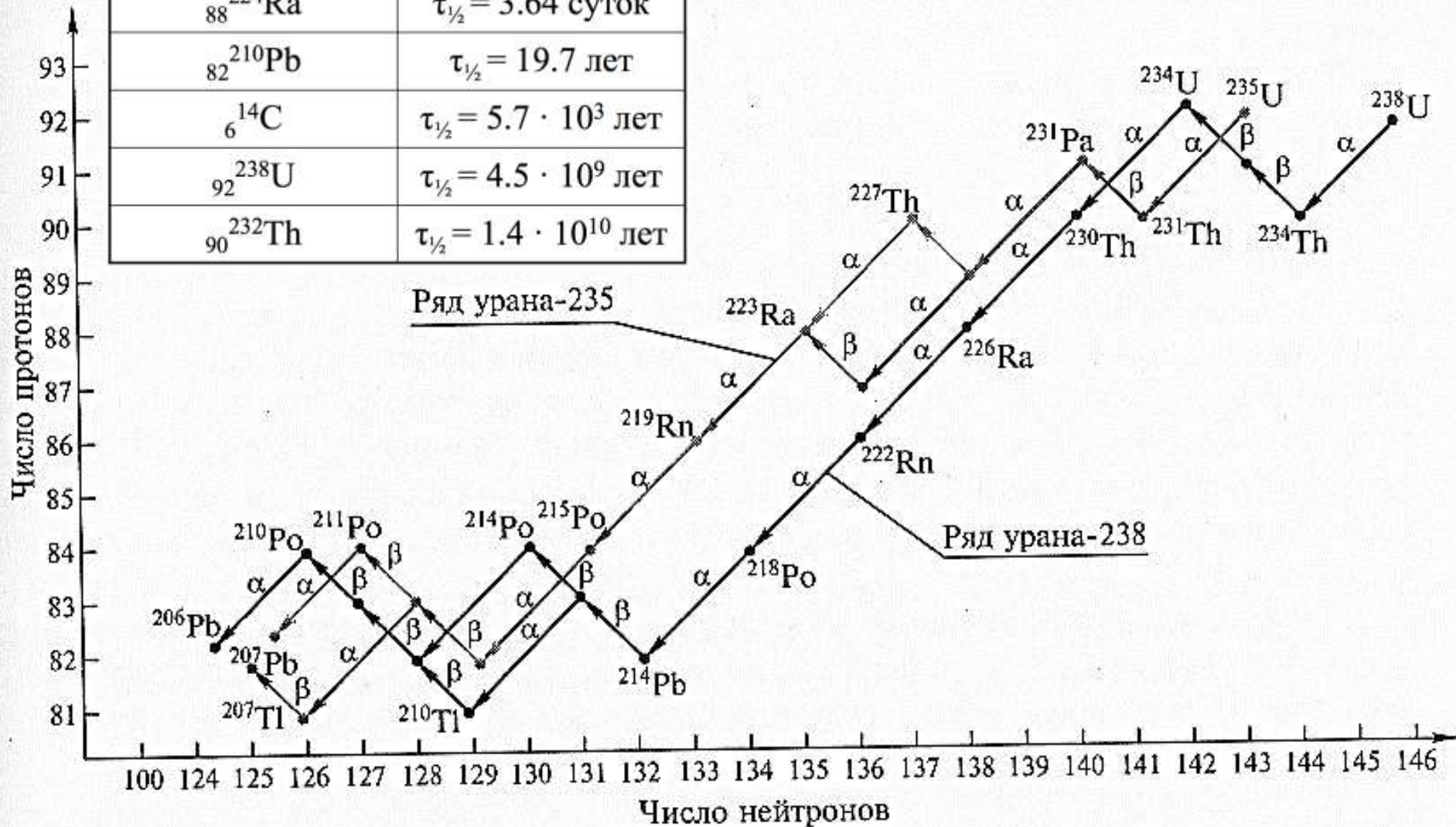
Тип распада	Испускаемая частица	Процесс в ядре	Пример	Образующийся элемент
α	α -частица — ядро атома гелия ${}^4_2\text{He}$	Потеря ядром α -частицы	${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$	Заряд ядра меньше на 2, массовое число меньше на 4
β^-	Электрон (e^-)	${}_0^1n \rightarrow {}_1^1p + e^- + \bar{\nu}^+$	${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + e^-$	Заряд ядра больше на 1, массовое число то же
β^+	Позитрон (e^+)	${}_0^1n \rightarrow {}_1^1p + e^+ + \nu^+$	${}^{38}_{19}\text{K} \rightarrow {}^{38}_{18}\text{Ar} + e^+$	Заряд ядра меньше на 1, массовое число то же
К-захват	Захват ядром электрона	${}_1^1p + e^- \rightarrow {}_0^1n$	${}^7_4\text{Ra} + e^- \rightarrow {}^7_3\text{Li}$	Заряд ядра меньше на 1, массовое число то же
γ	Электромагнитное излучение высокой энергии	Переход ядра на уровень с меньшей энергией	Обычно сопровождается другими видами распада	Не вызывает изменения в строении ядра

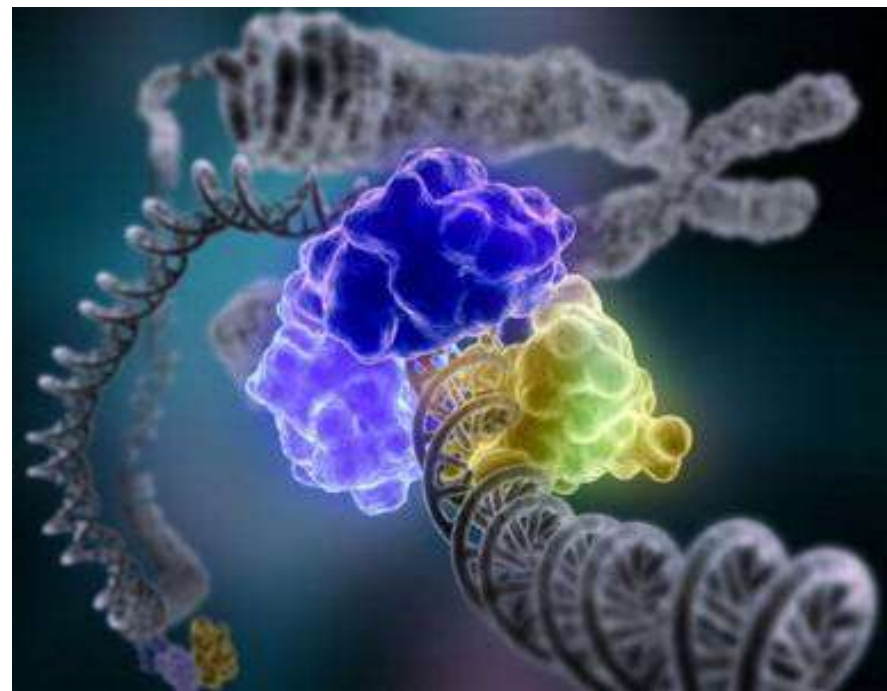
* $\bar{\nu}$, ν — антинейтрино и нейтрино — элементарные частицы, не имеющие заряда и массы покоя и отличающиеся спином.



Радиоактивные ряды

${}_{84}^{212}\text{Po}$	$\tau_{1/2} = 3 \cdot 10^{-7} \text{ с}$
${}_{83}^{214}\text{Bi}$	$\tau_{1/2} = 19.7 \text{ мин}$
${}_{88}^{224}\text{Ra}$	$\tau_{1/2} = 3.64 \text{ суток}$
${}_{82}^{210}\text{Pb}$	$\tau_{1/2} = 19.7 \text{ лет}$
${}_6^{14}\text{C}$	$\tau_{1/2} = 5.7 \cdot 10^3 \text{ лет}$
${}_{92}^{238}\text{U}$	$\tau_{1/2} = 4.5 \cdot 10^9 \text{ лет}$
${}_{90}^{232}\text{Th}$	$\tau_{1/2} = 1.4 \cdot 10^{10} \text{ лет}$

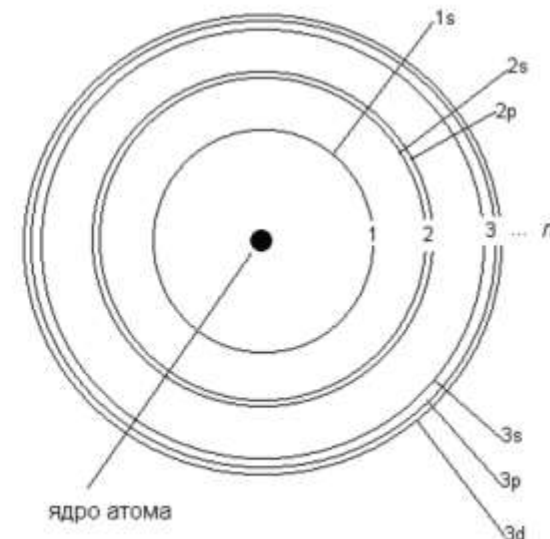
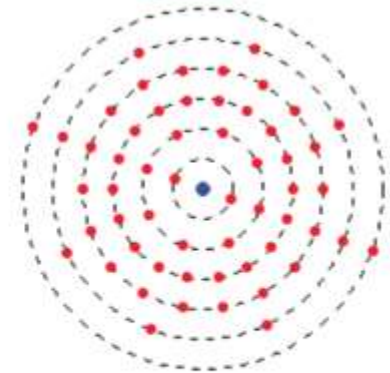
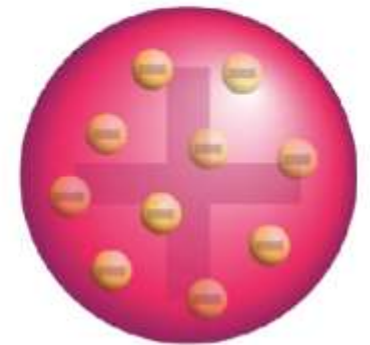




В определении атома указано, что он неделим **химически**, то есть при тех уровнях энергетических воздействий, которые реализуются при химических превращениях, атом изменяет лишь состояние нескольких «внешних» электронных уровней, при этом ядро атома остается абсолютно неизменным. Влияние изотопов (то есть, изменение атомной массы при постоянном заряде ядра) незначительно сказывается на особенностях химических превращений (за исключением изотопов водорода, протия, дейтерия и трития, массы которых отличаются кратно), однако «изотопные эффекты» известны в химии. В то же время, велика роль изотопов в радиохимии и ряде важных методов исследования вещества (ЯМР, Мессбауэровская спектроскопия и проч). Таким образом, **заряд ядра**, задающий по факту строение электронной оболочки атома – основной «химический» параметр атома.

Три шага эволюции теорий строения атома

- **Модель Томсона** (пудинговая модель): сгусток положительного и отрицательного зарядов
- **Модель Резерфорда** (планетарная): в центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома, весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре, вокруг ядра вращаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра.
- **Модель Бора** (квантово-химическая):
 1. Электрон проявляет двойственную (корпускулярно — волновую) природу; как частица электрон имеет определенную массу и заряд, а как волна — способность к дифракции (огибания препятствия).
 2. Для электрона невозможно одновременно и точно измерить координату и энергию. В каждый момент времени можно определить только одно из этих свойств (принцип неопределенности Гейзенберга).
 3. Электрон в атоме не вращается вокруг ядра по определенной траектории, а может двигаться в любой части олюядерного пространства. Однако вероятность нахождения его в разных частях пространства неодинакова.
 4. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов. Число протонов равно атомному номеру элемента (протонное число), а сумма чисел протонов и нейтронов (нуклонов) соответствует его массовому числу.





Модель Бора в настоящий момент – основа описания строения атомов, в том числе в интересах химии. В ней «зашит» не только механистический принцип движения электронов по орбитам вокруг заряженного ядра атома, в котором сосредоточена практически вся его масса, но и особенности, связанные с квантовой механикой, что позволяет перейти на новый уровень понимания сути химических взаимодействий между атомами.

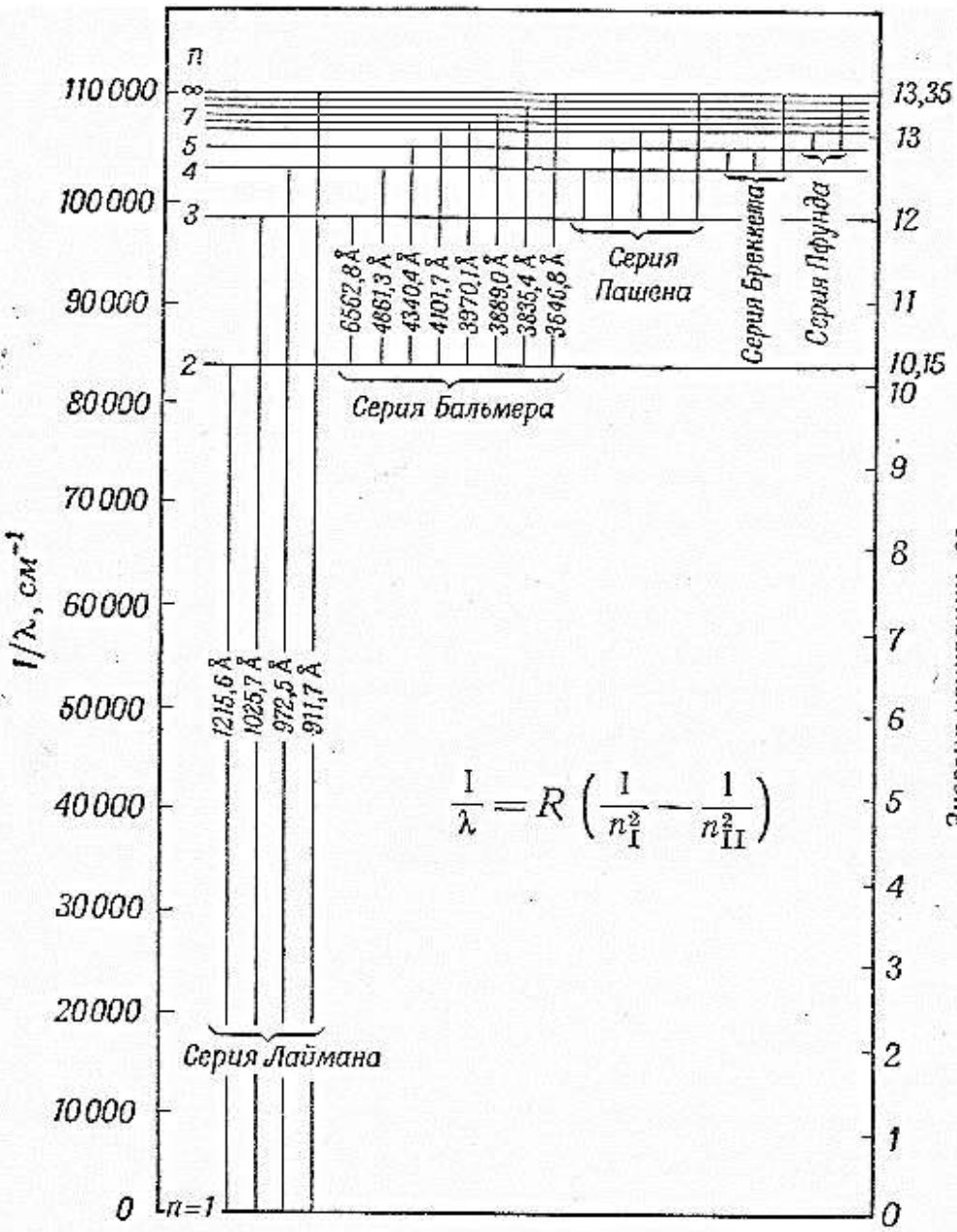
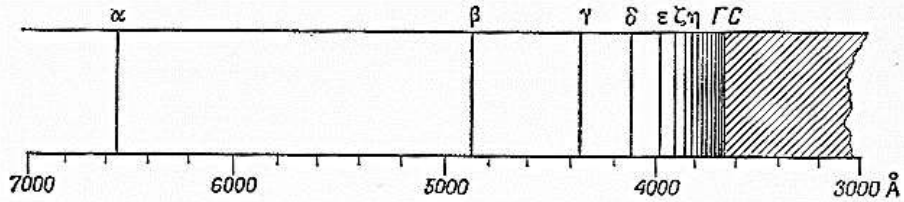
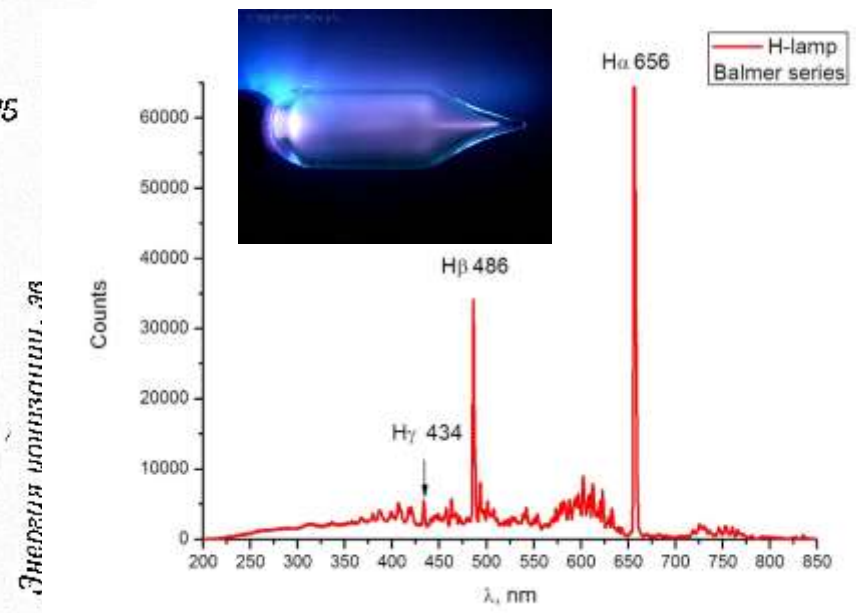


Диаграмма термов атома водорода (энергетические уровни и электронные переходы).



Спектр атома водорода; серия Бальмера.



Квантовая механика – это система понятий, предназначенная для описания свойств микромира. Основные положения: энергия распространяется и передается не непрерывно, а порциями – **квантами** $E = h \cdot \nu$, $h = 6.626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с (кг·м²/с) – постоянная Планка, движение микрочастиц имеет **волновой** характер $\lambda = h/(m \cdot v)$, частица материи является волной, квантовая механика определяет **вероятность** нахождения микрочастицы в точке пространства.

Во-первых, все микрочастицы, включая электроны, обладают свойствами, как частицы, так и волны (*корпускулярно – волновой дуализм*). Масса (m) любой частицы и ее скорость (v) связаны с длиной волны (λ) *уравнением де Бройля*:

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

где h – постоянная Планка ($6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж·с).

Во-вторых, невозможно одновременно точно определить положение (координату) и импульс электрона (*принцип неопределенности Гейзенберга*). Погрешности в определении координаты (Δx) и импульса (Δmv) связаны соотношением:

$$\Delta x \cdot \Delta mv \geq \frac{h}{2\pi} = 1,05 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}.$$

В-третьих, энергия электромагнитного излучения (в том числе и электронов) изменяется не непрерывно, а порциями – *квантами*. Изменение энергии электрона от E_1 до E_2 сопровождается поглощением света с частотой (ν), определяемой *уравнением Планка*:

$$E_2 - E_1 = h\nu.$$

Кот Шредингера

Есть ящик и кот. В ящике имеется механизм, содержащий радиоактивное атомное ядро и ёмкость с ядовитым газом. Вероятность распада ядра за 1 час составляет 50%. Если ядро распадается, открывается ёмкость с газом и кот погибает. Квантовая механика утверждает, что атомное ядро находится во всех возможных состояниях одновременно. До открытия ящика система «кот—ядро» находится в состоянии «ядро распалось, кот мёртв» с вероятностью 50% и в состоянии «ядро не распалось, кот жив» с вероятностью 50%. Получается, что кот, сидящий в ящике, и жив, и мёртв одновременно. Если же ящик открыть, то экспериментатор может увидеть только какое-нибудь одно конкретное состояние — «ядро распалось, кот мёртв» или «ядро не распалось, кот жив».



**Кот Шредингера –художественный образ («мем»),
объясняющий простым языком кажущиеся
«парадоксы» квантовой механики.**



Уравнение Шредингера

$$\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \nabla^2\Psi + (E-U)\Psi = 0$$

E – полная энергия частицы с координатами x,y,z

U – потенциальная энергия частицы (x,y,z)

Ψ – волновая функция: описывает волны вероятности

∇ – действующий на функцию оператор:

$$\nabla^2 = \frac{\partial^2\Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial z^2}$$

Уравнение Шредингера описывает эволюцию волн вероятности (распространение волн!)

$|\Psi|^2$ – **вероятность** нахождения электрона в заданной точке пространства

Уравнение Шредингера имеет аналитическое решение только для атома **водорода и водородоподобных ионов**; для других атомов и ионов – приближенные решения

Решением уравнения Шредингера являются волновые функции $\Psi_1, \Psi_2, \dots, \Psi_n$ и соответствующие им энергии E_1, E_2, \dots, E_n

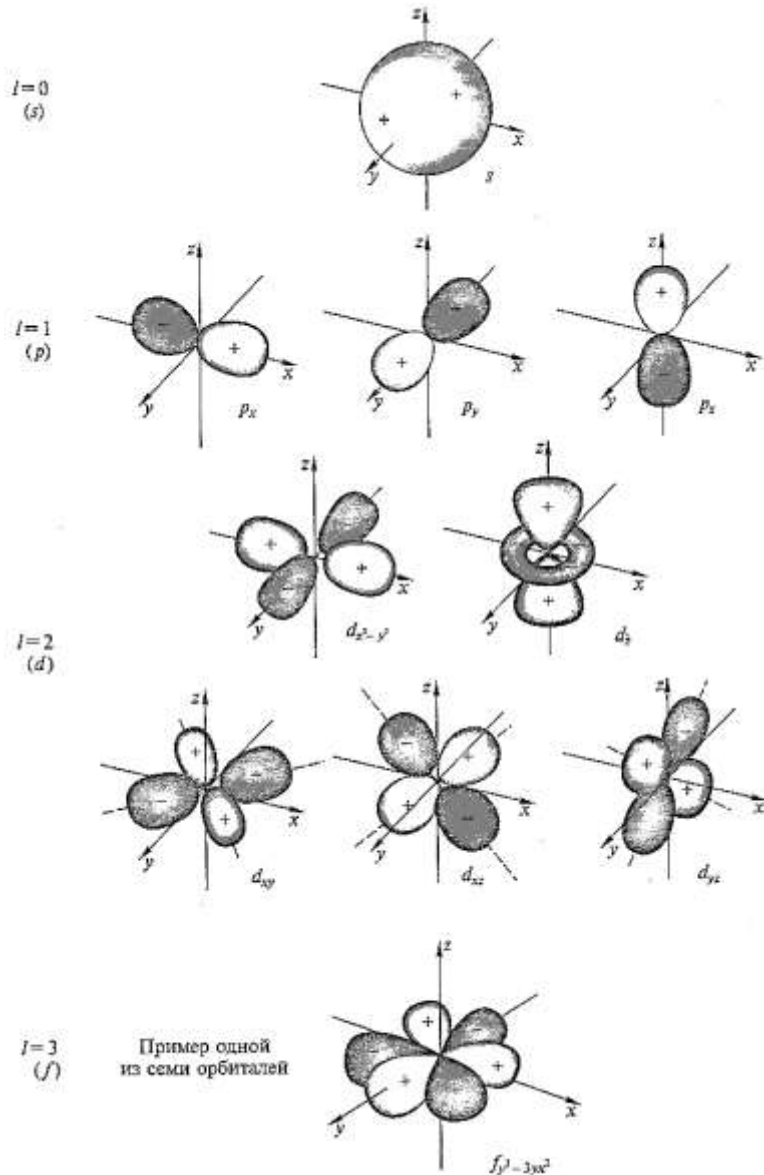
Квантовые числа, характеризующие электрон в атоме

Квантовое число	Принимаемые значения	Характеризуемое свойство	Примечание
Главное (n)	1, 2, 3, ..., ∞	Энергия (E) уровня. Среднее расстояние (r) от ядра	$n = \infty$ — отсутствие взаимодействия с ядром, $E = 0$
Орбитальное (l)	0, 1, ..., ($n - 1$) всего n значение для данного n	Орбитальный момент количества движения — форма орбитали	Обычно используют буквенные символы: $l: 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4$ $s \ p \ d \ f \ g$
Магнитное (m_l)	$-l, \dots, 0, \dots, l$ всего $2l + 1$ значение для данного l	Ориентация момента количества движения — расположение орбитали в пространстве	При помещении в магнитное поле орбитали с различными m_l имеют разную энергию
Спиновое (m_s)	$\pm 1/2$ не зависит от свойств орбитали	Ориентация собственного магнитного момента	Обозначают \uparrow или \downarrow

! Квантовые числа n , l и m_l определяют энергию, форму и пространственное расположение орбиталей

Побочное (орбитальное) квантовое число $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$: форма АО

В химии принято работать с «образами», описывающими вероятность распределения электронной плотности в пространстве — с **орбиталями**. Такая визуализация позволяет перейти на привычный химикам язык описания формирования химических связей за счет «взаимодействия» (перекрывания) орбиталей и изменениях их «формы», что описывает то или иное перераспределение электронной плотности в системе.



Волновая функция, являющаяся решением уравнения Шредингера, называется **орбиталью** — областью пространства, вероятность нахождения электрона в которой $\geq 95\%$

n	l	m_l	Орбиталь	Число орбиталей
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	4
	1	-1, 0, 1	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	
3	0	0	3s	9
	1	-1, 0, 1	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz},$ $3d_{z^2}, 3d_{x^2-y^2}$	
4	0	0	4s	16
	1	-1, 0, 1	$4p_x, 4p_y, 4p_z$	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$4d_{xy}, 4d_{xz}, 4d_{yz},$ $4d_{z^2}, 4d_{x^2-y^2}$	
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$4f_{x^3}, 4f_{y^3}, 4f_{z^3}, 4f_{x(y^2-z^2)},$ $4f_{y(z^2-x^2)}, 4f_{z(x^2-y^2)}, 4f_{xyz}$	

Спиновое квантовое число s - направление (“проекция”) собственного магнитного момента $+ \frac{1}{2}$ и $- \frac{1}{2}$

Принцип Паули (в атоме не существует двух электронов, состояние которых описывается одинаковым набором всех (4) квантовых чисел) $\rightarrow N = 2n^2$ (емкость оболочки), «спаривание» электронов на одной орбитали

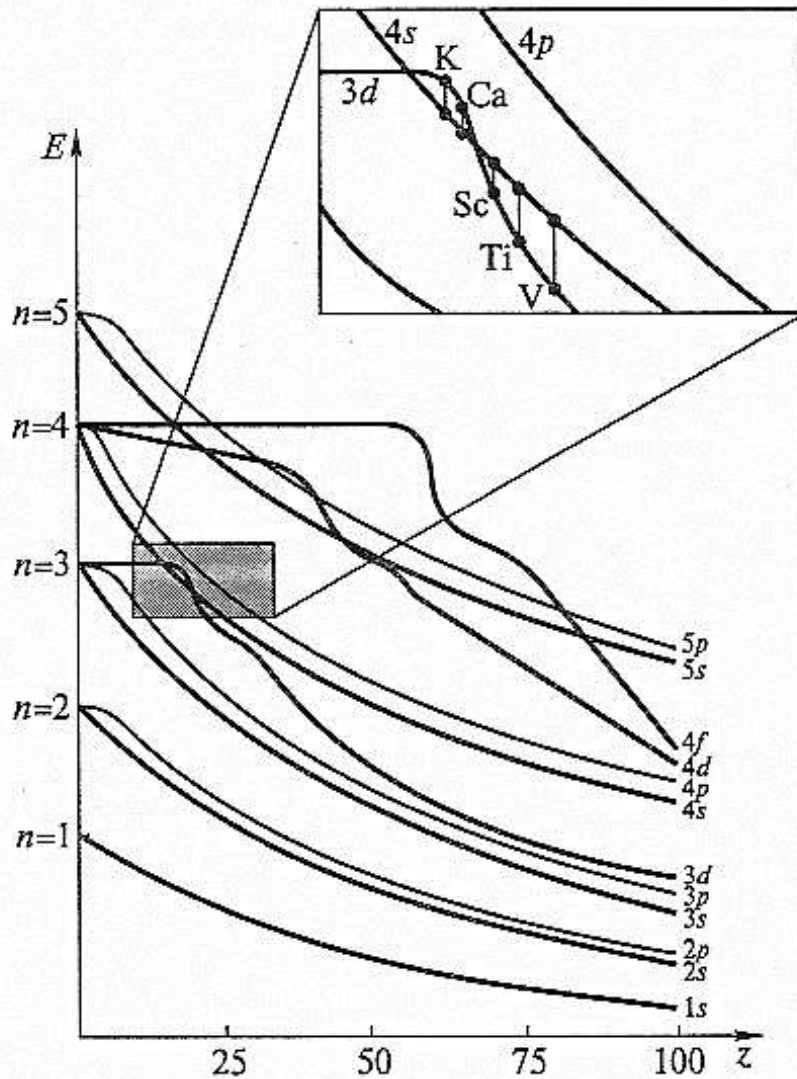
Правило Хунда (в пределах одного подуровня электроны распределяются так, чтобы суммарный спин был максимален) \rightarrow суммарный спин электронов на одинаковых АО стремится к тах, «энергия спаривания» электронов

Принцип наименьшей энергии: правило Клечковского (энергия увеличивается в порядке возрастания суммы $n+l$) \rightarrow стремление к $\min (n + l)$, а при фиксированной $(n + l)$ – к $\min n$



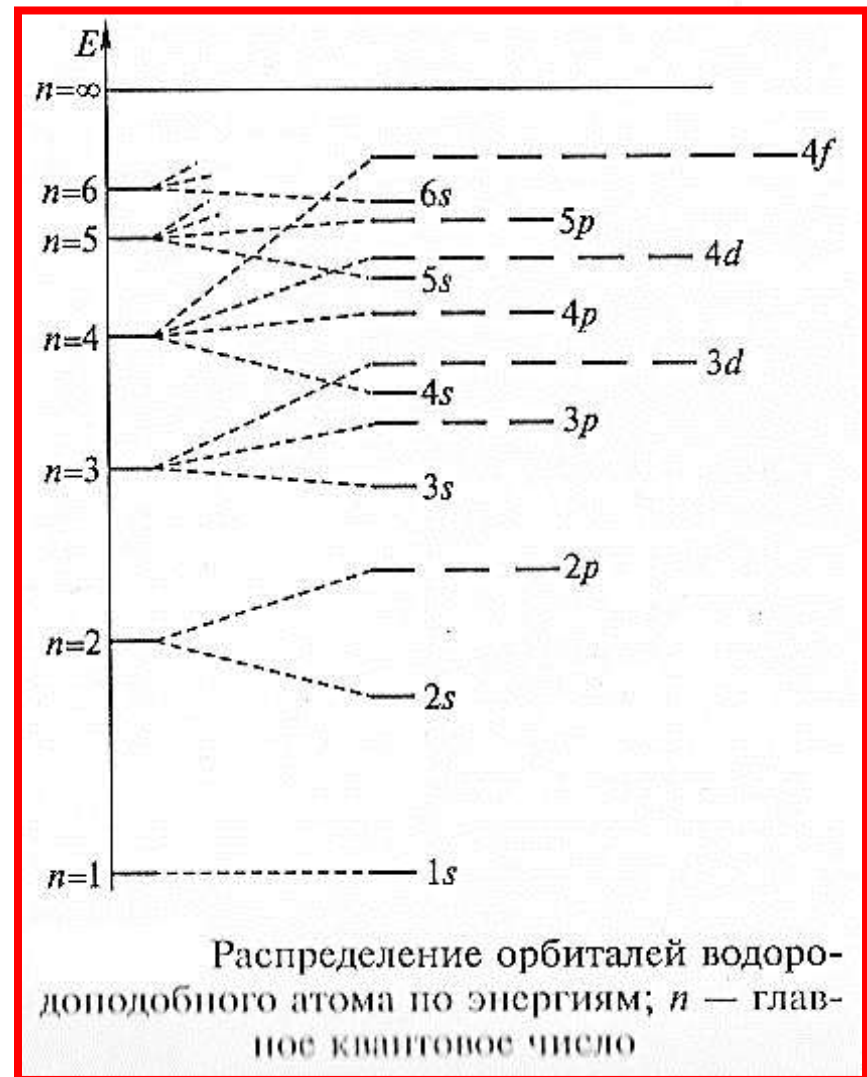
Электрон относится к «фермионам» - квантовым частицам (системам) с нецелочисленным суммарным спином. Для них квантовая статистика соответствует принципам Паули и Хунда. Существуют и системы с целочисленным спином (бозоны, например, куперовские пары электронов или «дырок» в сверхпроводниках), для которых статистика другая, и поэтому правила Паули и Хунда не применяются.

Энергия орбиталей



Зависимость энергии орбиталей от заряда ядра (n — главное квантовое число)

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d <$
 $< 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f <$
 $< 5d < 6p < 7s < 6d < 5f.$



Распределение орбиталей водородоподобного атома по энергиям; n — главное квантовое число



Правило Клечковского: заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+1$). При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением n .

Правило Клечковского лишь полуэмпирически описывает поведение многоэлектронных систем и начинают плохо работать для тяжелых атомов (например, актинидов). Тем не менее, для многих других случаев они отлично описывают «проскоки электронов» между оболочками, то есть позволяют адекватно оценить правильную электронную конфигурацию атомов.

$$\Psi = R(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$$

$R(r)$ – радиальная часть волновой функции

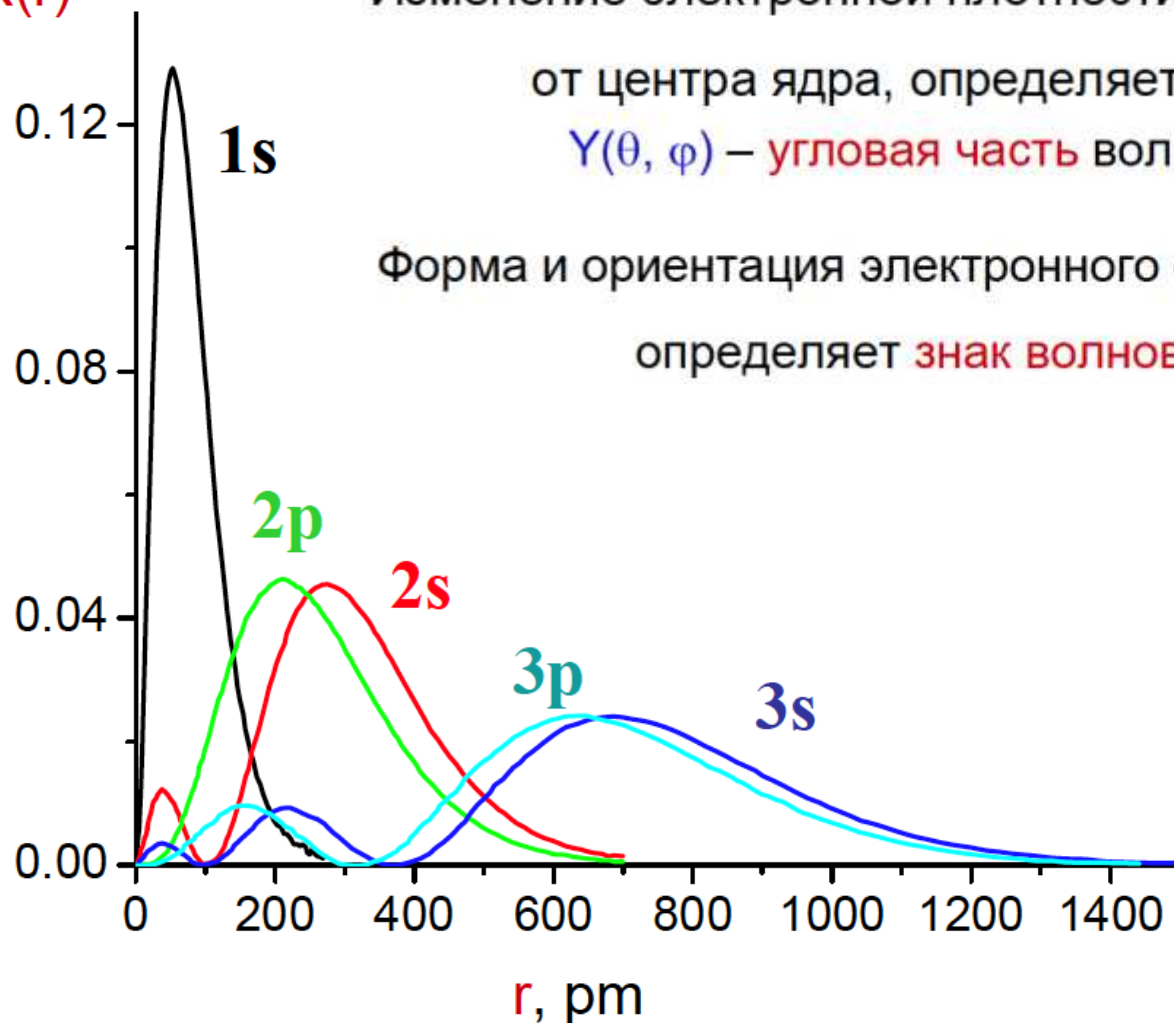
Изменение электронной плотности как функция расстояния

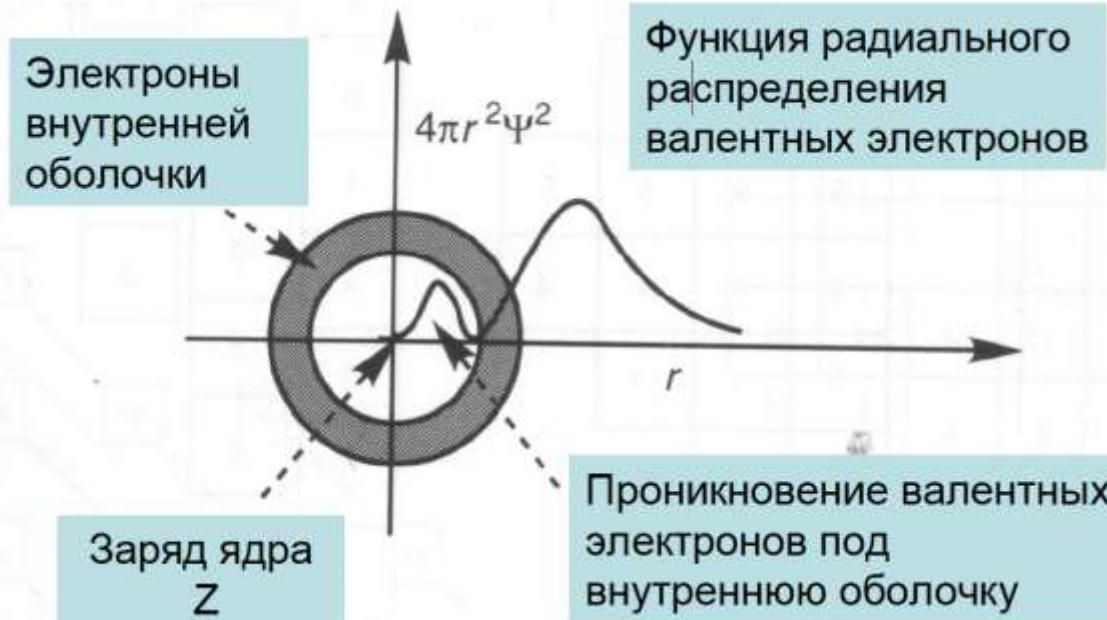
от центра ядра, определяет **размер орбитали**

$Y(\theta, \varphi)$ – **угловая часть** волновой функции

Форма и ориентация электронного облака в пространстве,
определяет **знак волновой функции**

$4\pi r^2 R(r)^2$





Эффективный заряд ядра. Заряд, действующий на электрон со стороны ядра (степень экранирования), зависит от типа атомной орбитали, что связано с различной проникающей способностью орбиталей.

S	$n' < n - 1$	$n' = n - 1$	$n' = n$	$n' > n$
$1s$	—	—	0,30	0
ns, np	1	0,85	0,35	0
nd, nf	1	1	0,35	0

$$Z_{\text{эфф}}(ns) > Z_{\text{эфф}}(np) > Z_{\text{эфф}}(nd) > Z_{\text{эфф}}(nf).$$

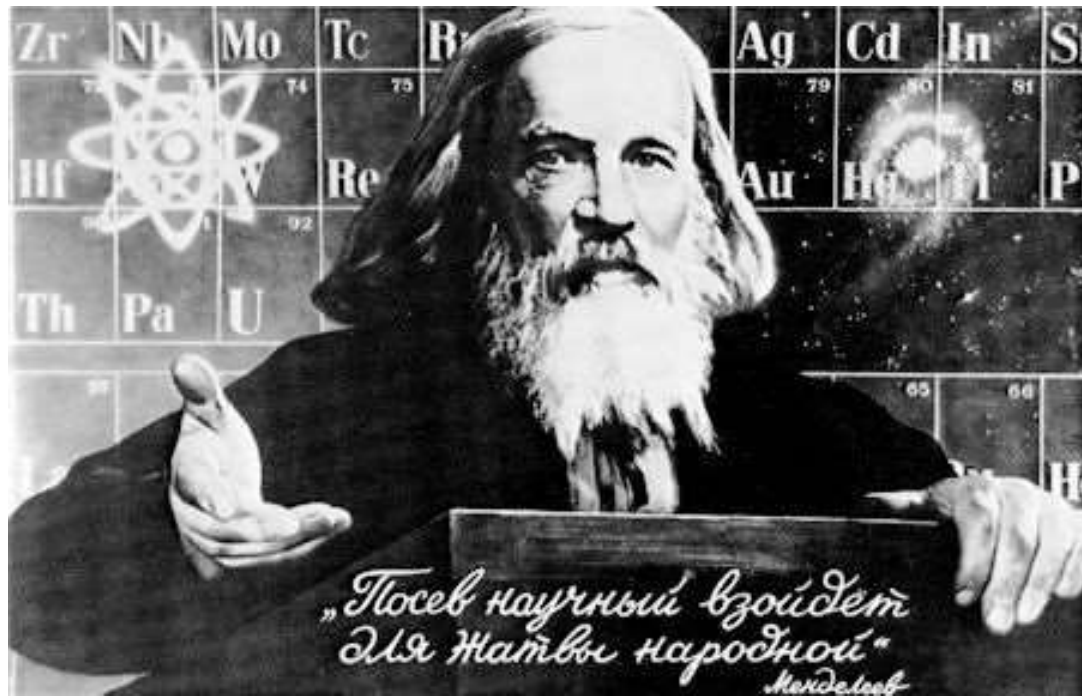
Эффективный заряд связан с истинным зарядом ядра соотношением

$$Z_{\text{эфф}} = Z - S,$$

где S — константа экранирования, зависящая от электронной конфигурации атома и типа орбитали, на которой находится электрон.



Концепция «эффективного заряда ядра» - еще один подход полуэмпирического описания поведения многоэлектронной системы (тяжелых атомов). В химии эта концепция позволяет оценить возможную вовлеченность внешних оболочек атомов в образование химической связи.



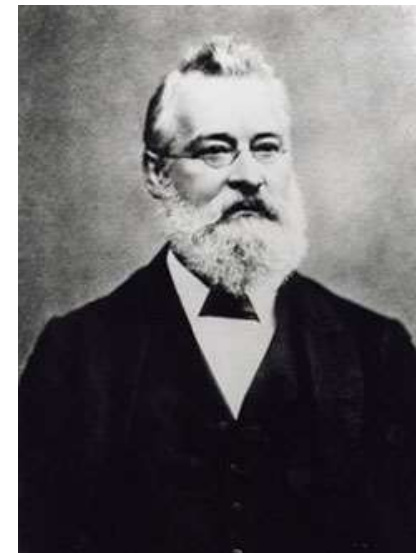
Дмитрий Иванович Менделеев (1834 - 1907)



Лотар Юлиус Мейер



**Александр Эмиль Бегуйе де
Шанкуртуа**



**Джон Александр Рейна
Ньюлендс**



Развитие концепции Периодической таблицы элементов Дмитрия Ивановича Менделеева происходило постепенно и закономерно, однако основной (признанный всеми) приоритет Д.И.Менделеева состоит не только в том, что он первым предложил непротиворечивый вариант периодического закона, но и в том, что он придал ему всеобщий характер и показал его прогностические возможности.

ХРОНОЛОГИЯ ОТКРЫТИЙ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ,
СУЩЕСТВУЮЩИХ НА ЗЕМЛЕ

Водород	1766	Г.Кавендиш
Гелий	1895	В.Рамзай, В.Крукс
Литий	1817	И.Арфведсон
Бериллий	1798	Л.Воклен
Бор	1808	Ж.Гей-Люссак, А.Тенар
Углерод	Известен с древности	
Азот	1772	Д.Резерфорд
Кислород	1774	Д.Пристли, К.Шееле
Фтор	1771	К.Шееле
Неон	1898	В.Рамзай, М.Траверс
Натрий	1807	Г.Девин
Магний	1808	Г.Девин
Алюминий	1825	Х.Эрстед
Кремний	1823	Й.Берцелиус
Фосфор	1669	Г.Брандт
Сера	Известна с древности	
Хлор	1774	К.Шееле
Аргон	1894	В.Рамзай, В.Рэлей
Калий	1807	Г.Девин
Кальций	1808	Г.Девин
Скандий	1879	А.Нильсон
Титан	1795	М.Клапрот
Ванадий	1830	Н.Сёфстрем
Хром	1797	Л.Воклен
Марганец	1774	К.Шееле, И.Ган
Железо	Известно с древности	
Кобальт	1735	В.Брандт
Никель	1751	А.Кронштедт
Медь	Известна с древности	
Цинк	Получен в средние века	
Галлий	1875	П.Лекок де Буабодран
Германий	1886	К.Винклер
Мышьяк	Получен в средние века	
Селен	1817	Й.Берцелиус
Бром	1826	А.Балир
Криптон	1898	В.Рамзай, М.Траверс
Рубидий	1861	Р.Бунзен, Г.Кирхгоф
Стронций	1790	А.Кроуфорд
Иттрий	1794	Ю.Гадолин

Цирконий	1789	М.Клапрот
Нюбий	1801	Ч.Хэтчет
Молибден	1778	К.Шееле
Рутений	1844	К.К.Клаус
Родий	1804	В.Воластон
Палладий	1803	В.Воластон
Серебро	Известно с древности	
Кадмий	1817	К.Штроемeyer
Индий	1863	Ф.Рейх, И.Рихтер
Олово	Известно с древности	
Сурьма	Получена в средние века	
Теллур	1782	Ф.Мюллер фон Рейхенштейн
Йод	1811	Б.Куртуа
Ксенон	1898	В.Рамзай, М.Траверс
Цезий	1861	Р.Бунзен, Г.Кирхгоф
Барий	1774	К.Шееле, Г.Ган
Лантан	1839	К.Мосандер
Церий	1803	Й.Берцелиус, В.Хизингер
Празеодим	1885	К.Ауэр фон Вельсбах
Неодим	1885	К.Ауэр фон Вельсбах
Самарий	1879	П.Лекок де Буабодран
Европий	1901	Э.Демарсе
Гадолиний	1886	П.Лекок де Буабодран
Тербий	1843	К.Мосандер
Диспрозий	1886	П.Лекок де Буабодран
Гольмий	1879	П.Клеве
Эрбий	1843	К.Мосандер
Тулий	1879	П.Клеве
Иттербий	1878	Ш.Мариньяк
Лютеций	1907	Ж.Урбэн
Гафний	1923	Д.Костер, Д.Хевеши
Тантал	1802	А.Экеберг
Вольфрам	1781	К.Шееле
Рений	1927	И.Ноддак, В.Ноддак
Осмий	1804	С.Теннант
Иридий	1804	С.Теннант
Платина	1748	А. де Уалоа

Алхимики – 4 «элемента»
XVIII столетие – азот,
водород, кислород, хлор,
кобальт, платина, никель,
марганец, вольфрам,
молибден, уран, титан,
хром.
Платиноиды...
РЗЭ...
Инертные газы...

Золото	Известно с древности
Ртуть	Известна с древности
Таллий	1861 В.Крукс
Свинец	Известен с древности
Висмут	Получен в средние века
Полоний	1898 П.Кюри, М.Кюри
Радон	1899 Р.Оуэнс, Э.Резерфорд
Франций	1939 М.Перей
Радий	1898 П.Кюри, М.Кюри, Ж.Бемон
Актиний	1899 А.Дебьерн
Торий	1828 Й.Берцелиус
Проктактиний	1918 О.Ган, Л.Мейтнер; Ф.Содин, А.Кронстон
Уран	1789 М.Клапрот

Систематизация

... не только классификация, но и поиск фундаментального закона!

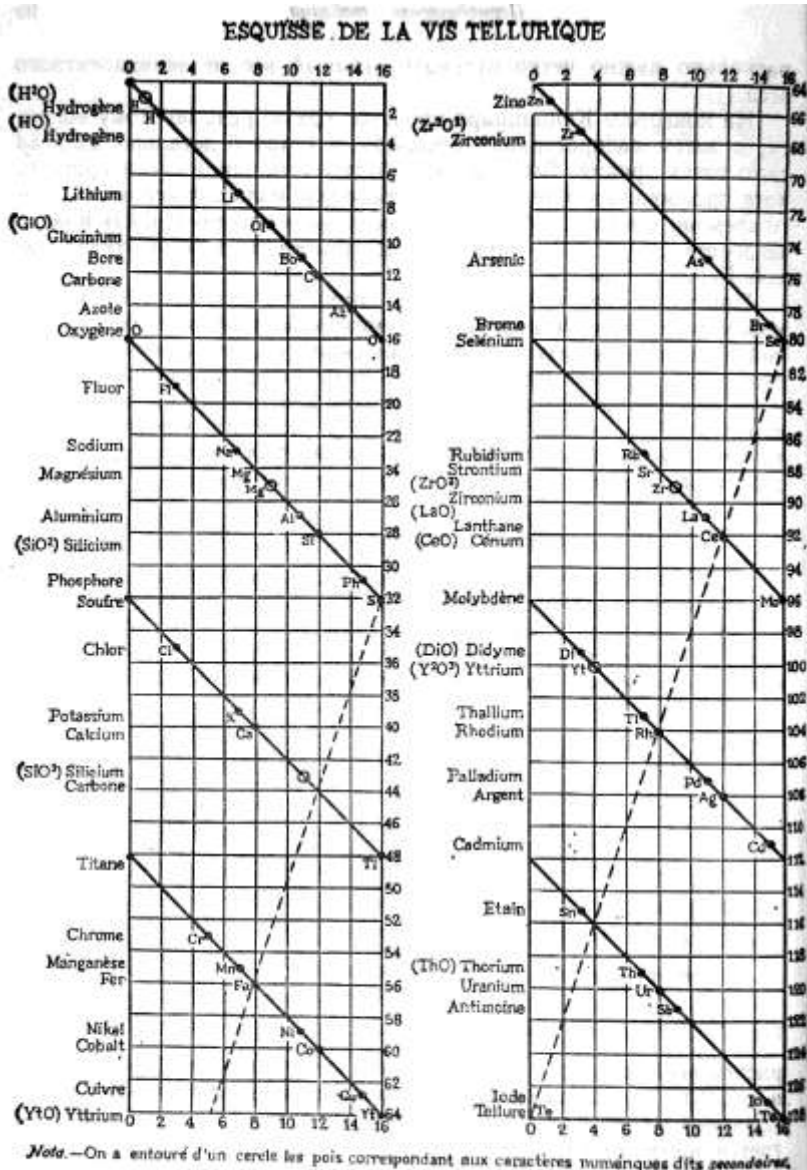
- триады Дёберейнера (1829): Br-Cl / I, Ca-Sr-Ba, S – Se – Te
- Первый химический конгресс (1860 г., Карлсруэ)
- спираль де Шанкуртуа (1862)
- октавы Ньюлендса (1864 - 1865)
- таблица Одлинга и Мейера (1870)
- Таблица Д.И.Менделеева (1869)
- Коротко- и длиннопериодные варианты (всего ~ 700)

IUPAC version (18 «колонок»)

USA: I A – VII A, I B – VII B, VIII – 3 и O

Россия: I – VIII группы

Спираль де Шанкуртуа



Расположение в порядке возрастания атомных весов (масс): похожие элементы попадают в вертикальные столбцы

Рис. 14. «Винтовой график» Бегюле де Шанкуртуа (1862 г.). Расположили элементы в порядке возрастания их атомных весов, ученый соединил линиями элементы с похожими свойствами

Закон октав Ньюлендса

№	№	№	№	№	№	№	№
H 1	F 8	Cl 15	Co и Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt и Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
G 3	Mg 10	Cd 17	Zn 25	Sr 31	Cd 38	Ba и V 45	Pb 54
Jo 4	Al 11	Cr 19	Y 24	Ce и La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di* и Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Sc 28	Ro* и Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

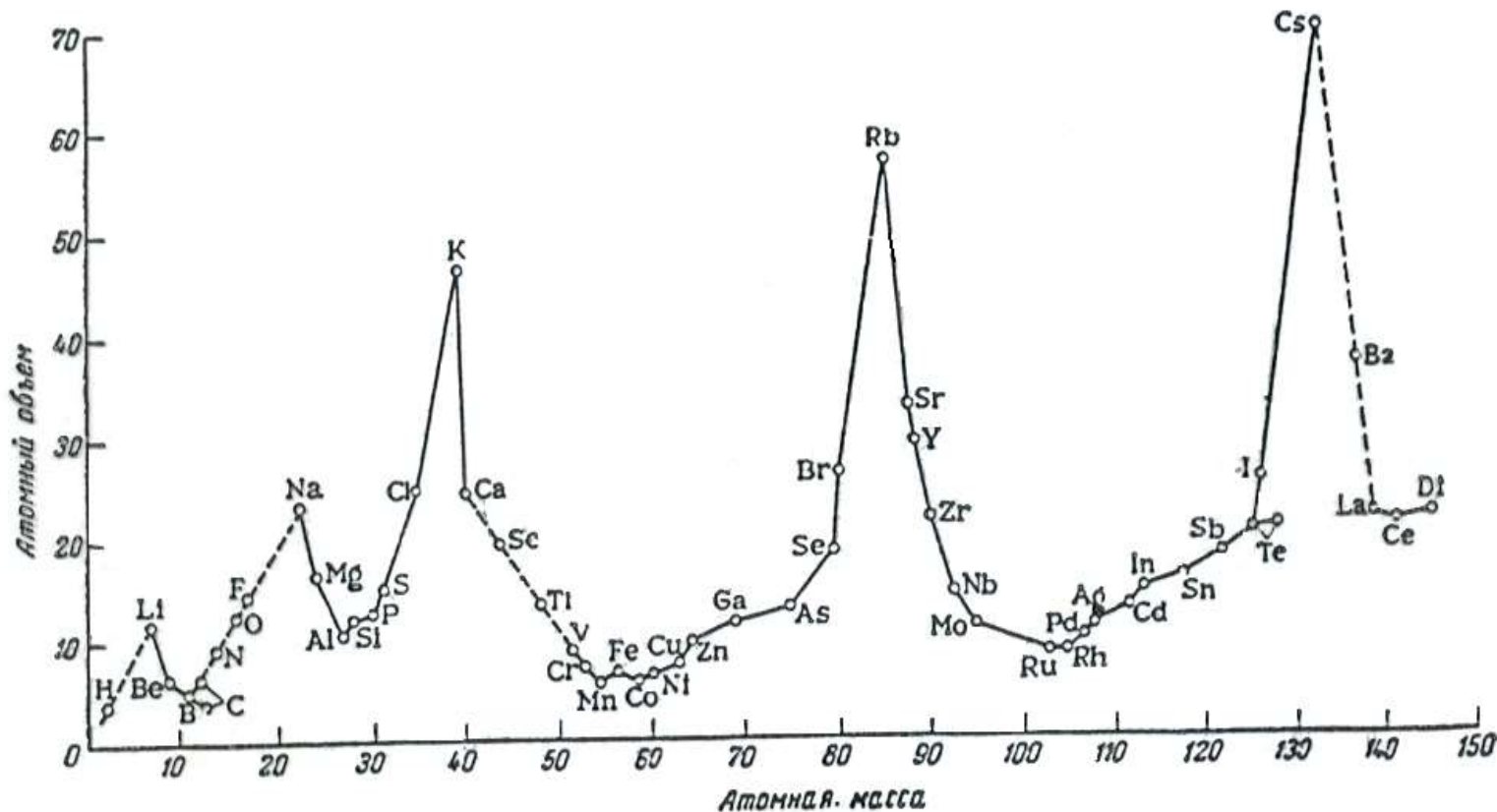
Расположение в порядке возрастания атомных весов (масс): каждый восьмой элемент обладает похожими свойствами (настаивал на том, что длиннее «период» не должен быть)

Классификация элементов по Одлиngu

			Mo 96 — Pd 106,5	W 184 Au 196,5 Pt 197
Li 7 G 9 B 11 C 12 N 14 O 16 F 19	Na 23 Mg 24 Al 27,5 Si 28 P 31 S 32 Cl 35,5	— Zn 65 — — As 75 Se 79,5 Br 80	Ag 108 Cd 112 — Sn 118 Sb 122 Te 129 I 127	— Hg 200 Tl 203 Pb 207 Bi 210 — —
	K 39 Ca 40 Ti 48 Cr 52,5 Mn 55	Rb 85 Sr 87,5 Zr 89,5 — —	Cs 133 Ba 137 — V 138 —	Th 231

Расположение в порядке возрастания атомных весов (масс) + валентность (1864 г.)

Периодическая таблица по Лотару Мейеру



Расположение в порядке возрастания атомных **ОБЪЕМОВ** (удельное физическое свойство!): период **МОЖЕТ** изменяться («триады» Дёберейнера и «октавы» Ньюлендса присутствуют)

Периодическая таблица элементов Д. И. Менделеева

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

		Tl=50	Zr= 90	?=180.	
		V=51	Nb= 94	Ta=182.	
		Cr= 52	Mo= 96	W= 186.	
		Mn= 55	Rh= 104,4	Pt= 197,4	
		Fe=56	Ru= 104,4	Ir=198.	
	Ni=Co= 59	Pl= 106,6	Os= 199.		
	Cu= 63,4	Ag= 108	Hg= 200.		
H=1	Be= 9,4	Mg=24	Zn= 65,2	Cd= 112	
	B= 11	Al=27,4	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As= 75	Sb=122	Bi=210?
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl= 204.
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,6	Th=118?		

1 марта 1869 г.

Расположение в порядке возрастания атомных весов (масс), но:

-изменил атомные веса ряда элементов (U – 240, «последний» элемент)

-сформулировал понятия о группах, малых и больших периодах (оценил их «емкость»),

-назвал систему «естественной»,

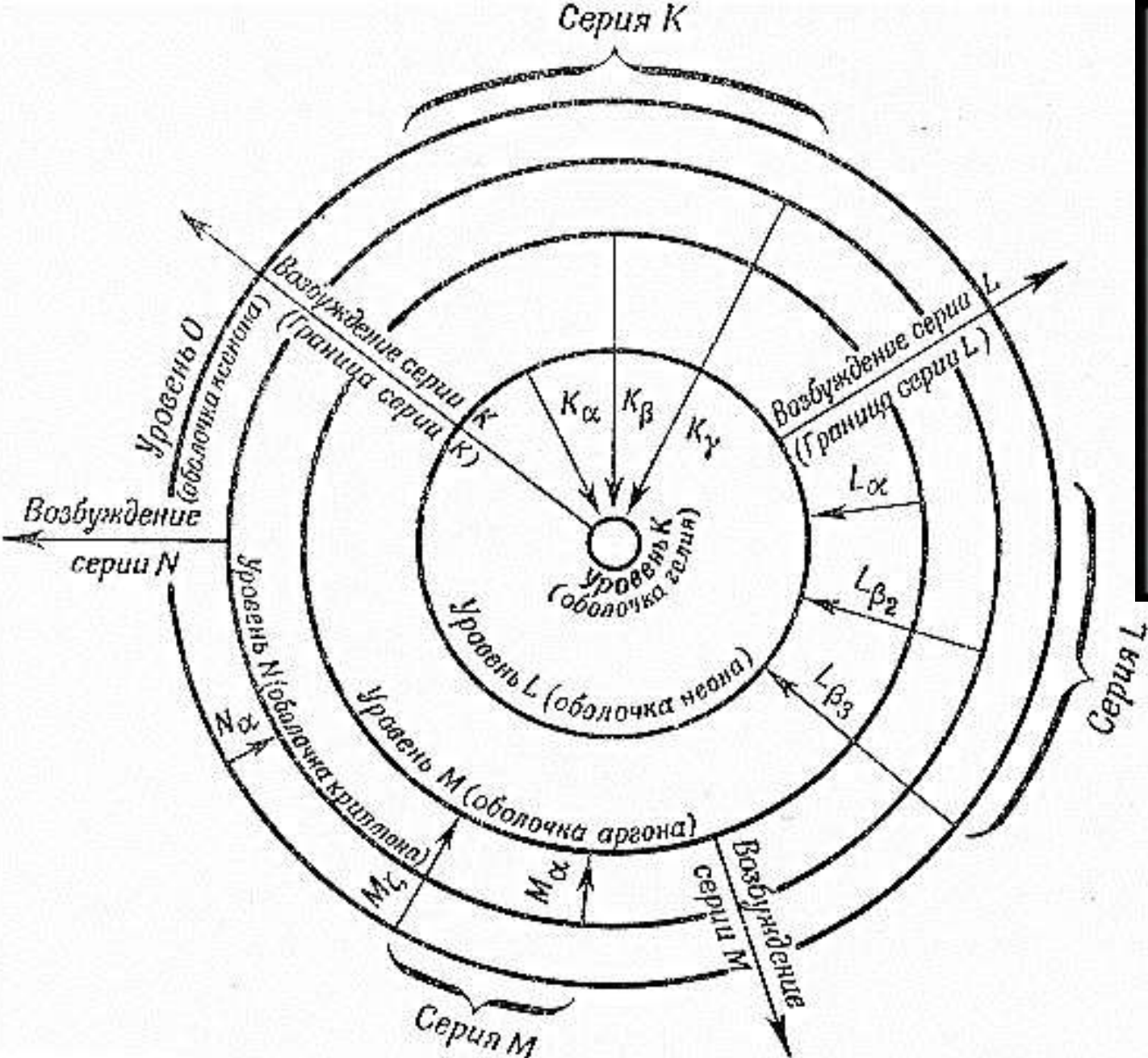
-предсказал существование новых элементов (экабор – Sc, экаалюминий – Ga, экасилиций - Ge)

**СОПОСТАВЛЕНИЕ ПРЕДСКАЗАННЫХ СВОЙСТВ ЭКАКРЕМНИЯ
СО СВОЙСТВАМИ ГЕРМАНИЯ**

Свойства экакремния ES, предсказанные Менделеевым (1870 г.)	Свойства германия, найденные Винклером (1886 г.)
1. Атомный вес равен среднему арифметическому атомных весов четырех соседних элементов ^а периодической системы — Si, Sn, Zn, Se $1/4 (28,1 + 118,7 + 65,38 + 79,0) = 72,8$	1. Атомный вес = 72,60
2. Плотность, определенная таким же образом, равна 5,5	2. Плотность при 20° = 5,469
3. По атомному объему элемент должен располагаться между кремнием (13) и оловом (16), но ближе к кремнию	3. Атомный объем = 13,4
4. Элемент образует окись ESO ₂ с более слабыми основными свойствами, чем у SnO ₂	4. GeO ₂ обладает не основными свойствами, а слабокислыми
5. Плотность окиси ESO ₂ равна 4,7	5. GeO ₂ имеет $d^{18} = 4,703$
6. ESO ₂ , так же как и окиси олова и цинка, легко восстанавливается	6. GeO ₂ легко восстанавливается углеродом или водородом до металлического германия
7. Элемент образует жидкий хлорид EsCl ₄ , кипящий ниже 100°, с плотностью 1,9	7. GeCl ₄ — жидкость, кипящая при 86°, с плотностью 1,879
8. Соединение с водородом ESH ₄ — газообразное и более устойчивое, чем SnH ₄ ^б	8. GeH ₄ кипит при -90°

^а Менделеев взял для расчета цинк, поскольку соседний элемент с меньшим атомным весом (галлий) в это время еще не был известен, и селен — элемент с большим атомным весом, также соседний с экакремнием

^б Это очень неустойчивое соединение получил А. Панет только в 1924 г.



Испускание линий различных серий рентгеновских спектров атомов.

1 H
2 He

3 Li — 11 Na
4 Be — 12 Mg
5 B — 13 Al
6 C — 14 Si
7 N — 15 P
8 O — 16 S
9 F — 17 Cl
10 Ne — 18 A

19 K — 37 Rb
20 Ca — 38 Sr
21 Sc — 39 Y
22 Ti — 40 Zr
23 V — 41 Nb
24 Cr — 42 Mo
25 Mn — 43 -
26 Fe — 44 Ru
27 Co — 45 Rh
28 Ni — 46 Pd
29 Cu — 47 Ag
30 Zn — 48 Cd
31 Ga — 49 In
32 Ge — 50 Sn
33 As — 51 Sb
34 Se — 52 Te
35 Br — 53 J
36 Kr — 54 X

55 Cs — 87 -
56 Ba — 88 Ra
57 La — 89 Ac
58 Ce — 90 Th
59 Pr — 91 Pa
60 Nd — 92 U
61 -
62 Sm
63 Eu
64 Gd
65 Tb
66 Ds
67 Ho
68 Er
69 Tm
70 Yb
71 Lu
72 -
73 Ta
74 W
75 -
76 Os
77 Ir
78 Pt
79 Au
80 Hg
81 Tl
82 Pb
83 Bi
84 Po
85 -
86 Nt — 118 -

**Н.Бор (1921):
квантовая теория
строения атомов и
схема формирования
их электронных
конфигураций по мере
роста заряда ядра.**



Переход от рассмотрения атомной массы как основного параметра, от которого зависит периодический характер свойств элементов, к параметру заряда ядра является принципиальным, потому что в первом случае периодический закон является эмпирическим наблюдением, носящим всеобщий характер, но только во втором случае становится понятна причина периодического изменения свойств и всеобщности периодического закона: заряд ядра и законы квантовой механики определяют особенности заполнения электронных оболочек атомов и изменения их физических и химических характеристик.

Формулировки

«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости *от атомных весов (?) элементов*»

«Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от **заряда ядра (!) атомов элементов**»

Естественный ряд химических элементов ${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$ ${}_{108}\text{Hs}$, ${}_{109}\text{Mt}$ образует систему с периодическим изменением электронной конфигурации и свойств химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ.

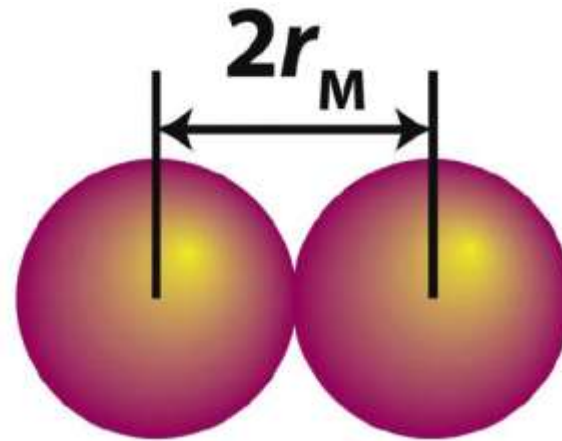
ПЕРИОД	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																			
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б	а IX б	а X б	а XI б	а XII б	а XIII б	а XIV б	а XV б	а XVI б				
1											H 1 1,00794-1 водород	He 2 4,002602-2 гелий	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p style="text-align: center;">Атомная масса Атомный номер</p> <p style="text-align: center;">U 92</p> <p style="text-align: center;">238,02891 238,02891-238,02891 уран</p> <p style="font-size: small;">Расположение элементов по возрастанию атомного номера и в соответствии с периодическим законом</p> </div>							
2	Li 3 6,941-2 литий	Be 4 9,01218-1 бериллий	B 5 10,811-5 бор	C 6 12,011-1 углерод	N 7 14,0067-1 азот	O 8 15,9994-3 кислород	F 9 18,998403-1 фтор	Ne 10 20,1797-1 неон												
3	Na 11 22,98977-1 натрий	Mg 12 24,305-1 магний	Al 13 26,98154-1 алюминий	Si 14 28,0855-3 кремний	P 15 30,97376-1 фосфор	S 16 32,066-6 сера	Cl 17 35,453-1 хлор	Ar 18 39,948-1 аргон												
4	K 19 39,0983-1 калий	Ca 20 40,078-4 кальций	Sc 21 44,95591-1 скандий	Ti 22 47,88-3 титан	V 23 50,9415-1 ванадий	Cr 24 51,9961-6 хром	Mn 25 54,938-1 марганец	Fe 26 55,847-3 железо	Co 27 58,9332-1 кобальт	Ni 28 58,69-1 никель										
	Zn 30 65,38-2 цинк	Ga 31 69,723-4 галлий	Ge 32 72,59-3 германий	As 33 74,9216-1 мышьяк	Se 34 78,96-3 селен	Br 35 79,904-1 бром	Kr 36 83,80-1 криптон													
5	Rb 37 85,4678-3 рубидий	Sr 38 87,62-1 стронций	Y 39 88,9058-1 иттрий	Zr 40 91,224-2 цирконий	Nb 41 92,9064-1 ниобий	Mo 42 95,94-1 молибден	Tc 43 97,9072 технеций	Ru 44 101,07-2 рутений	Rh 45 102,9055-1 родий	Pd 46 106,42-1 палладий										
	Ag 47 107,8682-3 серебро	Cd 48 112,41-1 кадмий	In 49 114,82-1 индий	Sn 50 118,710-1 олово	Sb 51 121,75-3 сурьма	Te 52 127,60-3 теллур	I 53 126,9045-1 йод	Xe 54 131,29-3 ксенон												
6	Cs 55 132,9054-1 цезий	Ba 56 137,33-1 барий	La 57 138,9055-3 лантан	Hf 72 178,49-3 гафний	Ta 73 180,9479-1 тантал	W 74 183,85-3 вольфрам	Re 75 186,207-1 рений	Os 76 190,2-1 осмий	Ir 77 192,22-3 иридий	Pt 78 195,08-3 платина										
	Au 79 196,9665-1 золото	Hg 80 200,59-3 ртуть	Tl 81 204,383-1 таллий	Pb 82 207,2-1 свинец	Bi 83 208,9804-1 висмут	Po 84 209,0024 полоний	At 85 209,0071 астат	Rn 86 222,0176 радон												
7	Fr 87 223,0187 франций	Ra 88 226,0254 радий	Ac 89 227,0278 актиний	Ku 104 [261] куриум	Ns 105 [262] нобеллий	106 [263] [263]	107 [262] [262]	108 [266] [266]	109 [267] [267]											
★ ЛАНТАНОИДЫ																				
Ce 58 140,12-1 церий	Pr 59 140,907-1 протактиний	Nd 60 144,24-3 неодим	Pm 61 [145] прометий	Sm 62 150,36-3 самарий	Eu 63 151,96-1 европий	Gd 64 157,25-3 гадолиний	Tb 65 158,925-1 тербий	Dy 66 162,50-1 диurioбий	Ho 67 164,930-1 гольмий	Er 68 167,26-1 эрбий	Tm 69 168,930-1 тимолий	Yb 70 173,054-1 ytterбий	Lu 71 174,967-1 лютеций							
★ АКТИНОИДЫ																				
Th 90 232,0377-1 торий	Pa 91 231,036-1 пактий	U 92 238,02891-1 уран	Np 93 237,04817-1 нептуний	Pu 94 244,0642-1 плутоний	Am 95 243,06136-1 амерций	Cm 96 247,0703-1 куриум	Bk 97 247,0703-1 берклий	Cf 98 251,07958-1 калорфордий	Es 99 252,083-1 эйнштейний	Fm 100 257,095-1 фермий	Md 101 258,10-1 менделеев	No 102 259,10-1 нобеллий	(Lr) 103 [260] [260]							

IUPAC рекомендует использовать длиннопериодный вариант Периодической таблицы химических элементов Д.И.Менделеева.

Характеристические свойства атомов

1. Орбитальный радиус атома r_a

Размер электронного облака атома с учетом взаимодействий электронов между собой и с ядром



2. Потенциал ионизации I_i



$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots < I_n$$

3. Сродство к электрону A_e



A_e

4.

Магнитный момент $\mu_{\text{эфф}}$

5. Электроотрицательность χ

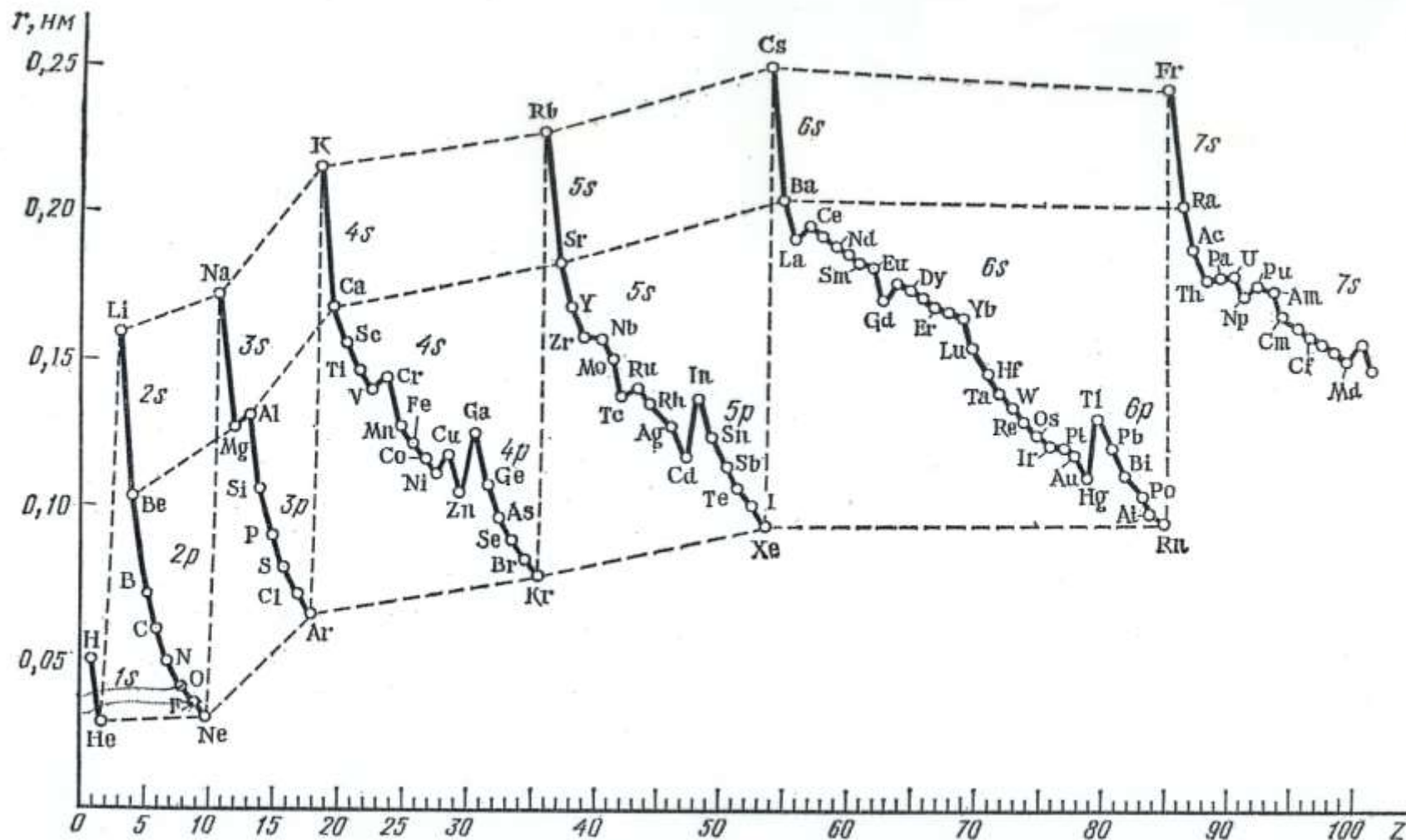
$$\sqrt{S(S+1)} = \sqrt{n(n+2)}$$

Мера смещения электронной плотности при взаимодействии с другим атомом.

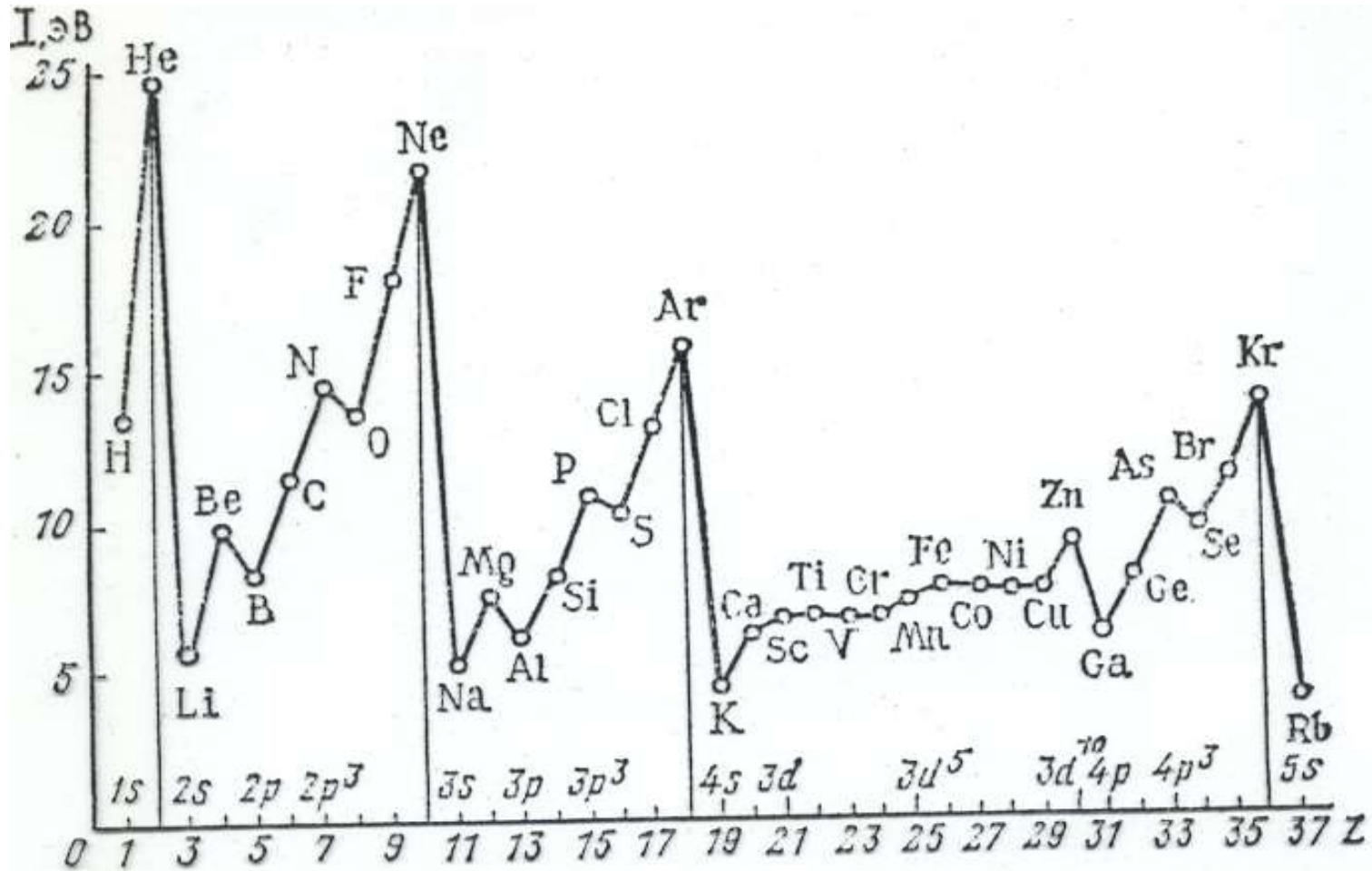
Шкалы: Полинга χ_P , Олреда-Рохова χ_{AR} , Малликена χ_M

$$\chi_M = \frac{1}{2}(I_1 + A_e)$$

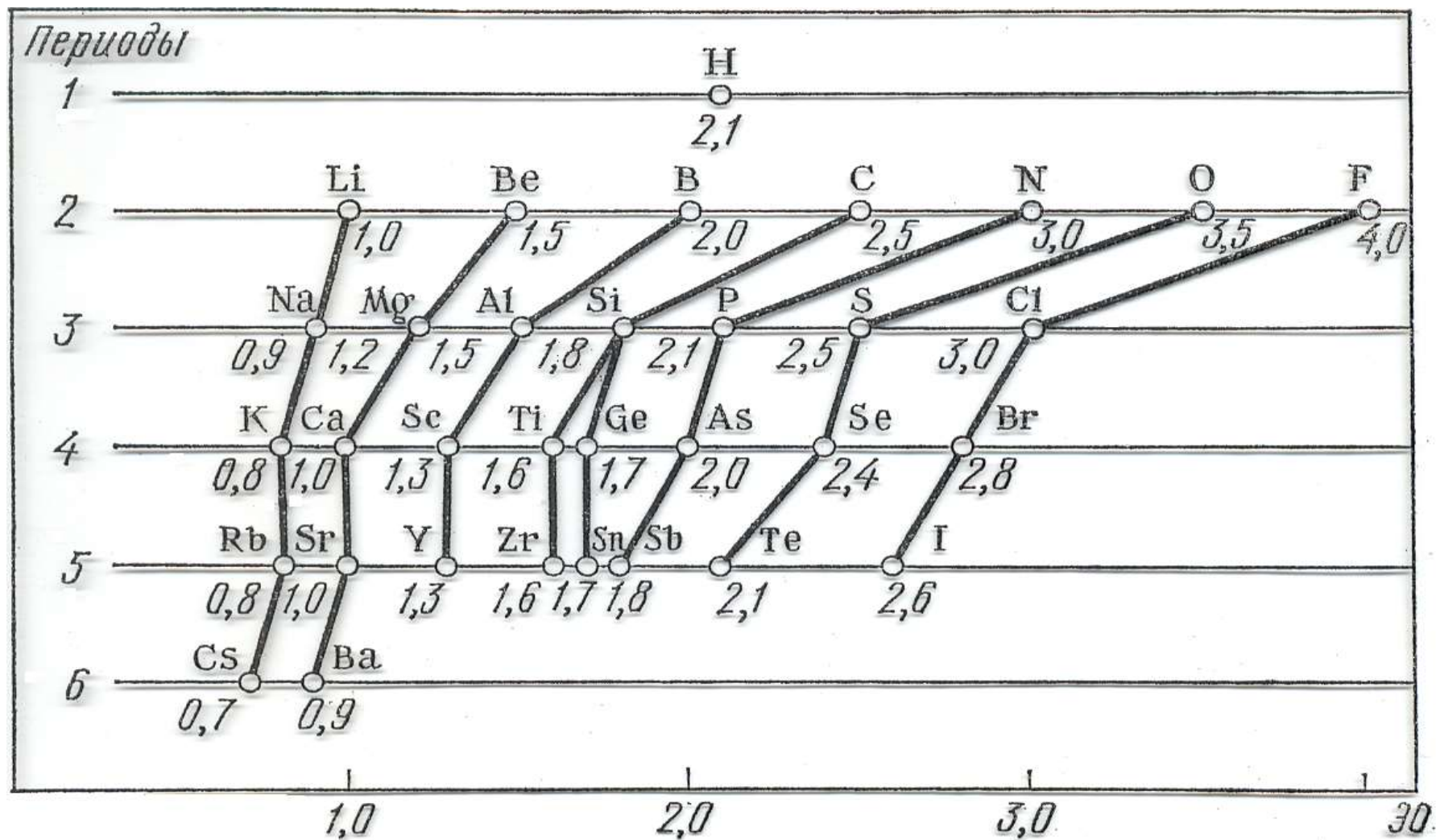
Зависимость орбитальных радиусов атомов от атомного номера элемента



Потенциалы ионизации



Электроотрицательность по Полингу



Классификация элементов по химическому состоянию в природе

Класс	Химическая форма	Основные элементы	Основные места локализации элементов
Атмофильные	Газы	Благородные газы, частично O, N, H	Воздух
Сидерофильные	Простые вещества — металлы	Fe, Co, Ni, Au, платиновые металлы, частично Mn, Re	Земное ядро, на поверхности в виде самородков
Халькофильные	Сульфиды	Cu, Ag, Zn, Cd, Hg, Ge, Sn, Pb, As, Sb, Bi, Se, Te, In, Tl	Сульфидные минералы
Литофильные	Силикаты и гидратированные ионы	Элементы групп 1, 2, 3, 4, 5, 6 таблицы Менделеева, O, C, Si, P, галогены	Оксиды, силикаты, солеобразные минералы, морские отложения, морская вода, соленые воды

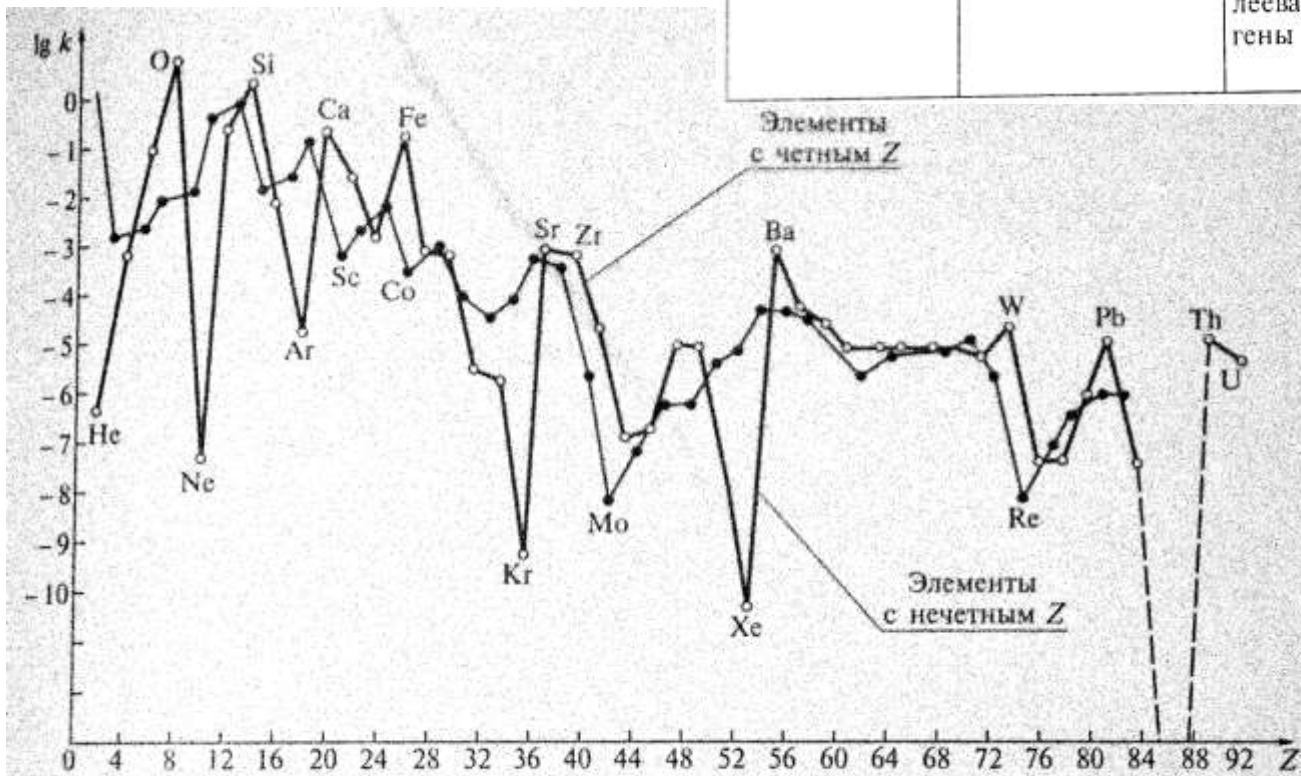


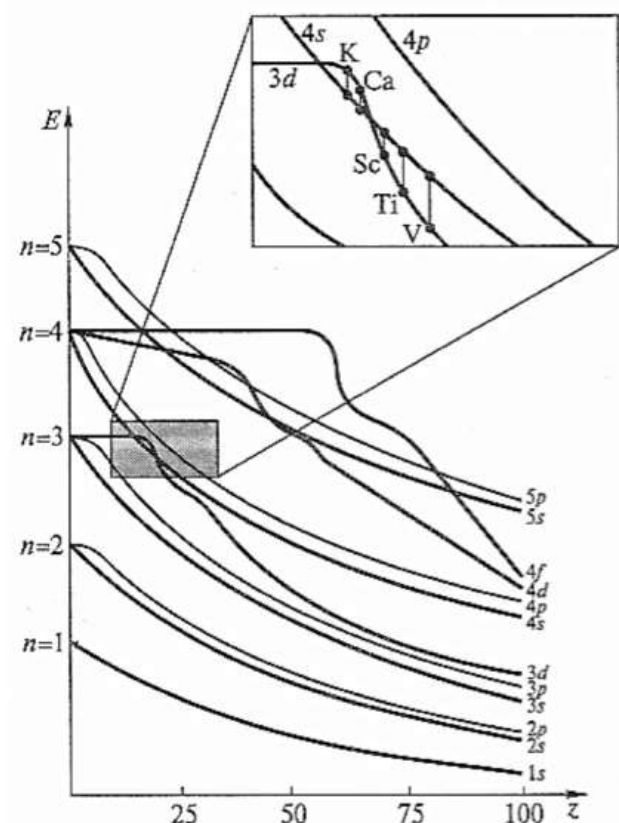
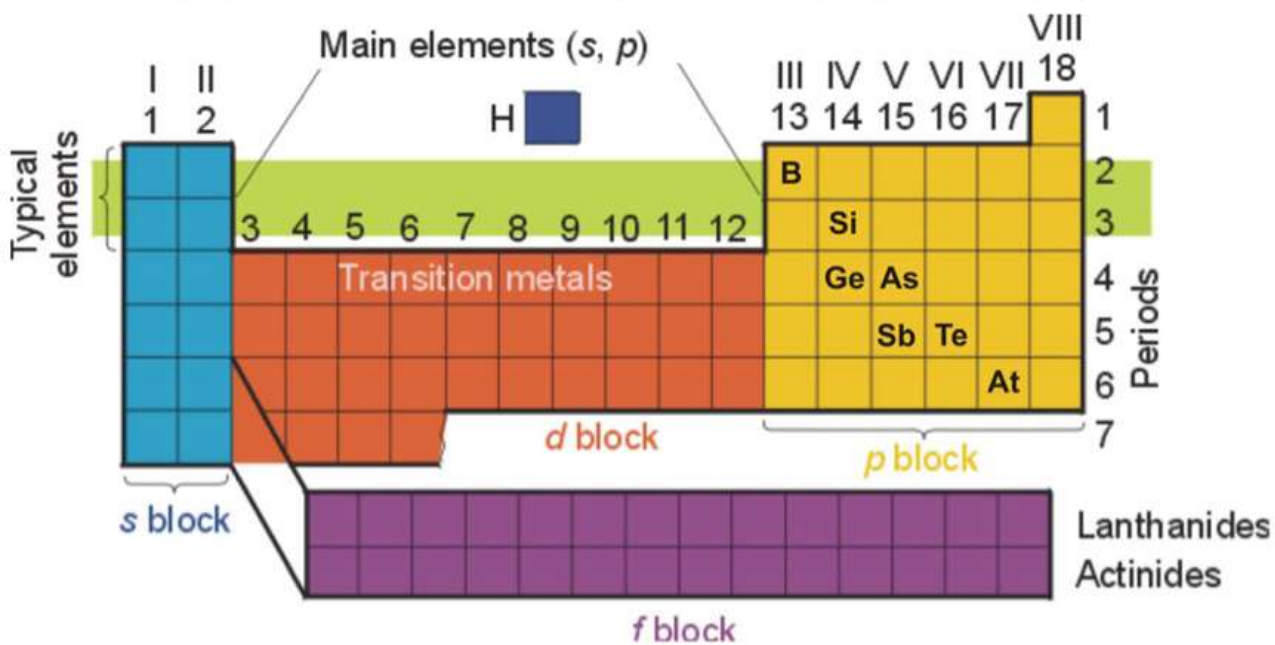
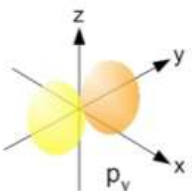
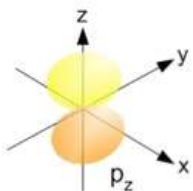
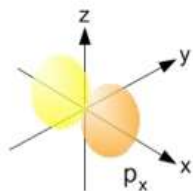
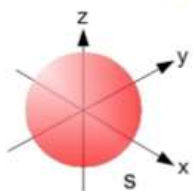
Рис. 3.24. Распространенность элементов в земной коре ($\lg k$ — логарифм атомных кларков по Ферману)

Простые вещества, как они есть

The Elements

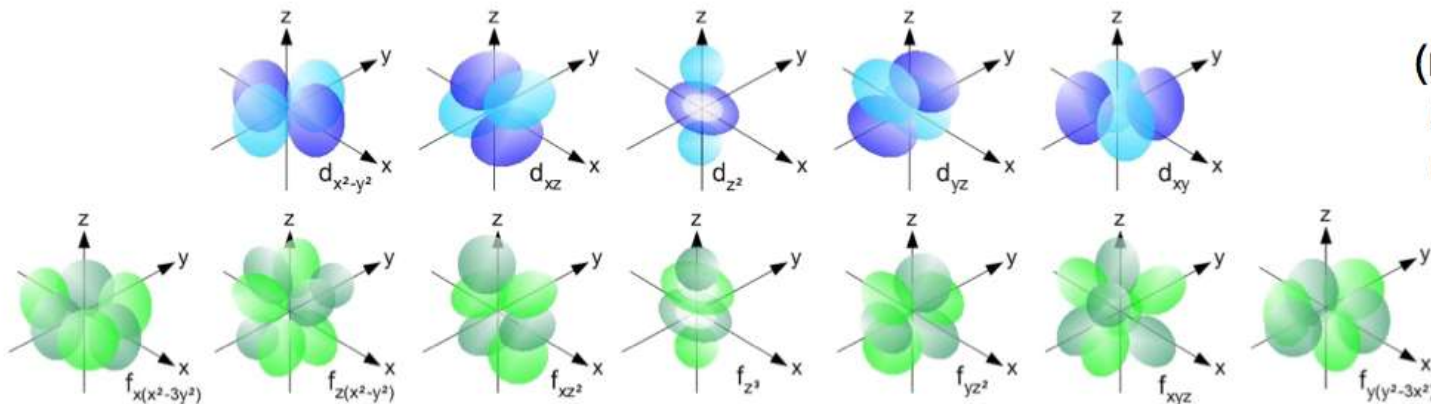
The Elements																H 1 Hydrogen	He 2 Helium
Li 3 Lithium		Ba 4 Barium		B 5 Boron	C 6 Carbon	N 7 Nitrogen	O 8 Oxygen	F 9 Fluorine	Ne 10 Neon								
Na 11 Sodium		Mg 12 Magnesium		Al 13 Aluminum	Si 14 Silicon	P 15 Phosphorus	S 16 Sulfur	Cl 17 Chlorine	Ar 18 Argon								
K 19 Potassium	Ca 20 Calcium	Sc 21 Scandium	Ti 22 Titanium	V 23 Vanadium	Cr 24 Chromium	Mn 25 Manganese	Fe 26 Iron	Co 27 Cobalt	Ni 28 Nickel	Cu 29 Copper	Zn 30 Zinc	Ga 31 Gallium	Ge 32 Germanium	As 33 Arsenic	Se 34 Selenium	Br 35 Bromine	Kr 36 Krypton
Rb 37 Rubidium	Sr 38 Strontium	Y 39 Yttrium	Zr 40 Zirconium	Nb 41 Niobium	Mo 42 Molybdenum	Tc 43 Technetium	Ru 44 Ruthenium	Rh 45 Rhodium	Pd 46 Palladium	Ag 47 Silver	Cd 48 Cadmium	In 49 Indium	Sn 50 Tin	Sb 51 Antimony	Te 52 Tellurium	I 53 Iodine	Xe 54 Xenon
Cs 55 Cesium	Ba 56 Barium	La 57 Lanthanum	Hf 72 Hafnium	Ta 73 Tantalum	W 74 Tungsten	Re 75 Rhenium	Os 76 Osmium	Ir 77 Iridium	Pt 78 Platinum	Au 79 Gold	Hg 80 Mercury	Tl 81 Thallium	Pb 82 Lead	Bi 83 Bismuth	Po 84 Polonium	At 85 Astatine	Rn 86 Radon
Fr 87 Francium	Ra 88 Radium	Ac 89 Actinium	Rf 104 Rutherfordium	Db 105 Dubnium	Sg 106 Seaborgium	Bh 107 Bohrium	Hs 108 Hassium	Mt 109 Meitnerium	Ds 110 Darmstadtium	Rg 111 Roentgenium	Uub 112 Ununbium	Uut 113 Ununtrium	Uuq 114 Ununquadium	Uup 115 Ununpentium	Uuh 116 Ununhexium	Uus 117 Ununseptium	Uuo 118 Ununoctium
La 57 Lanthanum	Ce 58 Cerium	Pr 59 Praseodymium	Nd 60 Neodymium	Pm 61 Promethium	Sm 62 Samarium	Eu 63 Europium	Gd 64 Gadolinium	Tb 65 Terbium	Dy 66 Dysprosium	Ho 67 Holmium	Er 68 Erbium	Tm 69 Thulium	Yb 70 Ytterbium	Lu 71 Lutetium			
Ac 89 Actinium	Th 90 Thorium	Pa 91 Protactinium	U 92 Uranium	Np 93 Neptunium	Pu 94 Plutonium	Am 95 Americium	Cm 96 Curium	Bk 97 Berkelium	Cf 98 Californium	Es 99 Einsteinium	Fm 100 Fermium	Md 101 Mendelevium	No 102 Nobelium	Lr 103 Lawrencium			

Структура ПСЭ (IUPAC)



Зависимость энергии орбиталей от заряда ядра (n — главное квантовое число)

Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое) определяют энергию, форму и пространственное расположение орбиталей



Водород – особый элемент

1 2 13 14 15 16 17 18

Простейшее
электронное
строение: $1s^1$



Особое
положение
водорода в ПС

H								(H)	He	
Li	Be			B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	<i>d</i> -block			Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	<i>d</i> -block			In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	<i>d</i> -block			Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	<i>d</i> -block								

1 группа: ион H^+ аналогичен катионам щелочных металлов – нет электронов на валентном уровне

17 группа: ион H^- аналогичен анионам галогенов – оболочка инертного газа

Элементы-неметаллы

1	2		13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	<i>d</i> -block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

Всего **25** элементов-
неметаллов, из них **3**
радиоактивны

1. Число валентных e^- :
 $n=N-10$

2. Электроотрицательность
увеличивается слева
направо и снизу вверх

3. Основные
положительные степени
окисления $n, n-2$

4. Основная отрицательная
степень окисления $-(8-n)$

- Молекулярные, слоистые или цепочечные структуры с малыми к.ч.
- Плохо проводят электрический ток
- Обладают малой эластичностью и большой хрупкостью
- Имеют высокие значения электроотрицательности, больше потенциалы ионизации
- Легко образуют анионы, реагируя с металлами
- Не выделяют водород из кислот
- Образуют ковалентные оксиды, обычно с кислотными свойствами
- Образуют молекулярные фториды
- Образуют молекулярные гидриды, обладающие восстановительными свойствами

Благородные газы

He гелий (солнечный)

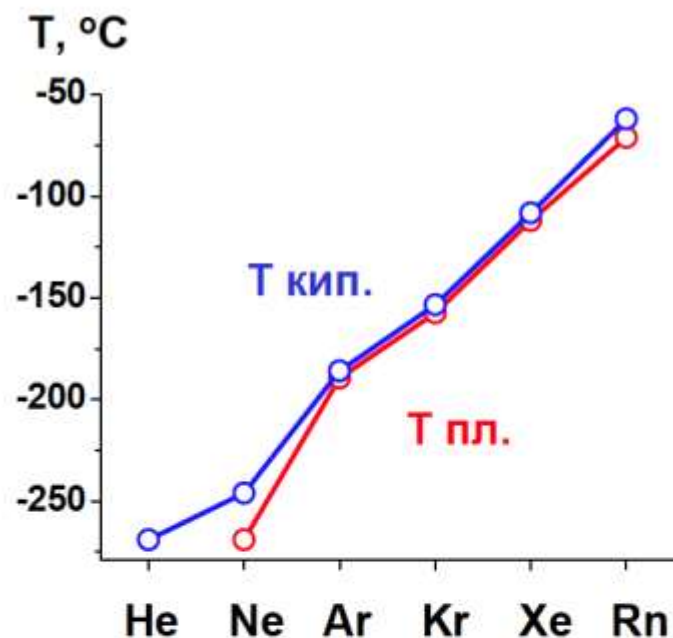
Ne неон (новый)

Ar аргон (недеятельный)

Kr криптон (скрытый)

Xe ксенон (чужой)

Rn радон (радиоактивный)

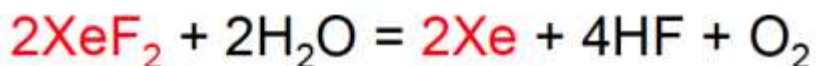
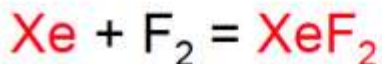


1. Имеют завершённые электронные оболочки

2. Очень не реакционноспособны

3. He, Ne, Ar не образуют химических соединений

4. Известны производные ксенона в с.о. +2, +4, +6, +8



Щелочные и щелочноземельные металлы


	1	2		13	14	15	16	17	18
	H							(H)	He
s-металлы	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	d-block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra								

Щелочные металлы

Щелочноземельные металлы

p-Металлы

1	2		13	14	15	16	17	18
H						(H)	He	
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	d-block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							



p-металлы

1. Электронные конфигурации, как у неметаллов – незавершенный *p*-подуровень

2. Легкоплавкие металлы

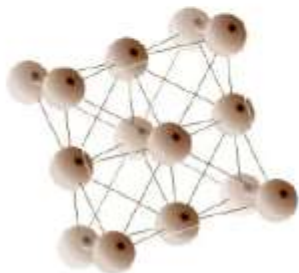
3. Малые значения I_1

4. Устойчивы положительные степени окисления $+n$ и $+(n-2)$

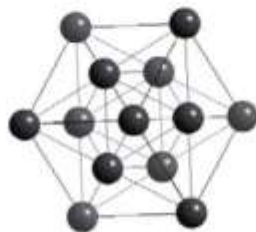
5. Вниз по подгруппе увеличивается стабильность с.о. $+(n-2)$

6. Химическая активность меньше, чем у *s*-металлов

Al



Pb



d-Металлы

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

1 ряд	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
2 ряд	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
3 ряд	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg



+ лантаниды



триада железа



платиновые металлы



монетные металлы

Изменение электронной конфигурации:

от $[\text{Ng}]ns^2(n-1)d^1$

до $[\text{Ng}]ns^2(n-1)d^{10}$

f-металлы

4f-металлы – лантаниды

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

Chapter 22 Opener

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

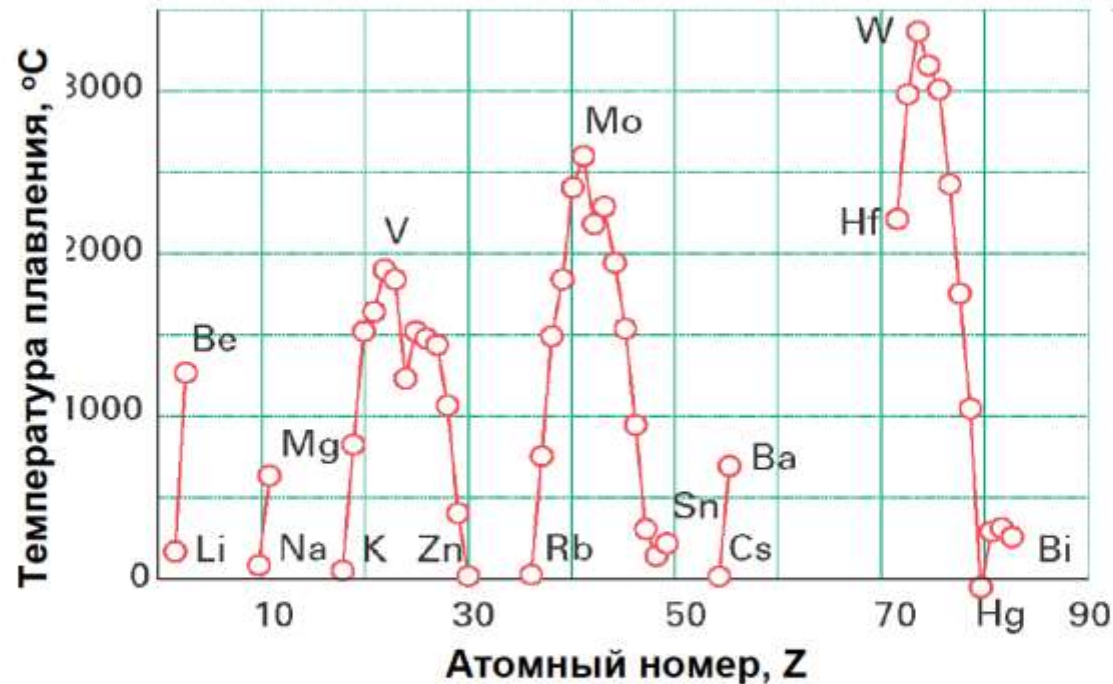
5f-металлы – актиниды



1. Заполняется f-подуровень $n-2$ периода
2. Лантаниды: степени окисления +3 для всех элементов, а также Ce^{+4} , Eu^{2+}
3. Лантаниды: радиус уменьшается от La до Lu (*лантанидное сжатие*)
4. Актиниды: химически очень разнообразны, с.о. от +2 до +7
5. Все актиниды, а также Pm радиоактивны
6. Для всех f-элементов характерны высокие координационные числа

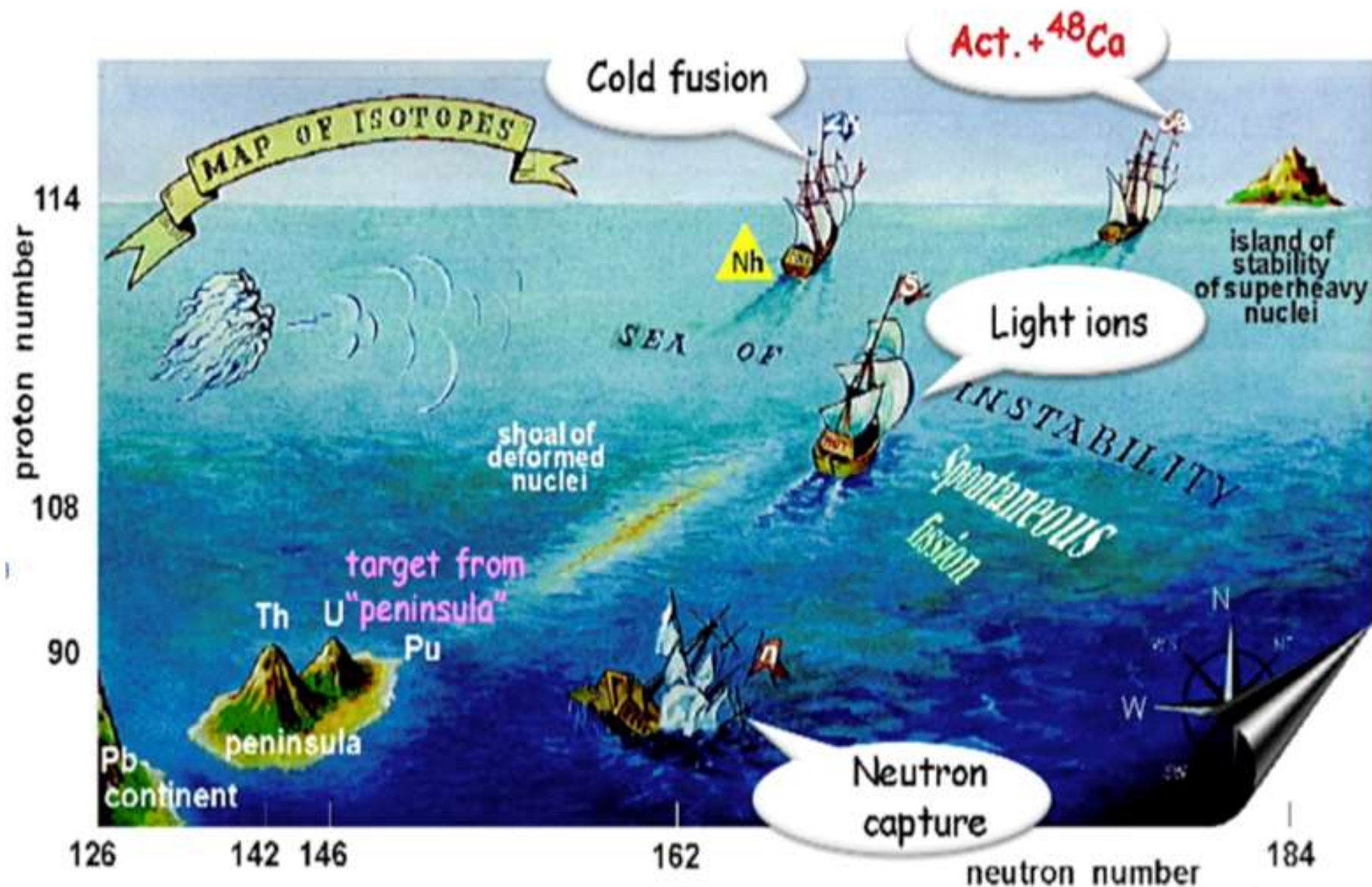
Особенности элементов-металлов

1. Широкий диапазон твердости и пластичности
2. Широкий диапазон температур плавления



3. Различная реакционная способность
4. Различная электроотрицательность, но $\chi \leq 2$.
5. Различная удельная проводимость, но $d\sigma/dT < 0$

Reactions of synthesis



Основное

1. Атом – химически неделимая (нейтральная) частица, из которых построены все известные простые и сложные вещества.
2. Наибольшее влияние на химические свойства элементов оказывает строение электронной оболочки атома.
3. Заряд атома является предопределяющим фактором, обуславливающим строение электронной оболочки.
4. Парадигма объяснения взаимодействия атомов за счет перекрывания орбиталей, отражающих распределение в пространстве электронов, характеризующихся четырьмя квантовыми числами (главным, орбитальным, магнитным, спиновым), является общепринятой в химии.
5. Квантовая теория строения атомов и закономерности формирования их электронных конфигураций по мере роста заряда ядра являются основой существования Периодического закона элементов Д.И.Менделеева.