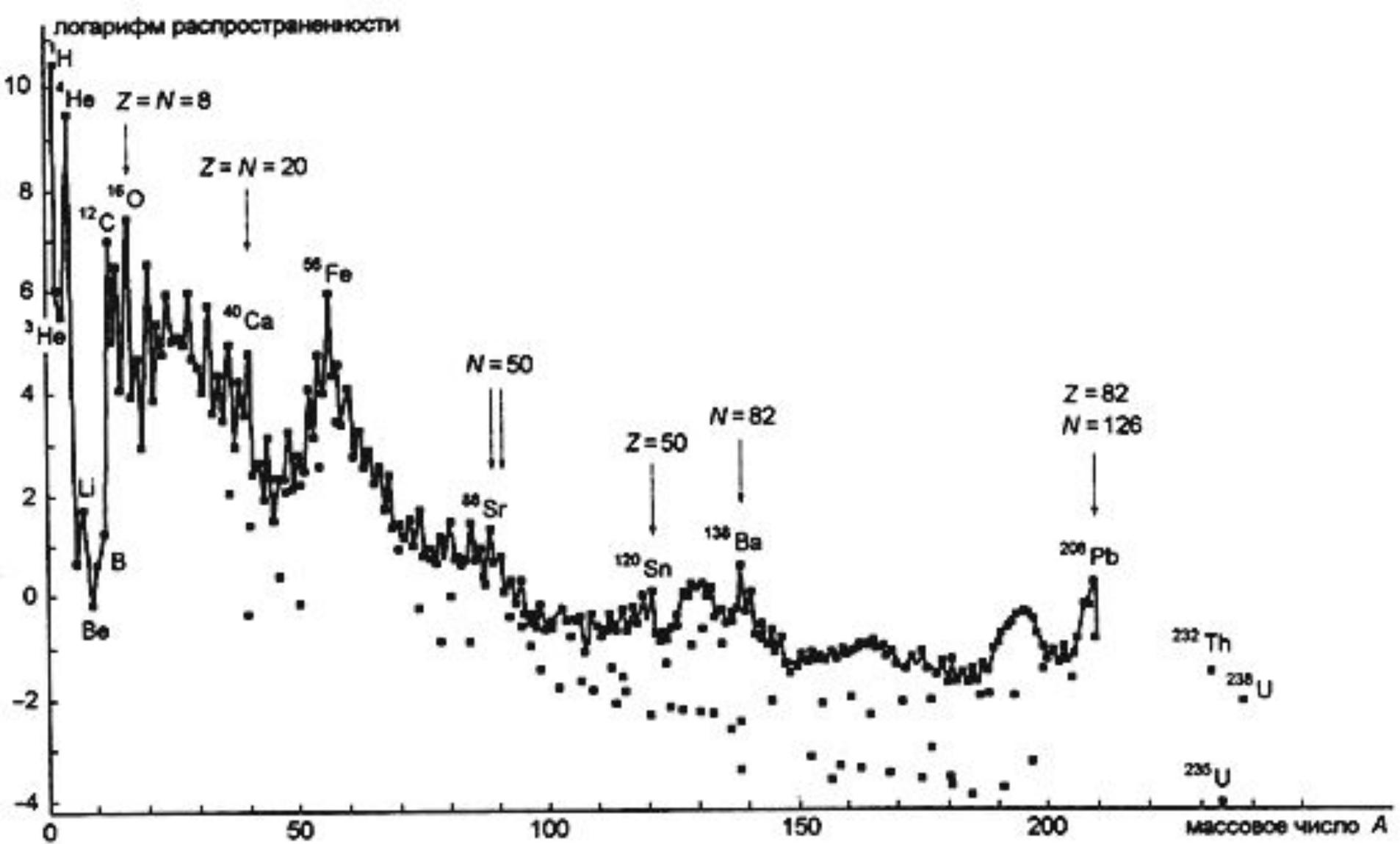


Происхождение химических элементов



Логарифм распространенности нуклидов во Вселенной в зависимости от массового числа (по данным Е. Андерса и Н. Гривса, 1989).

Происхождение элементов – одна из сложнейших проблем, стоящих перед космогеохимией и геохимией. Её решение определяется принятой моделью происхождения Вселенной. В настоящее время, представления о происхождении химических элементов можно свести к двум основным концепциям:

1) Элементы рождаются в недрах звезд;

Эта концепция разработана трудами К. Ф. Вейцзеккера, Х. А. Бете, М. Шварцшильда, Е. и Г. Бербиджей, В. Фаулера, Ф. Хойла и др.

2) Элементы образуются в дозвездный этап развития Вселенной.

Представление о дозвездном происхождении химических элементов, вытекающее из модели «горячей Вселенной», развилось на основе теоретических работ Г. А. Гамова, А. А. Фридмана, Я. Б. Зельдовича, И. Д. Новикова и др.

К.Ф.Вейцеккер (Weizsacker,1937) является автором широко известной «теории равновесия», согласно которой химические элементы возникли в звездах в результате ядерных реакций типа:

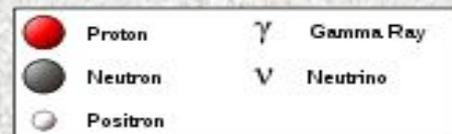
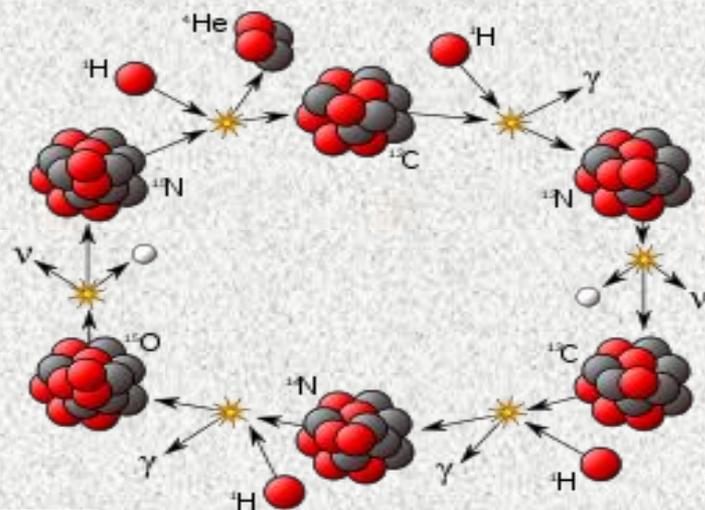


Ядерной физикой установлено, что превращение нейтрона в протон происходит при относительно более низких температурах и давлениях, чем обратный процесс и более точно выражается следующей схемой:



Где e^- - электрон, ν_e – нейтрино, E – энергия.

К.Ф.Вейцеккер в 1937 и лауреат Нобелевской премии Х.А.Бете в 1938, независимо друг от друга выдвинули идею превращений, идущих в недрах Солнца и ему подобных звезд при температурах порядка 20 млн. К – «цикл Бете»).



Эти превращения сопровождаются выделением большого количества энергии и являются основным источником энергии Солнца и звезд.

В 1957 г. Е. М. и Дж. Р. Бёрбиджи, В. А. Фаулер и Ф. Хойл разработали идею, согласно которой наблюдающуюся распространённость химических элементов можно объяснить реализацией серии последовательных процессов ядерных превращений в звездах. Так, по Дж. Бербиджу (1964), для того чтобы в звездах могли образоваться все химические элементы, требуется 8 типов ядерных реакций:

1. «Выгорание» H в результате протон-протонной реакции. H преобразуется в He.



2. «Выгорание» He по реакции $3\alpha \rightarrow \text{C}^{12}$, с последующим образованием O^{16} по реакции ${}^{12}\text{C} + {}^4\text{He} \rightarrow {}^{16}\text{O} + \underline{\gamma}$ и Ne^{20} по реакции ${}^{16}\text{O} + {}^4\text{He} \rightarrow {}^{20}\text{Ne} + \underline{\gamma}$.

3. Процесс с участием вновь образованных α -частиц, приводящий к образованию из из ядер Ne^{20} последовательно $\text{Mg}^{24} \rightarrow \text{Si}^{28} \rightarrow \text{S}^{32} \rightarrow \text{Cl}^{36} \rightarrow \text{Ca}^{40} \rightarrow \text{Sc}^{44} \rightarrow \text{Ti}^{48}$.

4. Равновесный процесс горения кремния, который образует элементы в области «железного пика», т.е. V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni. До элементов группы Fe формирование атомов происходит за счет синтеза.

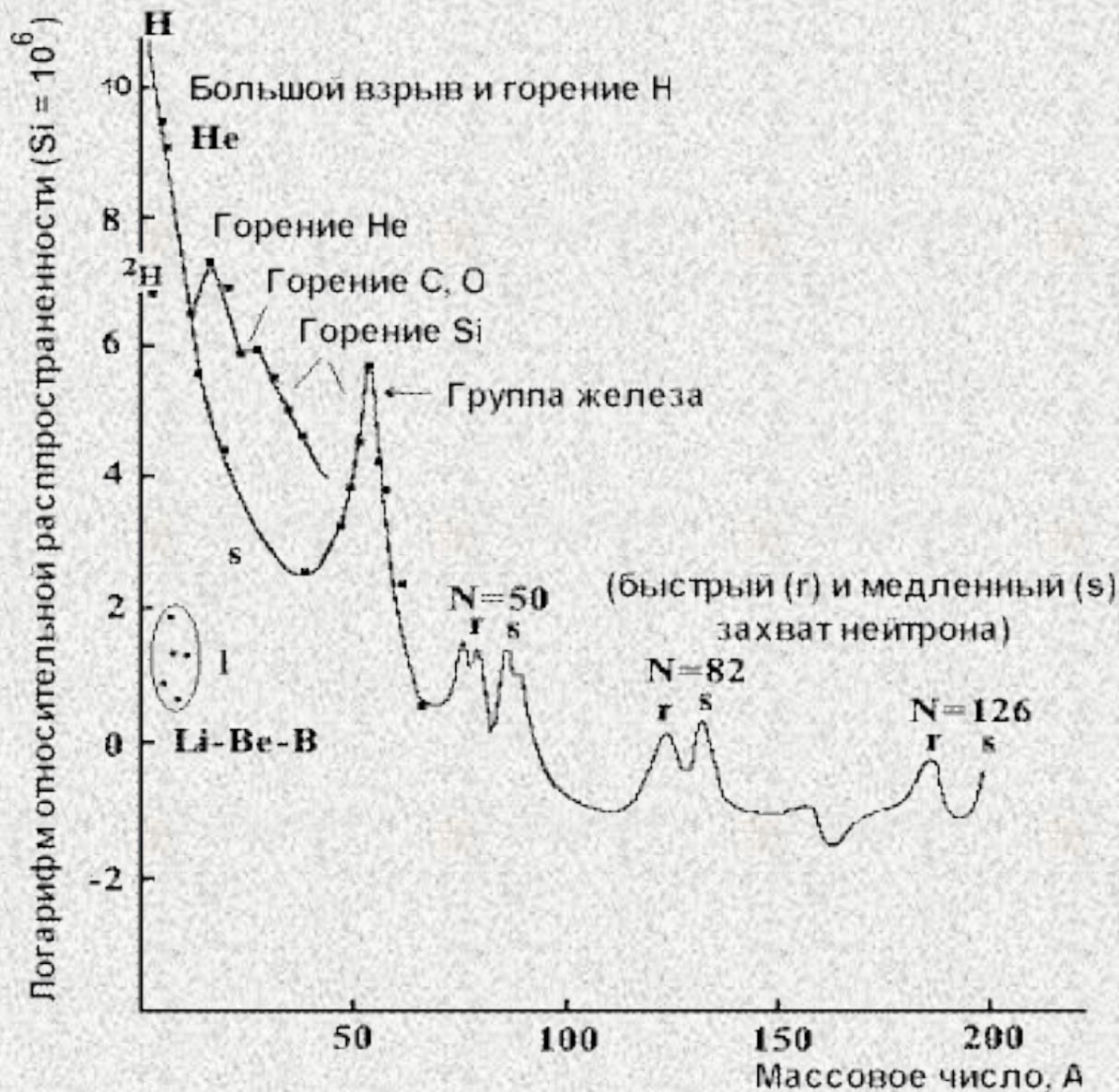
Более тяжелые элементы формируются за счет медленного или быстрого нейтронного захвата.

5. s-процесс (slow - медленный), представляет собой медленный захват нейтронов, при котором образующиеся неустойчивые ядра распадаются прежде, чем успеют присоединить следующий нейтрон. Завершаются цепочки превращений s-процесса на изотопах свинца и висмута ^{209}Bi , так как последующие нуклиды ^{210}Po и ^{211}Po претерпевают α -распад.

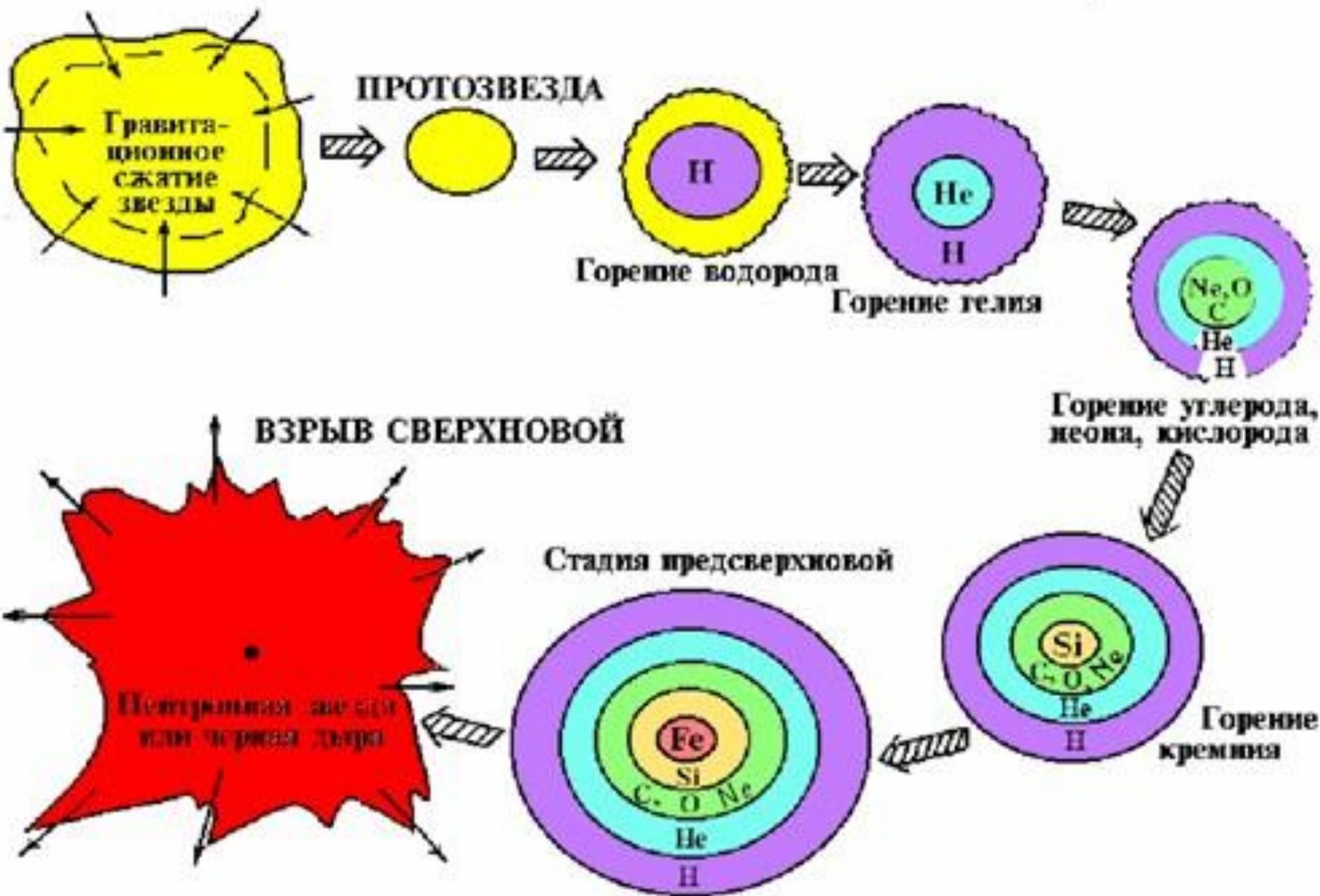
6. r-процесс (rapid - быстрый) – быстро протекающая цепная реакция с захватом нейтронов, при которой образуются ядра U, Th, Np, Pu, вплоть до Lr. В этом процессе ядро должно быстро последовательно захватить много нейтронов, прежде чем произойдет его β -распад. Ядра захватывают нейтроны в реакциях (n, γ), и захваты продолжаются до тех пор, пока скорость реакции (n, γ) не уравнивается со скоростью реакции выбивания нейтрона под действием γ -фотона (либо скоростью β -распада). После этого ядро "ждет", пока произойдет β -распад, что позволит ему снова захватить нейтроны.

7. p-процесс – образование редких, богатых протонами ядер путем захвата протонов или позитронов, так как ни одним процессом нейтронного захвата эти ядра не могут быть созданы (пример – изотопы ^{111}Sn , ^{112}Sn и ^{115}Sn).

8. x-процесс, необходимый для формирования ядер дейтерия, Li, Be и B, неустойчивых в условиях звездных недр.



Распространенность нуклидов относительно кремния в зависимости от массового числа.



Доказательством реальности перечисленных процессов являются результаты изучения химических процессов, происходящих в звездах.

Представления о том, что элементы образуются в дозвездный период развития космического вещества, одним из первых выдвинул **Георгий Антонович Гамов**.

В 1948 году он высказал предположение, что когда-то вещество Вселенной было чрезвычайно плотным и очень горячим. Миллиарды лет назад в результате гигантского взрыва этого сверхплотного вещества и образовались наблюдаемые ныне галактики, звезды, планеты и другие небесные тела.

Это представление получило название **«горячей Вселенной»**.

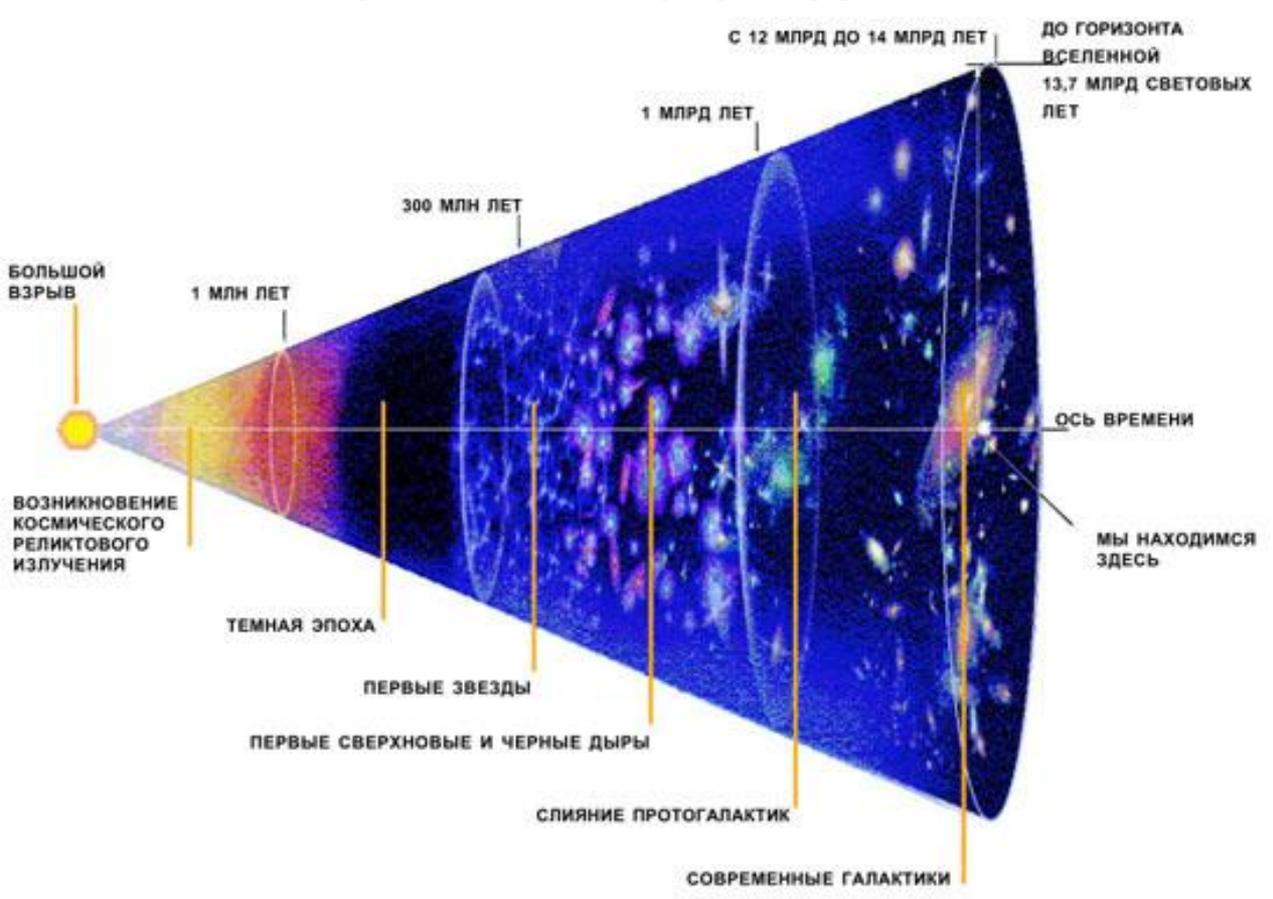
Согласно этой идее, элементы возникли в определенный этап космического развития материи в результате неравновесных ядерных процессов. Первыми образовались легкие ядра и их число прогрессивно возрастало, затем начался захват ядрами нейтронов, сопровождаемый β -распадом ядер.

Позднее, в 60-х гг 20 века астрофизики и космологи получили свидетельства расширения Вселенной в виде «космического шума» и эффекта Доплера.

По расчетам специалистов вещество Вселенной 15-20 млрд. лет назад было сконцентрировано в неопределимо малом объеме и обладало фантастической плотностью. Дать характеристику этому сгустку материи пока невозможно. Затем в результате «большого взрыва» из этого «сгустка» образовались элементарные частицы и началась история известных людям форм материи.

Согласно модели «горячей Вселенной» Я.Б.Зельдович и П.Д.Новиков (1975) считают, что в первые моменты после «взрыва» при очень высоких температурах не только молекулы и атомы, но даже их ядра не могли существовать. Вместо этого плазмообразная среда представляла собой смесь фотонов, нейтрино и некоторых других легких элементарных частиц.

Первые 15 минут расширения вселенной и были временем образования ядер, то есть временем **нуклеосинтеза**. В это же время создались условия для возникновения сгустков вещества, из которых сформируются будущие звезды. В недрах звезд и формируются все остальные элементы.



СТРОЕНИЕ АТОМОВ И ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ЧАСТИЦЫ

Эрнст Резерфорд (1871 - 1937), исследуя законы рассеяния α -частиц, которыми он бомбардировал атомы различных элементов, обнаружил в атомах тяжелые ядра с диаметром порядка 10 Ф ($1 \text{ Ф} = 10^{-13} \text{ см} = 10^{-15} \text{ м} = 1 \text{ фм}$ (фемтометр)) .

Далее оказалось, что ядро по сравнению с самим атомом настолько мало, что вероятность попадания заряженной частицы в ядро составляет примерно 1:100 000. Это открытие позволило Резерфорду в 1911 году предложить планетарную модель атома, на основе которой в 1913 году Нильс Бор (1885 - 1962) положил начало квантовой теории атома.

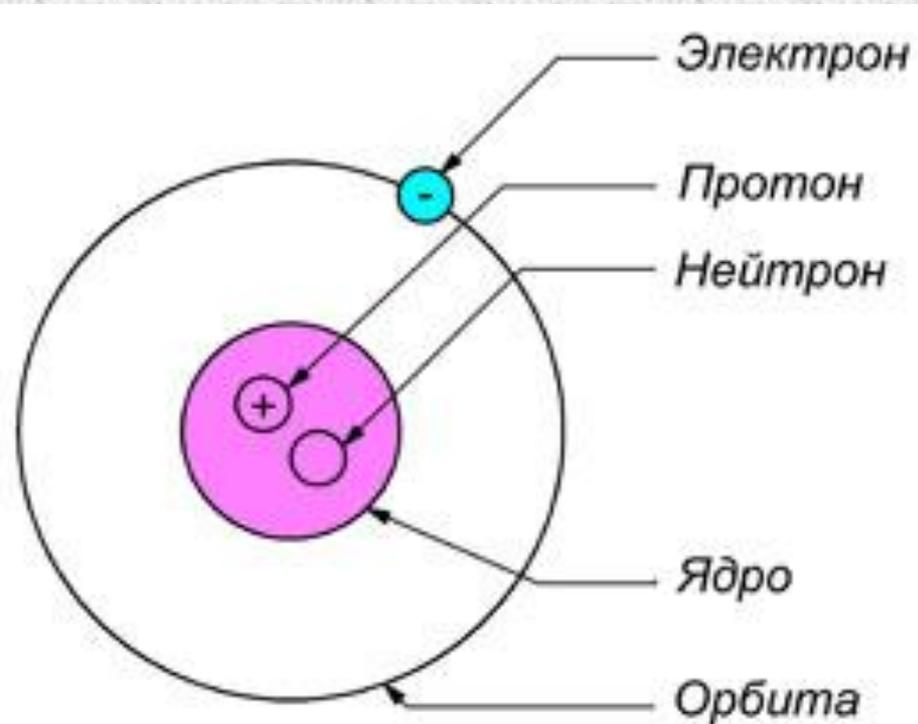


Рисунок 1.1. Строение атома.

Согласно Бору, самый легкий атом водорода состоит из тяжелого положительно заряженного ядра (протона), вокруг которого вращается легкий отрицательно заряженный электрон.

Диаметр ядра H равен 1.45 Ф , диаметр же атома H около $100\,000 \text{ Ф}$. Диаметр ядра атома U равен 9 Ф .

Таким образом, размеры ядра атомов в периодической системе элементов от H до U увеличиваются примерно в 6 раз.

ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ЧАСТИЦЫ

В настоящее время известно несколько сотен элементарных частиц (около 400). Все элементарные частицы разделены на три основные группы.

Первую составляют так называемые **бозоны** - переносчики электрослабого взаимодействия. Сюда относится фотон, или квант электромагнитного излучения.

Вторая группа элементарных частиц - **лептоны**, участвующие в электромагнитных и слабых взаимодействиях. Известно 6 лептонов: электрон, электронное нейтрино, мюон, мюонное нейтрино, тяжелый т-лептон и соответствующее нейтрино. Каждому из лептонов соответствует античастица, имеющая те же значения массы, спина и других характеристик, но отличающаяся знаком электрического заряда.

Третья группа элементарных частиц - **адроны**, они участвуют в сильном, слабом и электромагнитном взаимодействиях. Адроны представляют собой "тяжелые" частицы с массой, значительно превышающей массу электрона. Это наиболее многочисленная группа элементарных частиц. Адроны делятся на **барионы** - частицы со спином $\frac{1}{2}\hbar$, **мезоны** - частицы с целочисленным спином (0 или 1); а также так называемые **резонансы** - короткоживущие возбужденные состояния адронов.

подавляющее большинство этих частиц являются нестабильными. Исключение составляют лишь фотон, электрон, протон и нейтрино. Все остальные частицы через определенные промежутки времени испытывают самопроизвольные превращения в другие частицы. Наиболее долгоживущей частицей является нейтрон – около 15 мин.

СТРОЕНИЕ АТОМНЫХ ЯДЕР.

Ядра атомов сложены элементарными частицами – протонами (+) и нейтронами (0).

Масса протона $m_p = (1.672614 \pm 0.0000086) \cdot 10^{-24}$ г, что в 1836 раз больше массы электрона.

Число протонов в ядре, равняется атомному номеру элемента Z и определяет его положение в периодической системе элементов.

Нейтрон имеет массу, равную примерно $1,75 \cdot 10^{-24}$ г, т.е. в 1840 раз большую, чем у электрона. Заряд нейтрона равен нулю. Нейтрон устойчив только в составе стабильных атомных ядер.

Свободный нейтрон – нестабильная частица, распадающаяся по схеме $n \rightarrow p + e^- + \bar{\nu}_e$. В веществе, вследствие поглощения нейтронов ядрами атомов, свободные нейтроны существуют всего лишь единицы–сотни микросекунд.

Ядерное вещество имеет огромную плотность, оцененную Я.И.Френкелем в 10^{14} г/см³, т.е. 1 см³ ядерного вещества весит от 100 до 600 млн. тонн. Ядра атомов несут положительный заряд. Наивысшая плотность заряда у ядра атома H – протона, чем больше масса ядра, тем меньший заряд оно имеет.

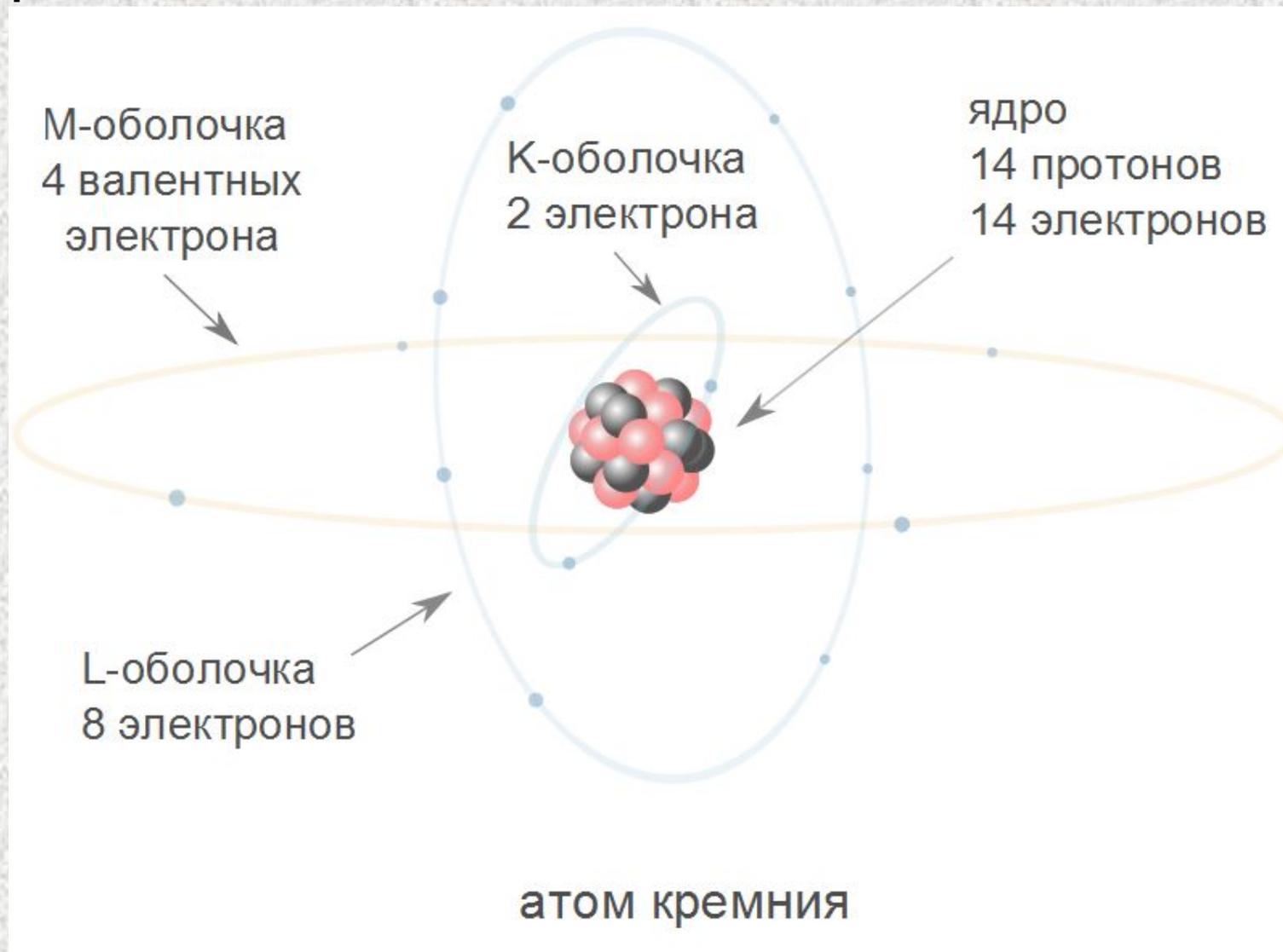
Ядерные силы, связывающие нуклоны (протоны и нейтроны) в ядре остаются не до конца разгаданными, они не относятся ни к гравитационным, ни к электромагнитным известно, что они в тысячи раз превышают силы электростатического взаимодействия протона и нейтрона.

Особенностью ядерных сил является то, что они действуют на очень малых расстояниях, и на удалении 4 Ф их роль становится несущественной.

Японский физик Х. Юкава впервые объяснил природу ядерных сил особой формой излучения нуклонов, выражающейся в непрерывном обмене последних **мезонами** – частицами с массой примерно в 300 раз превышающей массу электронов.

В 1947 году мезоны были установлены в составе космического излучения и в настоящее время экспериментально подтверждена важная роль мезонов в ядерном взаимодействии.

Структура атомных ядер остается одной из сложнейших проблем современной физики. Существует несколько моделей атомных ядер (модель «жидкой капли», модель ферми-газа, оптическая, коллективная, оболочечная), однако все они используются как более или менее близкие к реальности гипотезы.



Оболочечная
модель ядра

Согласно широко распространенной **оболочечной модели**, каждый нуклон в ядре находится в определенном квантовом состоянии и располагается на отвечающем этому состоянию уровне, который может заполняться определенным числом нуклонов.

Ядра, в которых полностью заполнены уровни с числом протонов или нейтронов 2, 8, 20, 28, 40, 50, 82, 126, называются **магическими**. Они отличаются от соседних ядер повышенной устойчивостью, большей распространенностью и другими свойствами.

По соотношению в ядрах числа протонов и нейтронов принято называть **изотопами** атомы с одним и тем же числом протонов, но с разным числом нейтронов. В изотопах **Z** (число протонов или порядковый номер) постоянно, **N** (число нейтронов) и **A** (массовое число: $A=Z+N$) - переменны: пример: U^{235} и U^{238} , S^{32} и S^{34} и др.

Изобары – атомы с разным числом протонов (разные элементы), но с одинаковым массовыми числами. В изобарах **A** постоянно, **Z** и **N** - переменны. Пример - ^{40}Ar , ^{40}K , ^{40}Ca .

Изотоны – атомы с разным числом протонов и разными значениями массового числа, но с одинаковым числом нейтронов. В изотонах **N** постоянно, **Z** и **A** – переменны. Пример - 5_2He , 6_3Li , 7_4Be , 8_5B – содержат по 3 нейтрона

Атомы с одинаковым составом ядра могут находиться в различных энергетических состояниях. Их называют **изомерами**. Изомеры имеют разные физические свойства, например период полураспада радиоактивных ядер и энергию связи нуклонов.

ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА АТОМОВ И ИОНОВ

Орбитальные радиусы – радиусы максимумов радиальной плотности электронов внешней орбитали. Они отражают размеры атомов или ионов в свободном состоянии, т.е. вне химической связи.

Эффективным ионным или атомным радиусом называют размер атома или иона в соединении. Они определяются через длину связи – расстояние между центрами атомов или ионов, определяемое рентгеновскими методами

Валентность (степень окисления) – мера заряда иона или количество электронов отданных или присоединенных атомом при образовании иона.

Потенциал ионизации – энергия, необходимая для удаления электрона из атома. Обратной величиной к потенциалу ионизации является *сродство к электрону*.

Электроотрицательность – способность атома или иона при вступлении в соединения притягивать электроны. Электроотрицательность является функцией от потенциала ионизации и сродства к электрону. Её величина зависит от заряда ядра атома, его валентности в данном соединении и строения электронных оболочек.

Элементы с резко различной электроотрицательностью образуют соединения с ионным типом связи. Близкие и высокие значения электроотрицательности приводят к образованию ковалентной связи, а близкие и малые – металлической.

Ионный потенциал Картледжа (Z), равный отношению валентности (W) к ионному радиусу (R):

$$Z=W/R,$$

отражает свойства катиногенности или анионогенности элементов. Минимальными значениями потенциала Картледжа обладают наиболее сильные катионы (щелочные, щелочноземельные металлы), максимальные значения Z характерны для галогенов и элементов, образующих кислородные анионы. Промежуточные значения этого параметра характерны для амфотерных элементов.

КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ТИПАМ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

Если индивидуальность химического элемента определяется зарядом ядра его атомов, то его химические свойства определяются числом и расположением его внешних электронов. Электроны располагаются вокруг ядра на строго определенных расстояниях согласно их энергетическим уровням. Определенное число электронов образует серии, создающие вокруг ядра «электронные оболочки».

Число электронов в каждой серии, по Паули, $2n^2$, где n – номер серии.

Например, в серии $n = 1$, куда входят водород и гелий, может быть только 1 или 2 электрона, во второй серии $2 \times 2^2 = 8$ электронов, т.е. при последовательном заполнении серии электронами от 1 до 8 должны существовать 8 элементов, что наглядно подтверждается естественным рядом элементов от Li до Ne, в третьей серии $2 \times 3^2 = 18$ элементов и $2 \times 4^2 = 32$ - в четвертой (от Cs до Rn).

	s	p	d	f	g	Итого
1 (K)	2					2
2 (L)	2	6				8
3 (M)	2	6	10			18
4 (N)	2	6	10	14		32
5 (O)	2	6	10	14	18	50

1) Первый период включает два элемента - водород и гелий. В нем существует только одна s подгруппа.

2) Следующий период естественного ряда элементов от 3 до 10 состоит уже из 8 элементов, от одновалентного лития до инертного газа - неона.

3) Следующий элемент – натрий имеет один внешний электрон на серии M, двухвалентный магний имеет два внешних электрона и т.д. до аргона включительно.

4) Заполнение подгруппы d электронами происходит лишь со следующего периода, начинающегося после аргона, снова одновалентным калием, далее двухвалентным кальцием, электроны которых располагаются на подгруппе s, серии N. Однако у следующего элемента - скандия - его третий валентный электрон располагается не в подгруппе p серии N, как в предшествовавших периодах, а в подгруппе d предыдущей серии M. То есть начиная со скандия, валентные электроны (два) располагаются в серии N, а остальные последовательно заполняют подгруппу d серии M, образуя элементы с достраивающимися электронными оболочками.

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронные формулы	Графическая электронная формула
¹⁹ K Калий	$\begin{matrix} KLMN \\ (+19) \\ \text{2881} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
²⁰ Ca Кальций	$\begin{matrix} KLMN \\ (+20) \\ \text{2882} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	
²¹ Sc Скандий	$\begin{matrix} KLMN \\ (+21) \\ \text{2892} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	
²² Ti Титан	$\begin{matrix} KLMN \\ (+22) \\ \text{28102} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	
²³ V Ванадий	$\begin{matrix} KLMN \\ (+23) \\ \text{28112} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	
²⁴ Cr Хром	$\begin{matrix} KLMN \\ (+24) \\ \text{28131} \end{matrix}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	

Во всех моделях атома электроны называют s-, p-, d- и f-электронами в зависимости от подуровня, на котором они находятся. Элементы, у которых внешние (то есть наиболее удаленные от ядра) электроны занимают только s-подуровень, принято называть s-элементами. Точно так же существуют p-элементы, d-элементы и f-элементы.

В зависимости от своего электронного строения все химические элементы могут быть разделены на элементы-восстановители, отдающие электроны и образующие катионы, и элементы-окислители, приобретающие электроны и образующие анионы.

С точки зрения строения атомов элементы подразделяются таким образом.

1. Инертные газы, не участвующие в химических процессах, обладающих внешней 8-электронной оболочкой (у гелия 2-электронная).

II, Атомы, образующие ионы с 8-электронной оболочкой (K, Al, Sc, Mg, Ti, Ce, Th, U, F, O, Cl, S и др.).

III. Атомы, образующие ионы с 18-электронной оболочкой (Ag, Ga, Sn, Hg, Cd, In, Zn и др.).

IV. Атомы переходных элементов, занимающих промежуточное положение между двумя предыдущими группами (Mn, Fe, Co, Ni, Re, Pd, Pt и др.).

У **гомологов**, т.е. у элементов с одинаковым типом строения внешних электронных оболочек, но различными зарядами ядра, иначе говоря, у элементов одной и той же **группы и подгруппы** периодической системы, наблюдаются следующие закономерные изменения их химических свойств.

У элементов, образующих ионы, с 8-электронной внешней оболочкой, сверху вниз по таблице, химическая активность возрастает, потенциалы ионизации уменьшаются, переход из металлического состояния в окисное сопровождается закономерным возрастанием выделяющейся при этом энергии (**от лития к натрию, калию, рубидию и цезию**).

Совершенно иначе обстоит дело у элементов с 18-электронной оболочкой. Отдавая свои внешние валентные электроны при образовании химических соединений, они не достигают столь желательной 8-электронной оболочки; у этих элементов (Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg и др.) химическая активность не возрастает, а понижается. (Нахождение в самородном состоянии в ряду Cu-Ag-Au возрастает с порядковым номером элемента).

У элементов, присоединяющих электроны с образованием анионов с 8-электронными оболочками (F, Cl, Br, I, S, Se, Te), химическая активность (в отличие от Li, Na, K, Rb, Cs) убывает с увеличением порядкового номера из-за экранирующего действия электронных слоев, располагающихся между ядром, притягивающим присоединяющийся электрон (хотя имеющиеся электроны и компенсируют полностью его заряд). Поэтому интенсивность реакции соединения с водородом убывает от фтора к йоду и от серы к теллуру.

Что же касается окислительных реакций в том же ряду, то фтор окислов практически не образует (F_2O очень нестойкое соединение), кислородные кислоты хлора ($HClO_3$ и $HClO_4$ и др.) значительно менее стойки, чем соответствующие соединения иода. Кислородные соли хлора в минеральном мире неизвестны, а кислородные соединения йода представлены лаутаритом $Ca(JO_3)_2$, беллинджеритом $3Cu(JO_3)_2 \cdot 2H_2O$, шварцем-бергитом $Pb(JO_3)_2 \cdot 6PbO \cdot PbCl_2$.

Устойчивость высших окислов в гомологических рядах V, Nb, Ta; Cr, Mo, W; Mn, Tc?, Re увеличивается с порядковым номером (или, что то же самое, с увеличением атомного веса). Так, ванадий в эндогенных минералах и горных породах присутствует только в виде трехвалентного соединения и только в зоне гипергенеза встречается в виде четырех- и пентавалентных соединений; хром обычно встречается только в виде трехвалентных соединений и очень редки в природе минералы шестивалентного хрома (крокоит $PbCrO_4$).

Соединения шестивалентного молибдена типичны для зоны окисления, но и в эндогенных условиях он встречается, хотя и редко, в виде молибдошеелита $Ca(Mo,W)O_4$ или даже повелита $CaMoO_4$. Наконец, вольфрам и в эндогенных, и в экзогенных условиях встречается в виде шестивалентного (вольфрамит и шеелит) и очень редко в виде четырехвалентного (тунгстенит WS_2). Если марганец в природе известен в виде двух-, трех- и четырехвалентных соединений, то рений, видимо, существует в виде четырех-шести- и семивалентных соединений.

Для некоторых гомологических рядов элементов, образующих ионы с 18-электронной оболочкой, наблюдается обратная зависимость: галлий встречается в виде трехвалентных соединений, а таллий почти исключительно в виде одновалентных; олово - в основном в виде четырехвалентных соединений, а свинец - в виде двухвалентных и только очень редко в зоне окисления в виде четырехвалентного свинца (платнерита). Устойчивость пентавалентных соединений убывает от мышьяка к сурьме и висмуту.

Некоторые аномальные особенности в химических свойств элементов.

1) В ряду таллий-свинец-висмут валентности элементов (Tl^+ , Pb^{2+} , Bi^{3+}) не отвечают номеру периодической системы на две единицы, иначе говоря, в валентностях этих элементов участвуют только электроны подгруппы p серии P, а два электрона подгруппы s в реакциях не участвуют, образуя слои из двух электронов, как бы (в грубых чертах) имитируя гелиевую электронную оболочку.

Однако эта имитация гелиевой оболочки все-таки сказывается на химических свойствах таллия, свинца и висмута. Она проявляется и в том, что одновалентный таллий сходен по своим свойствам со щелочными металлами (растворимая гидроокись) и в полевых шпатах, слюдах и карналлите таллий изоморфно замещает калий).

Свинец по многим своим свойствам сходен с кальцием. Трудная растворимость сульфата, изоморфизм свинца с барием, стронцием и кальцием - все это делает Pb^{2+} сходным с Ca^{2+} .

Наконец, трехвалентный висмут по характеру своей гидроокиси и фосфата имеет очень отдаленное свойство с некоторыми свойствами скандия.

2) Некоторые свойства лития, бериллия, бора сходны с таковыми магния, алюминия и кремния, т.е. элементов, имеющих на единицу большую валентность. Это проявляется, например, в том, что литий подобно магнию, образует трудно растворимые фтористую, углекислую и фосфорнокислую соли.

Бериллий, подобно алюминию, образует студенистую гидроокись $\text{Be}(\text{OH})_2$, сходную с $\text{Al}(\text{OH})_3$, и подобно последней растворяется в едких щелочах, образуя, например, K_2BeO_2 , сходный с алюминатом K_3AlO_3 . Бериллий образует очень стойкие фторо-бериллаты типа Na_2BeF_4 подобно алюминию Na_3AlF_6 . В ряде силикатов бериллий играет роль, сходную с алюминием.

Такая кажущаяся "сдвинутость" элементов в периодической системе на одно место вправо обусловлена тем, что литий, бериллий и бор обладают сравнительно очень простым строением своего атома, и два s-электрона серии K хотя и не участвуют в валентности, но влияют на свойства этих легких элементов как один дополнительно отданный электрон или же заряд ядра, скомпенсированный только двумя электронами, оказывает влияние на химические свойства ионов Li^+ , Be^{2+} , B^{3+} , как бы придавая им один дополнительный положительный заряд и тем самым делая их сходными с Mg^{2+} , Al^{3+} , Si^{4+} .

3) Обращает на себя внимание нахождение молибдена в эндогенных рудах и горных породах в виде сульфида (молибденита), в то время как его ближайшие аналоги хром и вольфрам в этих же условиях представлены кислородными соединениями, в основном хромитом и вольфрамитом.

В противоположность молибдену олово имеет явно выраженную склонность к образованию кислородного соединения - касситерита SnO_2 , хотя свинец и стоящие справа и слева олова индий и сурьма являются типичными сульфидными элементами (для германия в более или менее равной степени характерна его форма нахождения в виде как сернистых, так и окисных соединений).