

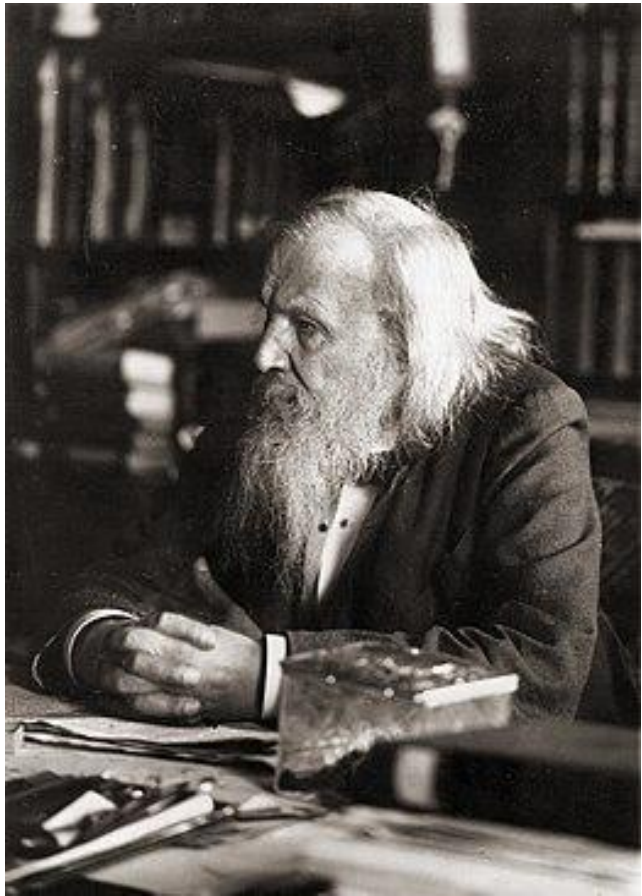
2. Строение атома и периодический закон

Лекции по общей и
неорганической химии

2.1 Открытие периодического закона

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1H							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	23Na	24Mg	27Al	28Si	31P	32S	35.5Cl	
4	K 39	Ca 40	44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56, Co 59, Ni 59, Cu 63
5	[63Cu]	65Zn	68Ga	72	75As	78Se	80Br	
6	Rb 85	Sr 87	Yt 89	Zr 90	Nb 94	Mo 96	—	Ru 104, Rh 104, Pt 106, Ag 108
7	[108Ag]	112Cd	113In	118Sn	122Sb	125Te	127I	
8	Cs 133	Ba 137	Di, La	Ce 138	—	—	—	— — — —
9	—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	Er 171	La, Di	Ta 182	W 184	—	Os 195, Ir 197, Pt 198, Au 199
11	[199Au]	200Hg	204Tl	207Pb	208Bi	—	—	
12	—	—	—	Th 231	—	U 240	—	— — — —

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.



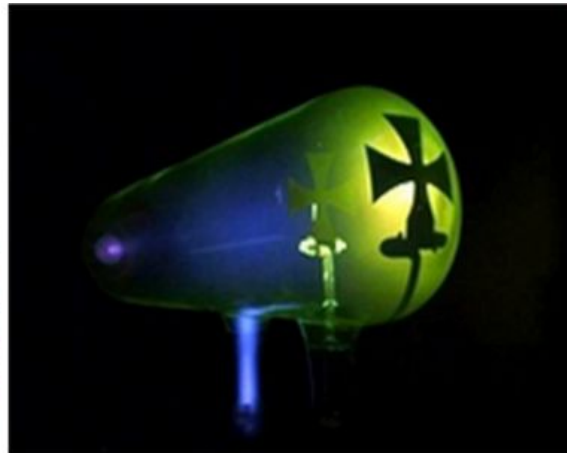
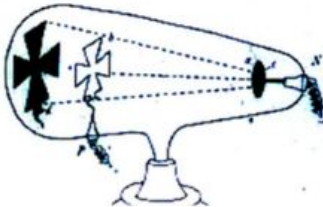
"Легко предположить, что ныне пока нет еще возможности доказать... что атомы простых тел суть сложные вещества, образованные сложением некоторых еще меньших частей... Выставленная мною периодическая зависимость, по-видимому, подтверждает такое предчувствие"

2.2 Предпосылки открытия строения атома

- 1878 г. – опыты с катодными лучами

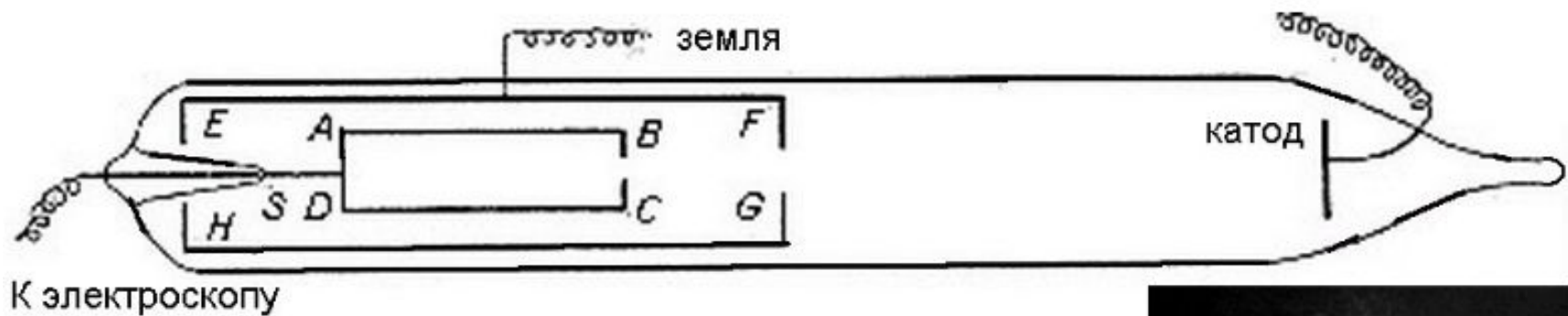


Fig. 1. From *Electrical Engineer* (New York), 21: 237, March 4, 1896.

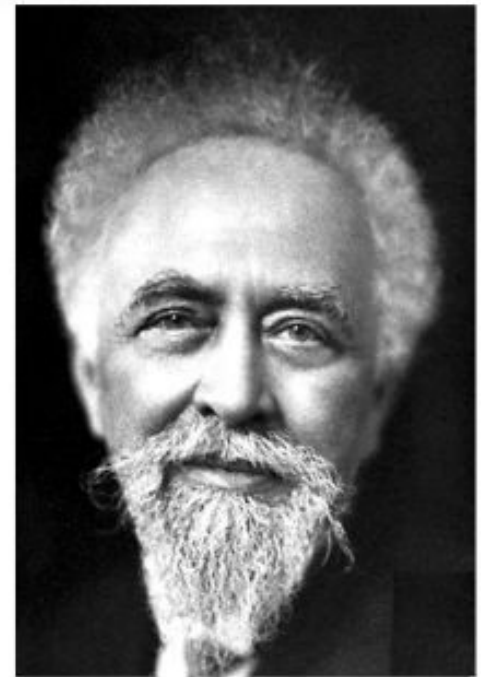


Сэр Уильям Крукс (*Sir William Crookes*, 17 июня 1832 г. – 4 апреля 1919 г.)

• Опыты Перрена



При работе трубки в цилиндр проникал пучок катодных лучей, при этом **цилиндр всегда получал отрицательный заряд**. Если с помощью магнита отклоняли катодные лучи так, чтобы они не попадали внутрь цилиндра, электроскоп не давал никаких показаний.



Требовалось экспериментально доказать, что выброс катодом заряженных частиц и свечение стенки разрядной трубки взаимосвязаны, что речь идет не о разных физических явлениях, а об одном.

Жан Батист Перрен (фр. *Jean Baptiste Perrin*, 30 сентября 1870, Лилль, Франция — 17 апреля 1942, Нью-Йорк, США)

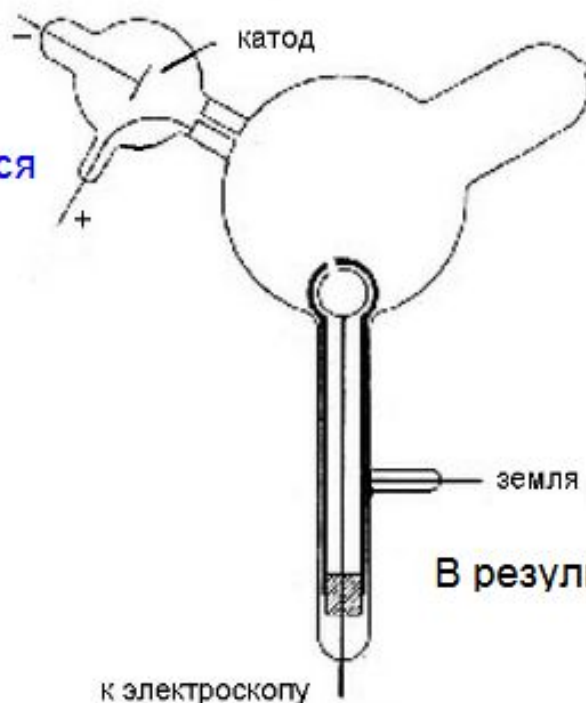
Опыт Томсона

Усовершенствовал эксперимент
Перрена

Цилиндр с отверстием располагался
не перед катодом, а сбоку от него

Томсону удалось добиться
**отклонения катодных лучей
электрическим полем**

по отклонению в электрическом и
магнитном полях удалось
определить отношение заряда к
массе e/m



Сэр Джозеф Джон Томсон (18 декабря 1856
– 30 августа 1940)

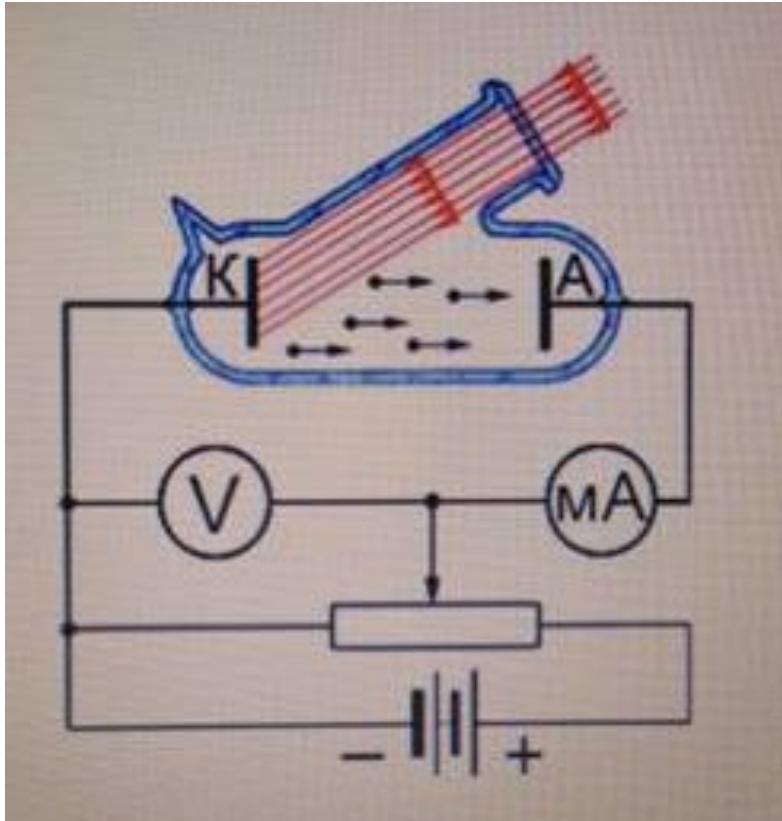
В результате, **Дж. Дж. Томсону**

29 апреля 1897г. Томсон выступил на заседании Лондонского королевского общества.

«После длительного обсуждения экспериментов – пишет в своих воспоминаниях Томсон, – оказалось, что мне не избежать следующих заключений:

- **Что атомы не неделимы**, так как из них могут быть вырваны отрицательно заряженные частицы под действием электрических сил, удара быстро движущихся частиц, ультрафиолетового света или тепла.
- **Что эти частицы все одинаковой массы, несут одинаковый заряд отрицательного электричества**, от какого бы рода атомов они ни происходили, и являются компонентами всех атомов.
- **Масса этих частиц меньше, чем одна тысячная массы атома водорода.** Я вначале назвал эти частицы корпускулами, но они теперь называются более подходящим именем „электрон“».

- А.Г. Столетов – доказал, что электроны есть во всех атомах



Радиоактивность

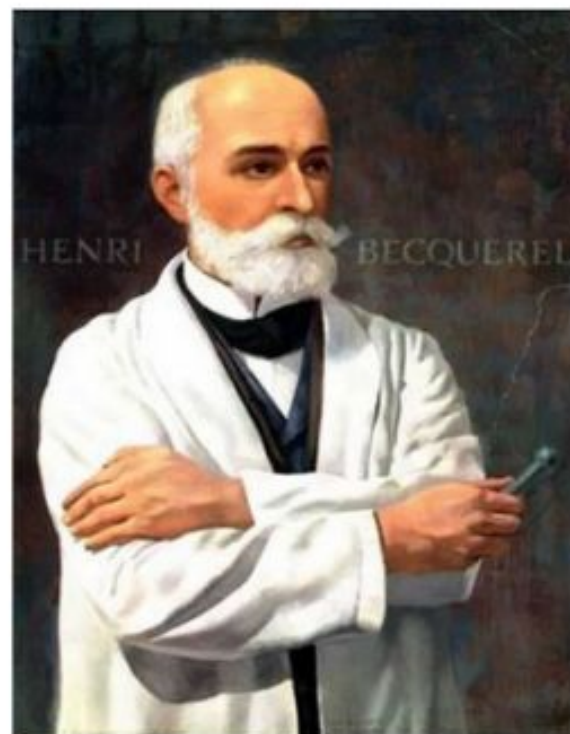
В начале 1896 г. Анри Беккерель (1852 – 1908) обнаружил, что соли урана испускают проникающее излучение (урановые лучи). Он установил, что это явление, целиком **связано с присутствием урана**, который стал **первым открытым радиоактивным химическим элементом**.

Термин **«радиоактивность»** был предложен **Марией Кюри**, одной из первых начавших исследования этого природного явления.

Через 2 года Мария и Пьер Кюри обнаружили подобные свойства у *тория* и открыли два новых радиоактивных элемента – *полоний и радий*.

В 1903 г. им была присуждена Нобелевская премия:

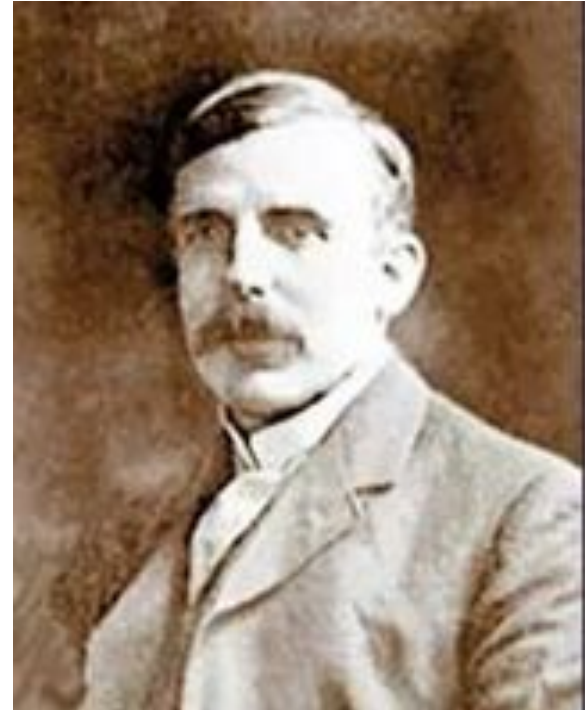
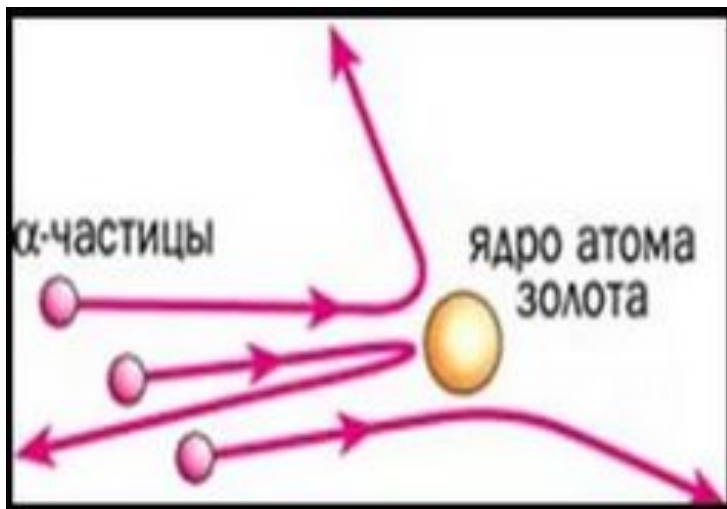
Беккерелю за открытие спонтанной радиоактивности, а супругам Кюри за исследование радиационных явлений, открытых профессором Анри Беккерелем



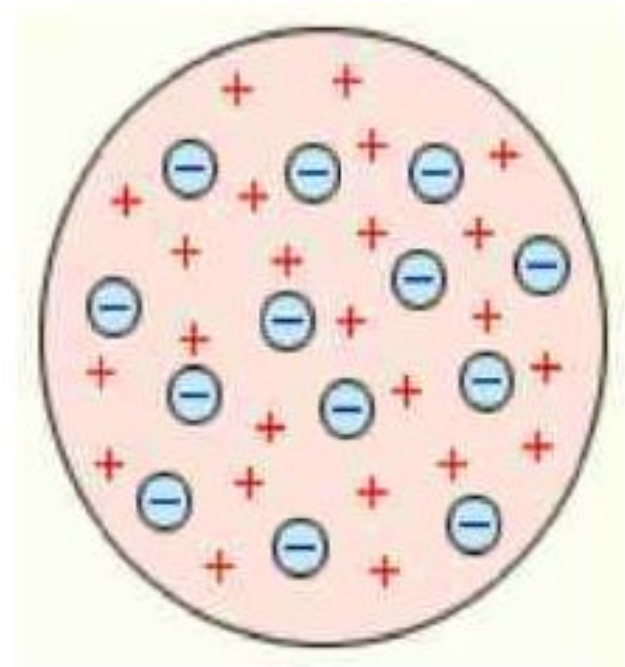
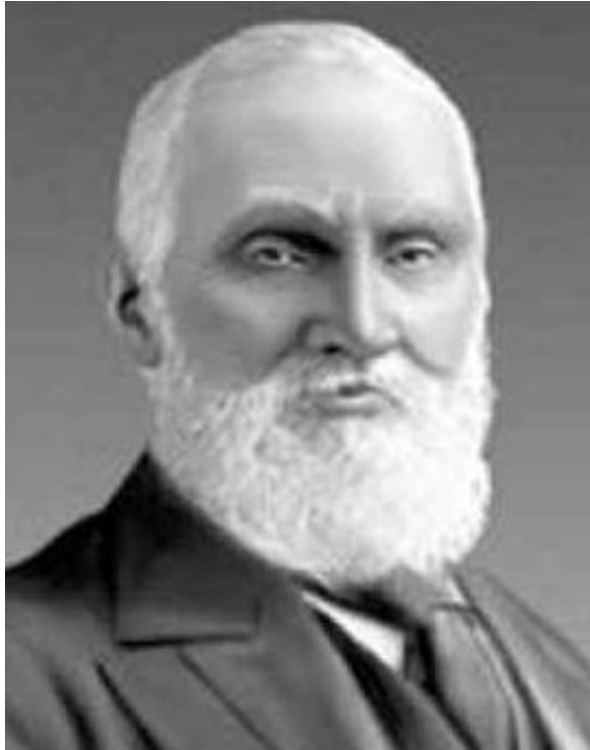
Анри Беккерель (1852 - 1908) родился в Париже 15 декабря 1852 г. в семье потомственных физиков.

- Резерфорд, 1911 г. – доказал наличие в центре атома положительно заряженного ядра

Схема опыта Резерфорда по рассеянию α - частиц.



2.3 Модели строения атома



Томсон, «Капельная» модель (арбуз), 1903 г.

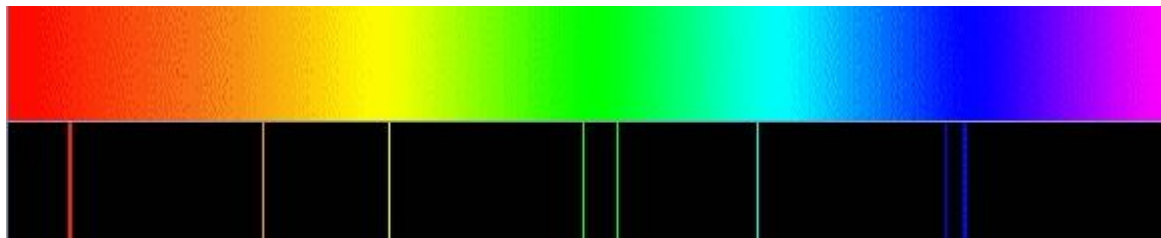
Положительный заряд равномерно распределен в объеме атома и внутри него двигаются электроны, подобно семечкам в арбузе

Планетарная модель (Резерфорд, 1911)



Недостатки модели:

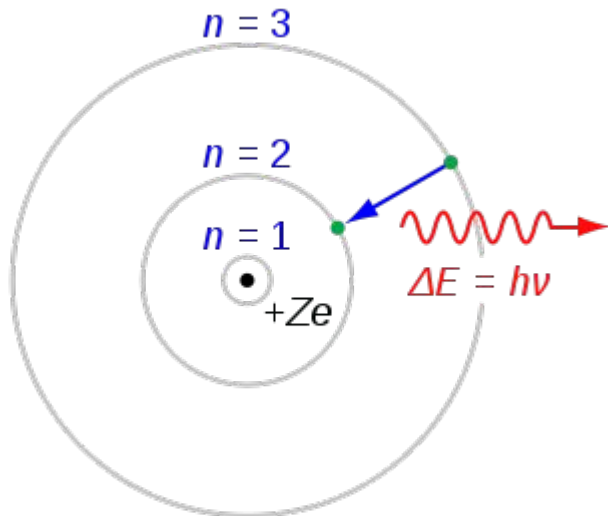
- 1) Согласно закону классической электродинамики ускоренное движение электронов требует расхода энергии и соответственно расчетам через 10^{-8} с электрон должен упасть на ядро, атом перестанет существовать. Однако, атом очень устойчивая система.
- 2) Изменение скорости электронов должно сопровождаться излучением, которое содержит все возможные длины волн (спектр сплошной), однако спектр излучения любого атома линейчатый.



Нильс Бор, 1913 г. Постулаты Бора:



- 1) электрон в атоме может вращаться вокруг ядра только по определенным стационарным орбитам. Каждой стационарной орбите соответствует определенная энергия (энергетический уровень)
- 2) если электрон движется по стационарной орбите, то он не выделяет и не поглощает энергии. Если электрон находится на первой стационарной орбите, его связь с ядром максимальна, а энергия минимальна и такой атом называется невозбужденным. Если атому сообщить энергию извне, то электрон перескакивает на более дальнюю орбиту и такой атом называется возбужденным;
- 3) при перескоке электрона с более отдаленной орбиты на более близкую орбиту, избыток энергии выделяется в виде света определенной частоты или определенной длины волны. При этом получаются спектры.

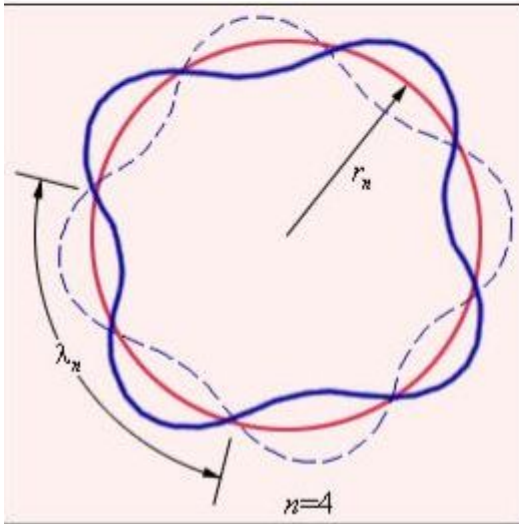


Недостатки теории Н. Бора:

- 1) не пригодна для объяснения строения сложных атомов начиная с гелия;
- 2) для атома водорода не могла объяснить тонкую структуру линейчатого спектра;
- 3) не могла предсказать поведение атома водорода в магнитном поле.

2.4 Корпускулярно-волновой дуализм

Луи де Бройль, 1924 (гипотеза):
любая движущаяся частица или предмет
обладает волновыми свойствами с частотой
связанной с их движением.



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



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 определенной долей точности

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

Уравнение Шредингера

- **Э. Шредингер** предложил описывать движение микрочастиц с помощью уравнения, которое связывает энергию, координаты и волновую функцию ψ – характеризует свойства квантовой системы

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h} (E - U) \psi = 0$$

где x, y, z – координаты частицы; E – ее полная энергия; U – потенциальная энергия; m – масса; h – постоянная Планка.

Квадрат волновой функции пропорционален вероятности нахождения электрона в некотором объеме. Эту величину называют **электронной плотностью**.

2.5 Состав атомных ядер и атомов

Д.Д. Иваненко и Е.Н. Гапон (1932) - протонно-нейтронная теория строения ядра:

- 1) ядра всех атомов, кроме ядра атома водорода, состоят из протонов и нейтронов;
- 2) число нейтронов равно $(A - Z)$;
- 3) силы, удерживающие протоны и нейтроны в ядре, называются ядерными;
- 4) В ядре сосредоточена почти вся масса атома;
- 5) свойства ядра определяются главным образом числом протонов и нейтронов.

Понятия и термины:

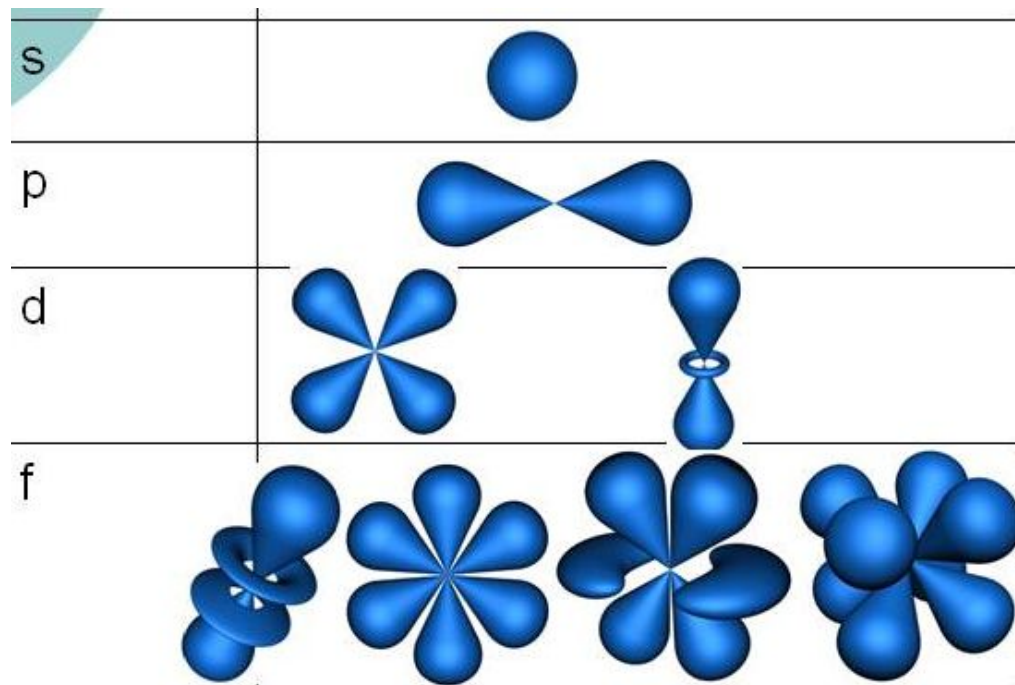
- Энергия, выделяющаяся при образовании ядра из протонов и нейтронов, называется энергией связи.
- Энергия, которая выделяется при образовании одного ядра, называется упаковочным эффектом.
- Сумма всех протонов называется зарядным числом и равна порядковому номеру элемента в периодической системе, т.е. порядковый номер выражает положительный заряд ядра атома. Сумма всех протонов и нейтронов в ядре называется массовым числом.
- Электроны вращаются по стационарным орбитам. Орбиту электрона называют энергетическим уровнем или квантовым слоем.
- Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО).

2.6 Квантовые числа

1. Главное квантовое число (n) или радиус круговой боровской орбиты
2. Орбитальное (азимутальное) квантовое число (l)

3. Магнитное квантовое число (m_l)

4. Спиновое квантовое число (m_s)



2.7 Размещение электрона в атоме

- Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.
- Следствия из него:
 - 1) максимальное число электронов на данном энергетическом уровне равно $2n^2$;
 - 2) максимальное число электронов на данном энергетическом подуровне равно $2(2l + 1)$

- Правило Клечковского: заполнение электронных подуровней с увеличением порядкового номера атома элемента происходит от меньшего значения $(n + l)$ к большему значению $(n + l)$, а при равных значениях $(n + l)$ заполняются сначала энергетические подуровни с меньшим значением n
- Правило Хунда: электроны в пределах энергетического подуровня располагаются сначала по одному, а затем если электронов больше чем орбиталей, то они заполняются уже двумя электронами или чтобы суммарный спин был максимальным.
- Правило «проскока» электронов
- + Nb, Ru, Rh, Pt
- Pd

2.8 Периодический закон в свете теории строения атома

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

При последовательном увеличении зарядов атомных ядер периодически повторяется конфигурация электронных оболочек и, как следствие, периодически повторяются химические свойства элементов.

Формы таблицы:

- короткая, 8-клеточная

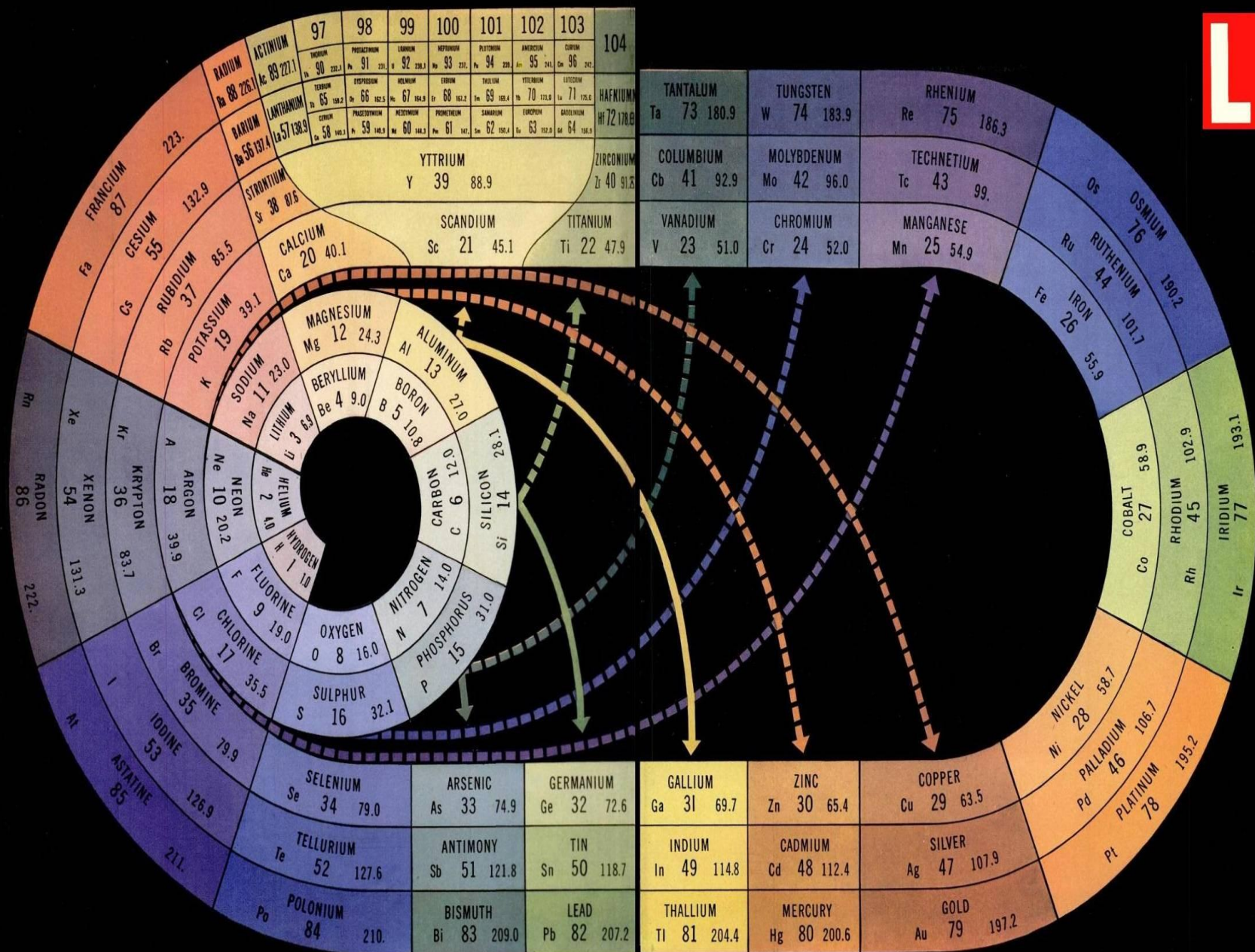
-полудлинная, 18-клеточная

Periodic Table

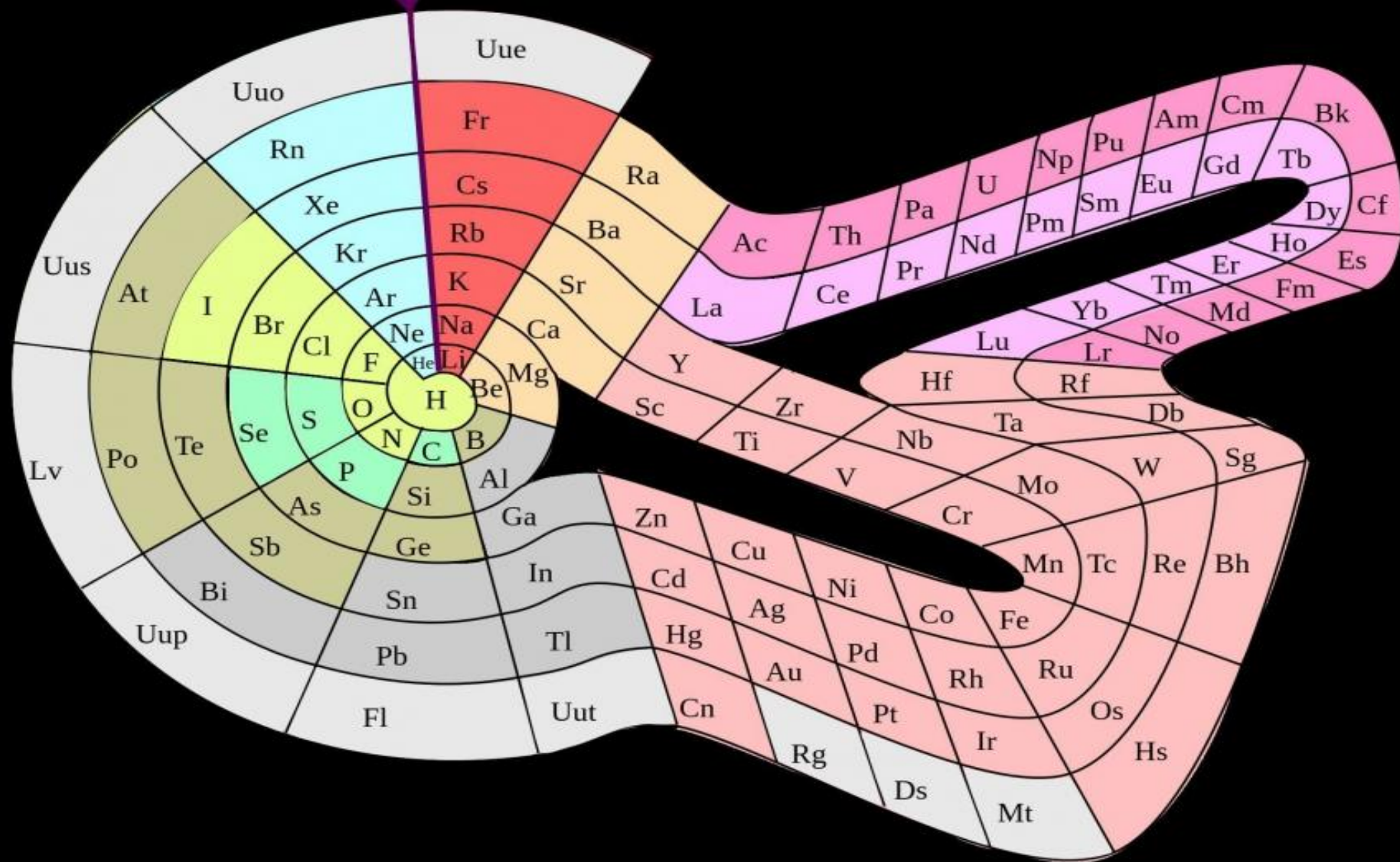
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

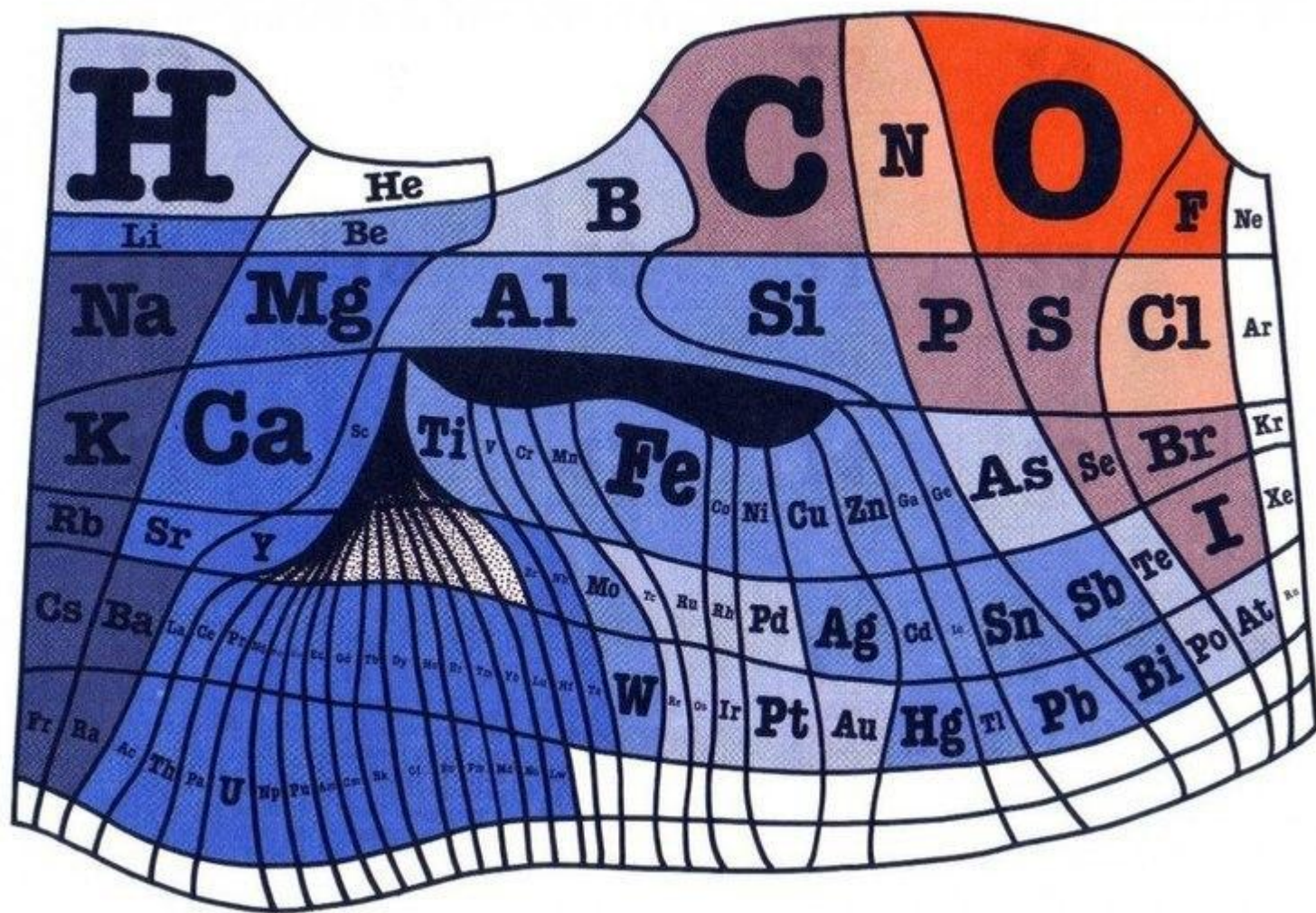
-длинная, 32-клеточная

Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																															
	Ia	IIa	IIIa	С Е М Е Й С Т В А											IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa													
1																	1	2														
2	3	4															5	6	7	8	9	10										
3	11	12															13	14	15	16	17	18										
4	19	20	21															22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39															40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
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
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
	s ¹	s ²	d ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁷ d ¹	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	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									



PERIODIC
DIVIDE





Период

- Совокупность элементов, первые представители которого имеют строение наружного слоя ns^1 , последнего ns^2np^6 , называется периодом.
- Совокупность атомов с одинаковым числом электронных слоев, называется периодом.

Группа

- Элементы, объединенные сходным электронным строением, называются группой.
- Номер группы указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химической связи.

Семейства элементов

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

2.9 Свойства нейтральных атомов и их изменение по периодам и группам

- Металлические и неметаллические свойства
- Радиус атома
- Энергия ионизации (I)
- Энергия сродства к электрону (E)
- Электроотрицательность (ЭО)

$$\text{ЭО} = I + E.$$

Относительная электроотрицательность атомов

H 2,2						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 2,0	As 2,0	Se 2,4	Br 2,9
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5

период

-----> J, E, ЭО – возрастают; r – убывает

группы



J, E, ЭО – убывают

Выводы

- 1) свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра, изменяются периодически потому, что периодически повторяется сходное строение внешнего электронного слоя атомов элементов;
- 2) плавное изменение свойств элементов в пределах одного периода можно объяснить постепенным увеличением числа электронов на внешнем слое атомов;
- 3) завершение внешнего электронного слоя атома приводит к резкому скачку в свойствах, при переходе от галогена к инертному элементу; появление нового внешнего электронного слоя – причина резкого скачка в свойствах при переходе от инертного элемента к щелочному металлу;
- 4) свойства химических элементов, принадлежащих к одному семейству, сходны потому, что на внешнем электронном слое их атомов одинаковое число электронов.