

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И.МЕНДЕЛЕЕВА В СВЕТЕ УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Составитель: преподаватель
общеобразовательных дисциплин
Усть-Илимского филиала ГБПОУ
«Иркутский энергетический колледж»
Е.И.Панов

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

- В результате химических реакций атомы не разрушаются, а лишь перегруппировываются: из атомов исходных веществ образуются новые комбинации тех же атомов, но уже в составе продуктов реакции. Иными словами, в химических реакциях атомы выступают как химически неделимые частицы, что отражает и само название «атом» (греч. *atomos* — неделимый)

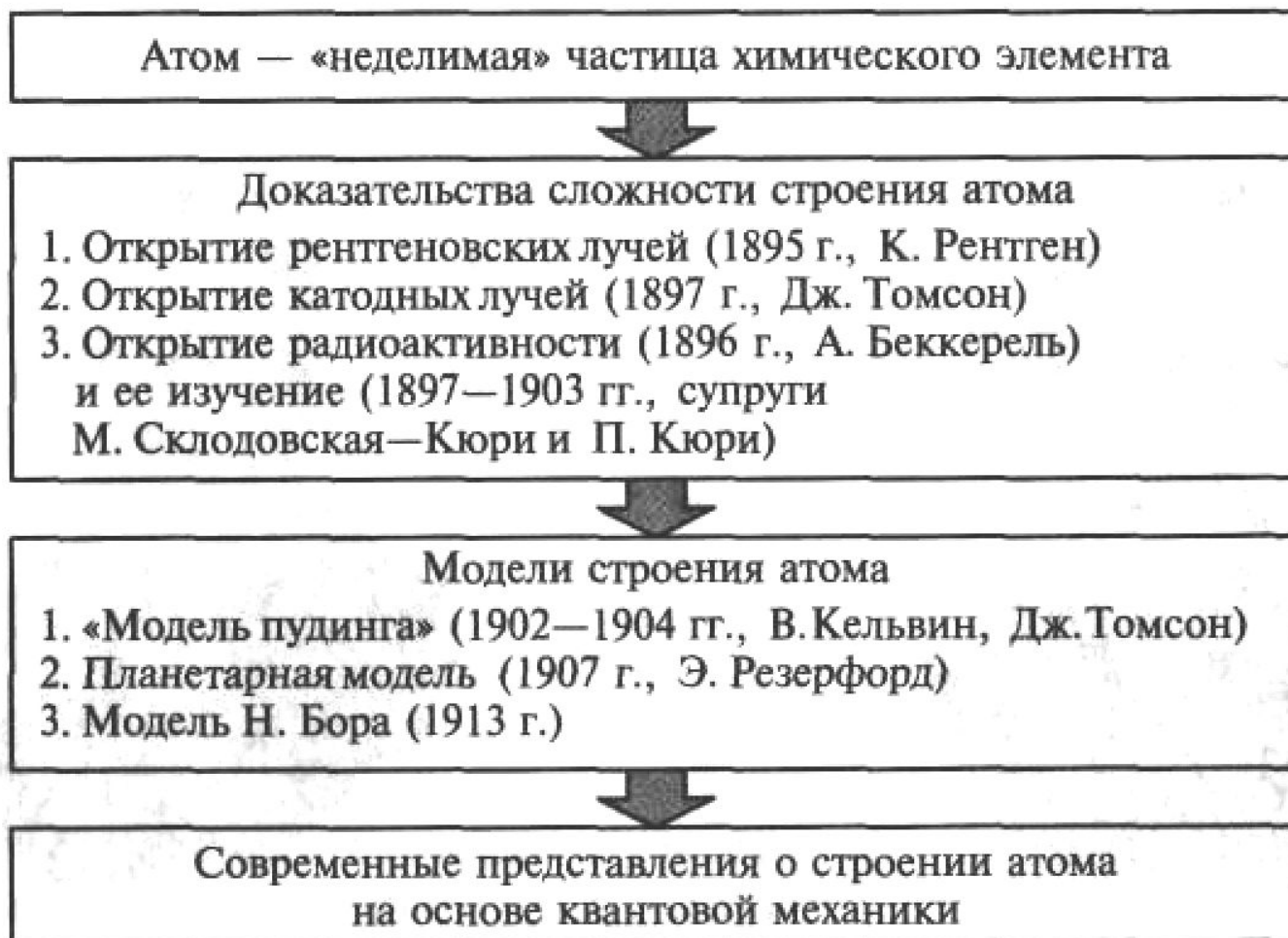
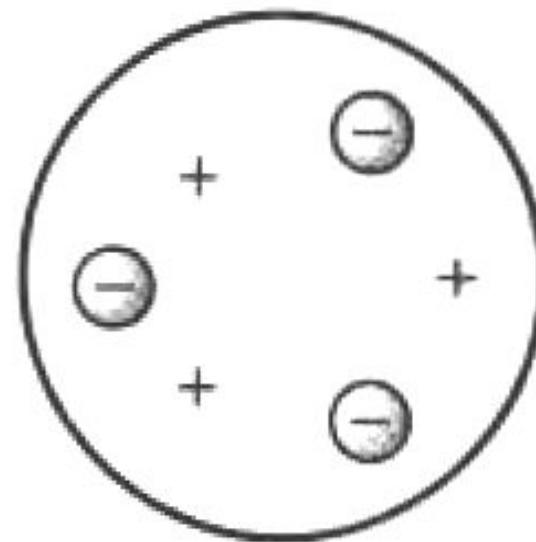


Рис. 2.1. Развитие представлений о строении атома

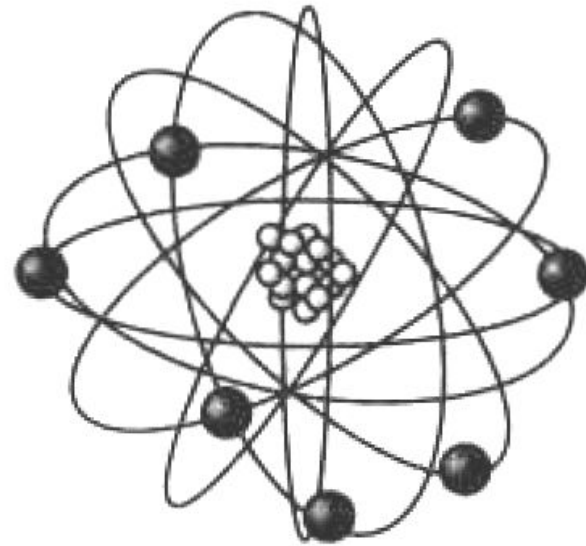
МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА ДЖ. ТОМСОНА

- В 1904 г. в работе «О структуре атома» Дж. Томсон дал описание своей модели, получившей образное название *модели «пудинга с изюмом»*.
- Согласно этой модели атом подобен сферическому пудингу (или булочке с изюмом) с положительным зарядом. Внутри сферы (пудинга) вкраплены отрицательно заряженные «изюмины» — электроны.
- Электроны совершают колебательные движения, благодаря которым атом излучает электромагнитную энергию. В целом атом электронейтрален



ПЛАНЕТАРНАЯ МОДЕЛЬ АТОМА Э. РЕЗЕРФОРДА

- согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, движущихся вокруг ядра по замкнутым орбитам подобно движению планет вокруг Солнца, не смогла объяснить излучение и поглощение энергии атомом.

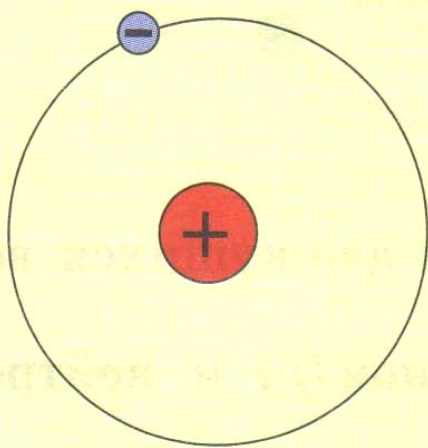


КВАНТОВАЯ МОДЕЛЬ Н. БОРА

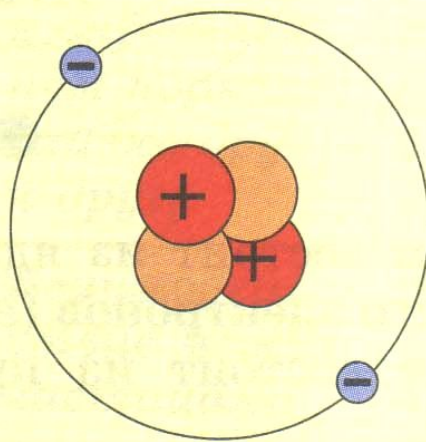
- **Первый постулат.** Электрон движется вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии $E_1, E_2, \dots, E_n$. При этом энергия не поглощается и не излучается.
- **Второй постулат.** Электрон переходит из одного разрешенного энергетического состояния в другое, что сопровождается излучением или поглощением кванта энергии.

ПРОТОННО-НЕЙТРОННАЯ ТЕОРИЯ ЯДРА

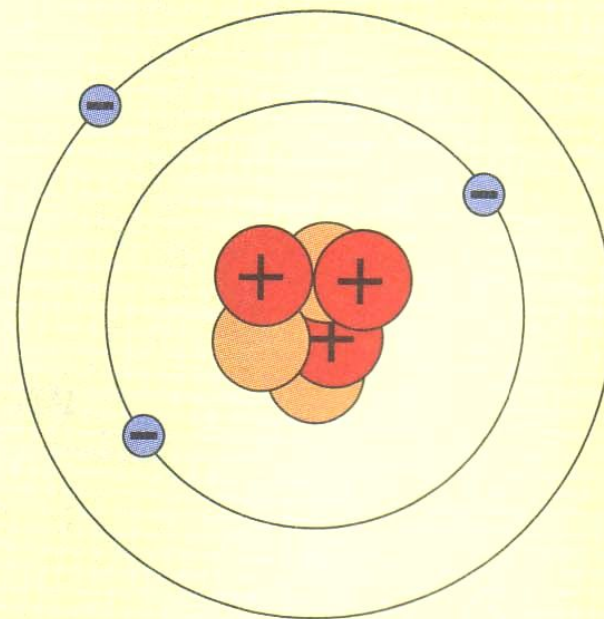
- В 1932 г. была разработана протонно-нейтронная теория ядра, согласно которой ядра атомов состоят из протонов и нейтронов
- Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17, 18 (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O); изотопы хлора ^{35}Cl и ^{37}Cl ; изотопы калия ^{39}K и ^{40}K



Атом водорода



Атом гелия



Атом лития

- Атомное ядро каждого химического элемента характеризуется строго определенным, данным природой числом протонов в нем (порядковым номером в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева).
- А вот число нейтронов в атоме одного и того же элемента может быть разным. Следовательно, разными будут и относительные атомные массы таких разновидностей атомов химического элемента. Такие разновидности атомов, как вы знаете, называют *изотопами*.

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА

- ◉ Под **электронной оболочкой** понимают совокупность всех электронов атома.
- ◉ Важнейшей характеристикой электрона является энергия его связи с атомом. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый **электронный слой**, или **энергетический уровень**.
- ◉ Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к ядру. По сравнению с электронами первого уровня электроны последующих уровней будут характеризоваться большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.
- ◉ Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода в Периодической таблице Д.И.Менделеева, которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода — один уровень, второго периода — два уровня, седьмого периода — семь уровней.

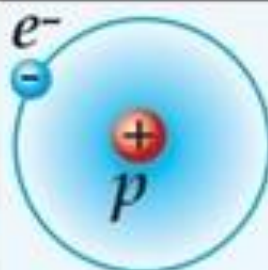
СТРОЕНИЕ АТОМА. ИЗОТОПЫ



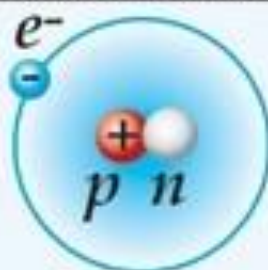
Массовое число A — 16
Порядковый номер (число протонов) Z — 8
 $^{16}_8\text{O}$

$A = Z + N$
 N — число нейтронов

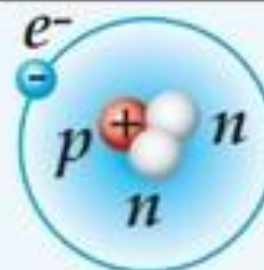
ИЗОТОПЫ ВОДОРОДА



^1_1H
Протий



$^2_1\text{H}(\text{D})$
Дейтерий



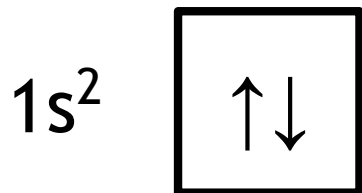
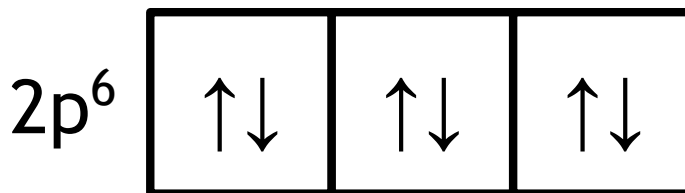
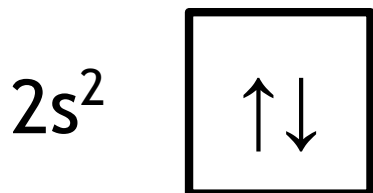
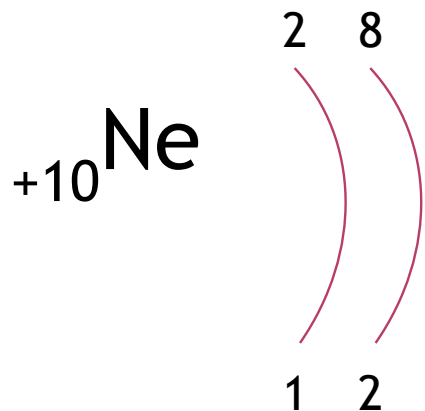
$^3_1\text{H}(\text{T})$
Тритий

- ⦿ Электрон в атоме не имеет траектории движения, т.е. можно говорить лишь о **вероятности** нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, и совокупность различных положений его рассматривают как **электронное облако** с определенной плотностью отрицательного заряда.
- ⦿ Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют **орбиталью**, или **электронным облаком**.
- ⦿ Существуют четыре типа орбиталей; их обозначают латинскими буквами: ***s, p, d, f***.
- ⦿ s-Орбитали имеют сферическую форму, p-орбитали — форму гантели или объемной восьмерки, d-орбитали — форму листа клевера, f-орбитали — форму шестилепесткового цветка

ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ

- ◉ В атомах химических элементов первый уровень составляет одна s-орбиталь, на которой находятся два s-электрона.
- ◉ Второй энергетический уровень также содержит s-орбиталь, но большего размера, так как запас энергии электронов на ней выше, чем у электронов первого уровня. Кроме того, на втором уровне будут содержаться также три p-орбитали. Это гантелеобразные орбитали одного размера, которые взаимно перпендикулярны подобно осям координат x , y , z .
- ◉ Третий энергетический уровень помимо одной и трех p-орбиталей содержит еще и пять d-орбиталей.
- ◉ Четвертый энергетический уровень дополнительно к одной s-, трем p- и пяти d-орбиталям содержит также семь f-орбиталей.

- Каждую орбиталь могут занимать 2 электрона



- Атомы элементов одного периода Периодической таблицы Д.И.Менделеева отличаются тем, что заряды их ядер возрастают на единицу (в ядре на один протон становится больше), а, следовательно, на электронной оболочке становится на один электрон больше по сравнению с атомом предыдущего элемента.
- В зависимости от того, на какую орбиталь отправился последний электрон, химические элементы можно разделить на семейства (блоки): s , p , d , f

- ⊙ к s-элементам относят элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, а также гелий;
- ⊙ к p-элементам — элементы главных подгрупп III — VIII групп;
- ⊙ к d-элементам — элементы побочных подгрупп I — VIII групп;
- ⊙ к f-элементам — лантаноиды и актиноиды.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Электронная конфигурация				
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII						
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б						
1	1	H водород 1,008																	He гелий 4,003	1s ²		
2	2	Li литий 6,941		Be бериллий 9,0122		B бор 10,811		C углерод 12,011		N азот 14,007		O кислород 15,999		F фтор 18,998					Ne неон 20,179	1s ² 2s ² 2p ⁶		
3	3	Na натрий 22,99		Mg магний 24,312		Al алюминий 26,982		Si кремний 28,086		P фосфор 30,974		S сера 32,064		Cl хлор 35,453					Ar аргон 39,948	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶		
4	4	K калий 39,102		Ca кальций 40,08		Sc скандий 44,956		Ti титан 47,88		V ванадий 50,941		Cr хром 51,996		Mn марганец 54,938		Fe железо 55,849		Co кобальт 58,933		Ni никель 58,7		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶
	5	Cu медь 63,546		Zn цинк 65,37		Ga галлий 69,72		Ge германий 72,59		As мышьяк 74,922		Se селен 78,96		Br бром 79,904					Kr криптон 83,8	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶		
5	6	Rb рубидий 85,468		Sr стронций 87,62		Y иттрий 88,906		Zr цирконий 91,22		Nb ниобий 92,906		Mo молибден 95,94		Tc технеций [98]		Ru рутений 101,07		Rh родий 102,906		Pd палладий 106,4		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ⁸
	7	Ag серебро 107,868		Cd кадмий 112,41		In индий 114,82		Sn олово 118,69		Sb сурьма 121,75		Te теллур 127,6		I йод 126,905					Xe ксенон 131,3	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶		
6	8	Cs цезий 132,905		Ba барий 137,34		57–71 лантаноиды		Hf гафний 178,49		Ta тантал 180,948		W вольфрам 183,85		Re рений 186,207		Os осмий 190,2		Ir иридий 192,22		Pt платина 195,09		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁸
	9	Au золото 196,967		Hg ртуть 200,59		Tl таллий 204,37		Pb свинец 207,19		Bi висмут 208,98		Po полоний [210]		At астат [210]					Rn радон [222]	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶		
7	10	Fr франций [223]		Ra радий [226]		89–103 актиноиды		Rf резерфордий [261]		Db дубний [262]		Sg сигборгий [263]		Bh борий [262]		Hn ханний [265]		Mt мейтнерий [268]		110		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ⁶
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄						
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ								RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR								

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

ЛАНТАНОИДЫ

57 La лантан 138,906	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,926	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

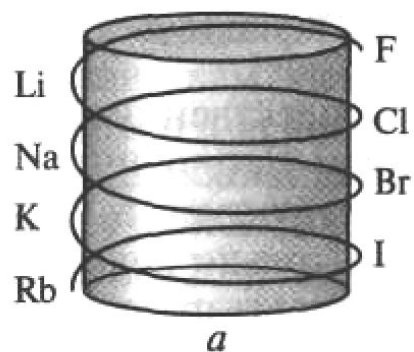
АКТИНОИДЫ

89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,03	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm курий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калifornий [251]	99 Es эйзенштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ

- Открытию Периодического закона предшествовало накопление знаний о веществах и их свойствах. По мере открытия новых химических элементов, изучения состава и свойств их соединений появлялись первые попытки классифицировать элементы по каким-либо признакам.
- Выдающийся шведский химик Й.Я.Берцелиус разделил все элементы на металлы и неметаллы на основании различий в свойствах образованных ими простых веществ и соединений (металлам соответствуют основные оксиды и основания, неметаллам — кислотные оксиды и кислоты).
- В 1816 г. немецкий химик И.В.Деберейнер обнаружил сходство в тройках элементов, которые он назвал *триадами*. Действительно, похожими свойствами обладают литий, натрий и калий; сера, селен и теллур; хлор, бром и йод; кальций, стронций и барий.

- В 1862 г. профессор Парижской высшей школы А.Шанкуртуа попробовал расположить химические элементы в порядке возрастания их атомных масс *по спирали* на поверхности воображаемого цилиндра. Оказалось, что для элементов, находящихся друг под другом, характерно определенное сходство в химических свойствах.
- В 1865 г. английский химик Д. Ньюлендс расположил известные к тому времени элементы в порядке возрастания их атомных масс и обнаружил поразительное сходство между каждым восьмым элементом подобно строению музыкальной октавы, состоящей из восьми звуков. Свое открытие Д. Ньюлендс назвал *законом октав*

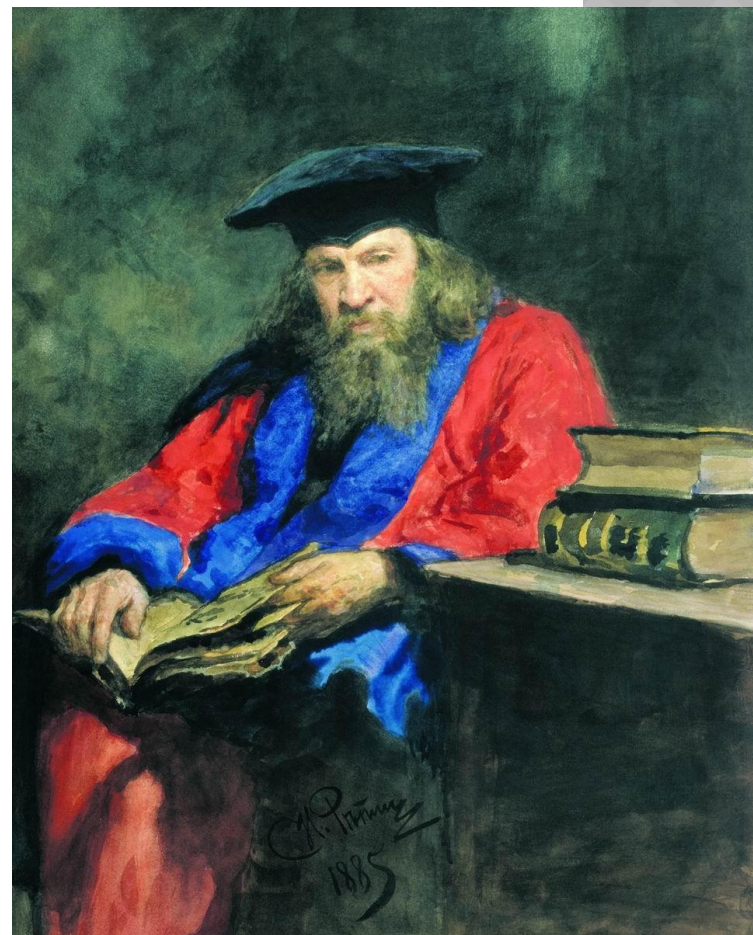


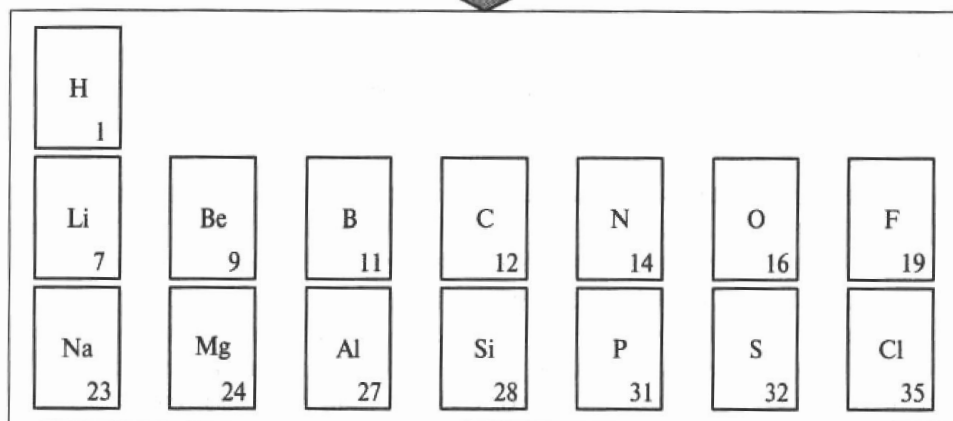
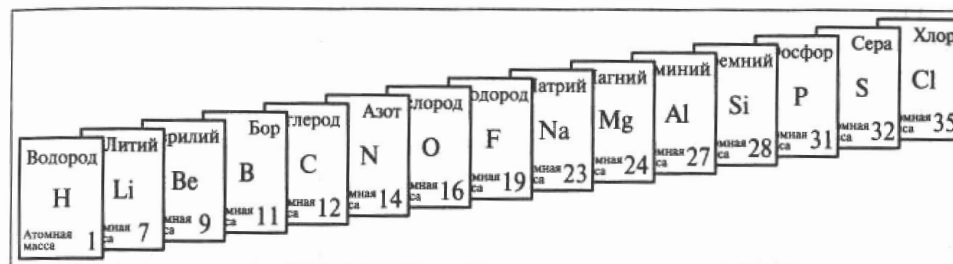
H	1	F	8	Cl	15	Co Ni	22	Br	29	Pd	36	J	42	Pt Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sr	31	Cd	38	Ba V	45	Pb	54
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Ce La	33	U	40	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro Ru	35	Te	43	Au	49	Os	51

б

Рис. 2.6. Спираль Шанкуртуа (*a*) и закон октав Ньюлендса (*б*)

- ◉ В отличие от работ предшественников предложенная русским химиком Д. И. Менделеевым Периодическая таблица химических элементов имела четкую структуру в виде групп и периодов, в которой нашлось место не только для всех известных в то время элементов, но и были оставлены пустые места для еще не обнаруженных.
- ◉ Открытие Д. И. Менделеева позволило предсказать существование неизвестных элементов, спрогнозировать их свойства, исправить неверно определенные атомные массы уже известных элементов.





		Группа															
		1	2	3	4	5	6	7	8								
Период 1		H															
Период 2		Li	Be	B	C	N	O	F									
Период 3		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl									
Период 4		K	Cu	Ca	Zn	?	?	Ti	?	V	As	Cr	Se	Mn	Br	Fe	Co Ni
Период 5		Rb	Ag	Sr	Cd	Y	Ir	Zr	Sn	Nb	Sb	Mo	Te	?	I	Ru	Rh Pd

Рис. 2.8. Так рождалась Периодическая таблица химических элементов Д.И.Менделеева

- ◉ В основу своей работы по классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил два их основных и постоянных признака: атомную массу и свойства образуемых этими элементами веществ.
- ◉ Он выписал на карточки все известные сведения об открытых и изученных в то время химических элементах и их соединениях. Сопоставляя эти сведения, ученый составил естественные группы сходных по свойствам элементов.
- ◉ При этом он обнаружил, что свойства элементов в некоторых пределах изменяются линейно (монотонно усиливаются или ослабевают), затем после резкого скачка периодически (т.е. через определенное число элементов) повторяются

- На основании своих наблюдений 1 марта 1869 г. Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон:
- **Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов (от их относительных атомных масс).**
- На основании Периодического закона Д.И.Менделеев создал свою знаменитую таблицу химических элементов — графическое отображение Периодического закона.

ВЫВОДЫ

- ◉ В результате мы пришли к нескольким важным выводам.
- ◉ Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от величины положительного заряда их атомных ядер.
- ◉ Причина сходства в свойствах элементов одной группы заключается в периодическом повторении конфигурации валентных электронов.
- ◉ Номер внешнего энергетического уровня атома совпадает с номером периода, в котором расположен элемент.
- ◉ Число валентных электронов, как правило, совпадает с номером группы элемента в Периодической системе и его высшей степенью окисления в соединениях.

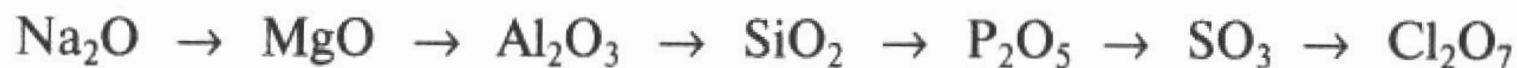
- По горизонтали таблица Менделеева делится на семь периодов:
- период I включает два элемента: водород H и гелий He;
- период II начинается литием Li и оканчивается неоном Ne (8 элементов);
- период III начинается натрием Na и оканчивается аргоном Ar (8 элементов).
- периоды IV, V содержат по 18 элементов;
- период VI включает 32 элемента;
- период VII незаконченный; состоит пока из одного ряда.
- Три первые периода, состоящие каждый из одного ряда, называют *малыми периодами*.
- Периоды IV, V, VI включают по два ряда элементов; их называют *большими периодами*.

- Период начинается активным металлом - переходит к амфотерным элементам - затем к неметаллам и заканчивается инертным газом

2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	3	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	4	B БОР 10,811	5	C УГЛЕРОД 12,011	6	N АЗОТ 14,007	7	O КИСЛОРОД 15,999	8	F ФТОР 18,998	9				Ne НЕОН 20,179	10
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	11	Mg МАГНИЙ 24,312	12	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	13	Si КРЕМНИЙ 28,086	14	P ФОСФОР 30,974	15	S СЕРА 32,064	16	Cl ХЛОР 35,453	17				Ar АРГОН 39,948	18

- По вертикали химические элементы распределены по восьми группам.
- Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — главной и побочной.
- Подгруппа, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называют *главной*.
- Подгруппа, в которую входят элементы только больших периодов, называют *побочной*.
- Так, в главную подгруппу I группы входят литий, натрий, калий, рубидий и франций. Это подгруппа лития.
- Побочная подгруппа I группы включает медь, серебро и золото (подгруппа меди).

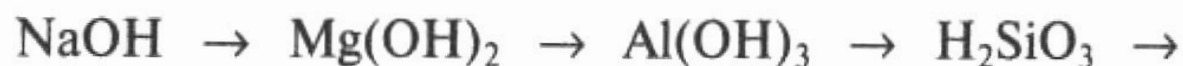
Периоды	Ряды	Группы			
		I		II	
		а	б	а	б
1	1	H водород 1,008	1		
2	2	Li литий 6,941	3	Be бериллий 9,0122	4
3	3	Na натрий 22,99	11	Mg магний 24,312	12
4	4	K калий 39,102	19	Ca кальций 40,08	20
	5	Cu медь 63,546	29	Zn цинк 65,37	30
5	6	Rb рубидий 85,468	37	Sr стронций 87,62	38
	7	Ag серебро 107,868	47	Cd кадмий 112,41	48
6	8	Cs цезий 132,905	55	Ba барий 137,34	56
	9	Au золото 196,967	79	Hg ртуть 200,59	80
7	10	Fr франций [223]	87	Ra радий [226]	88
Высшие оксиды		R_2O		RO	
Летучие водородные соединения					



Оснóвные
оксиды

Амфотер-
ный оксид

Кислотные оксиды

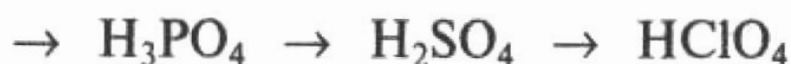


Щелочь

Основание

Амфотерный
гидроксид

Слабая
кислота



Кислота
средней
силы

Сильная
кислота

Очень
сильная
кислота

ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ В ПЕРИОДАХ И ГЛАВНЫХ ПОДГРУППАХ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Свойство элемента, соединения	Изменение свойства в периоде	Изменение свойства в главной подгруппе
Заряд ядра атома	Возрастает слева на право	Возрастает сверху вниз
Число электронных уровней в атоме	В периоде не изменяется (равно номеру периода)	Возрастает сверху вниз
Число электронов на внешнем электронном уровне атома	Возрастает слева на право	В подгруппе не изменяется (равно номеру группы)
Радиус атома	Убывает слева направо	Возрастает сверху вниз
Восстановительная способность элемента	Убывает слева направо	Возрастает сверху вниз
Окислительная способность элемента	Возрастает слева на право	Убывает сверху вниз

Высшая положительная степень окисления элемента	Увеличивается слева направо от +1 до +8	В подгруппе не изменяется (равна номеру группы n)
Низшая степень окисления элемента	Увеличивается слева направо от -4 до -1	В подгруппе не изменяется (равна 8-n)
Металлические свойства простых веществ	Ослабевают слева направо	Усиливаются сверху вниз
Неметаллические свойства простых веществ	Усиливаются слева направо	Ослабевают сверху вниз
Кислотные свойства высшего оксида (гидроксида)	Усиливаются слева направо	Ослабевают сверху вниз
Основные свойства высшего оксида (гидроксида)	Ослабевают слева направо	Усиливаются сверху вниз