

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)

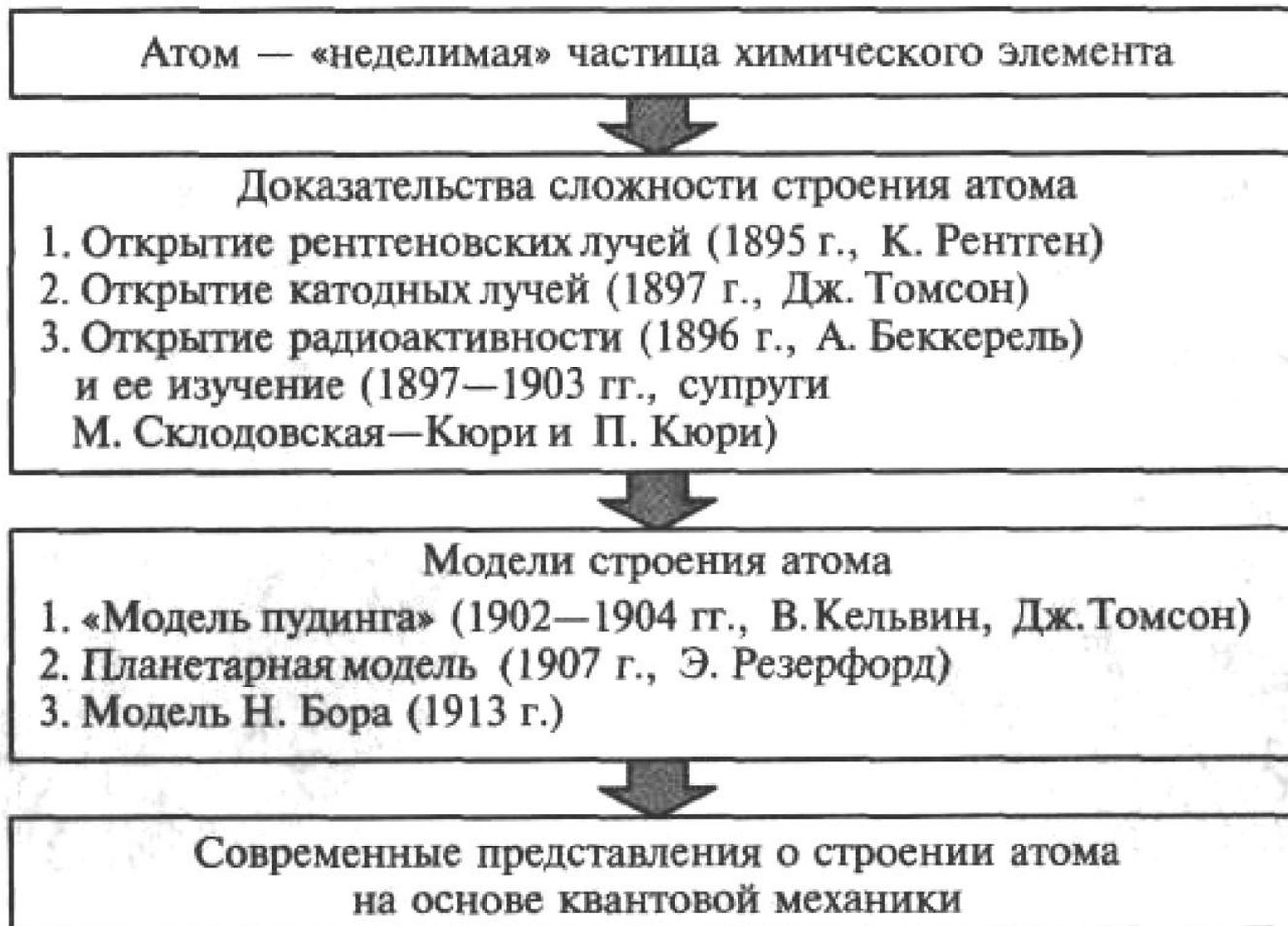
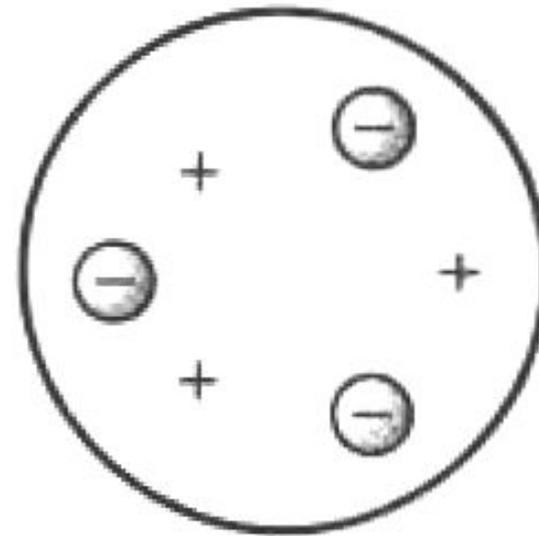


Рис. 2.1. Развитие представлений о строении атома

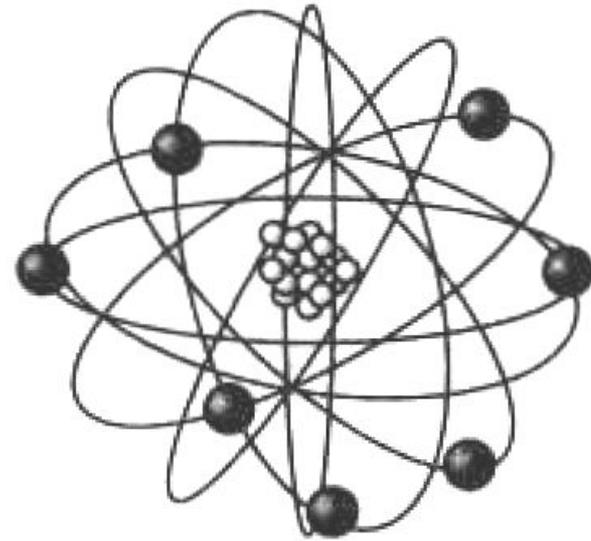
МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА ДЖ. ТОМСОНА

- 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.

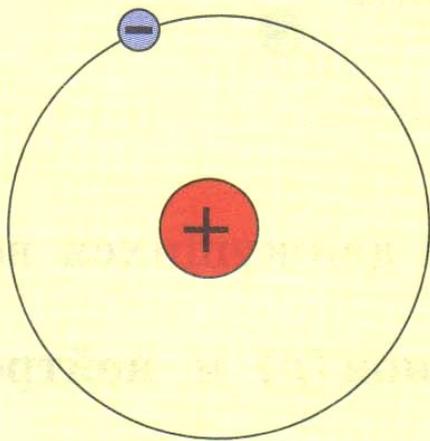


КВАНТОВАЯ МОДЕЛЬ Н. БОРА

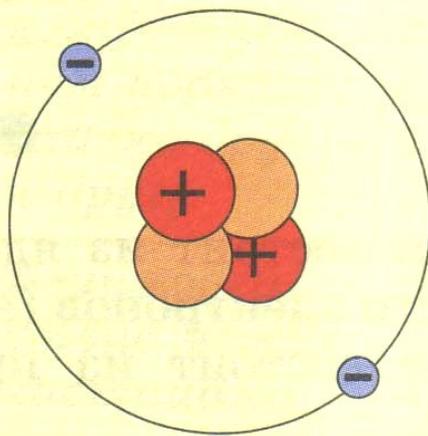
- **Первый постулат.** Электрон движется вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии E_1, E_2, \dots, E_n . При этом энергия не поглощается и не излучается.
- **Второй постулат.** Электрон переходит из одного разрешенного энергетического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

ПРОТОННО-НЕЙТРОННАЯ ТЕОРИЯ ЯДРА

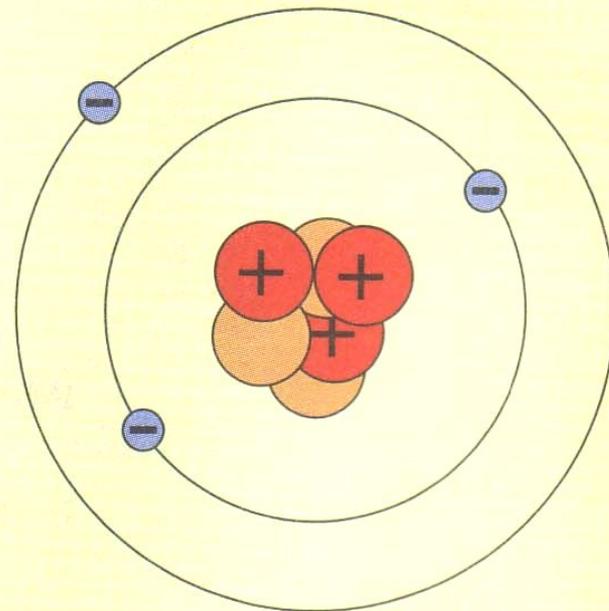
- В 1932 г. была разработана протонно-нейтронная теория ядра, согласно которой ядра атомов состоят из протонов и нейтронов
- Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17, 18 (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O); изотопы хлора ^{35}Cl и ^{37}Cl ; изотопы калия ^{39}K и ^{40}K



Атом водорода



Атом гелия



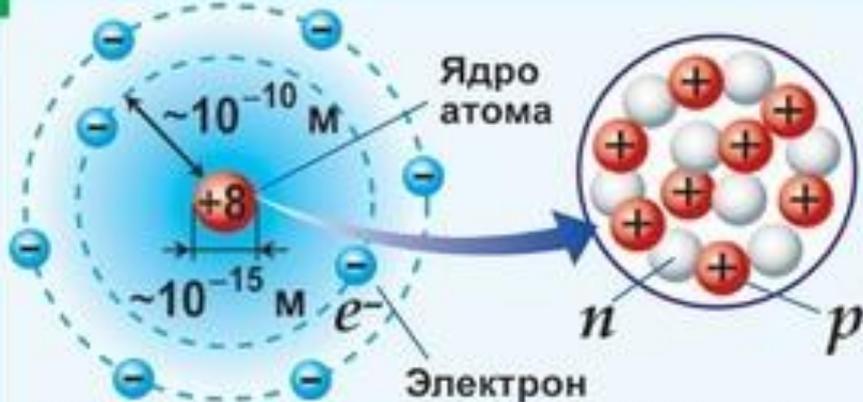
Атом лития

- 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

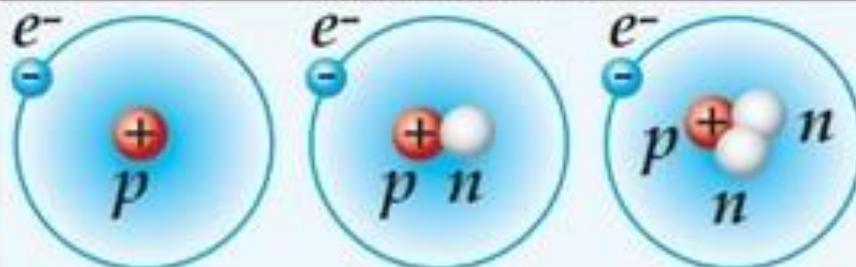
Порядковый номер
(число протонов) Z — 8

$^{16}_8\text{O}$

$A = Z + N$

N — число нейтронов

ИЗОТОПЫ ВОДОРОДА



^1_1H
Протий

$^2_1\text{H}(\text{D})$
Дейтерий

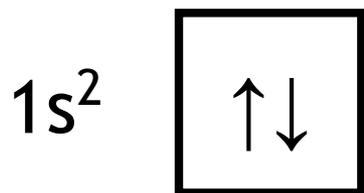
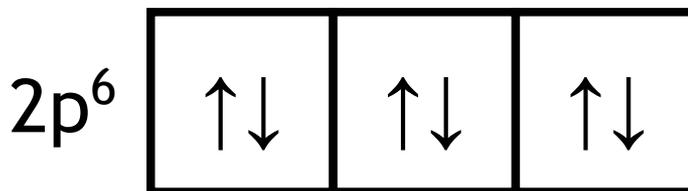
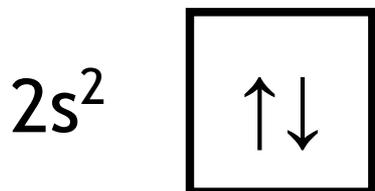
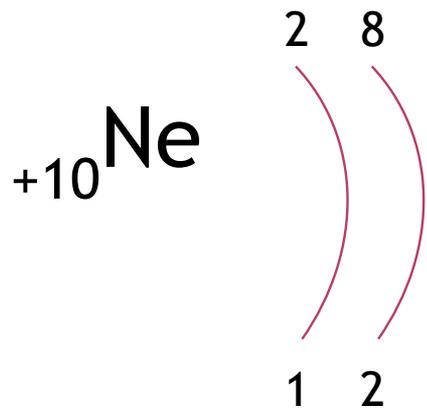
$^3_1\text{H}(\text{T})$
Тритий

- 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 П1 — 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	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Электронная конфигурация	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	H 1.008 ВОДОРОД																He 4.003 ГЕЛИЙ	2
2	2	Li 6.941 ЛИТИЙ	Be 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	B 10.811 БОР	C 12.011 УГЛЕРОД	N 14.007 АЗОТ	O 15.999 КИСЛОРОД	F 18.998 ФТОР										Ne 20.179 НЕОН	10
3	3	Na 22.99 НАТРИЙ	Mg 24.312 МАГНИЙ	Al 26.982 АЛЮМИНИЙ	Si 28.086 КРЕМНИЙ	P 30.974 ФОСФОР	S 32.064 СЕРА	Cl 35.453 ХЛОР										Ar 39.948 АРГОН	18
4	4	K 39.102 КАЛИЙ	Ca 40.08 КАЛЬЦИЙ	Sc 44.956 СКАНДИЙ	Ti 47.88 ТИТАН	V 50.941 ВАНАДИЙ	Cr 51.996 ХРОМ	Mn 54.938 МАРГАНЕЦ	Fe 55.849 ЖЕЛЕЗО	Co 58.933 КОБАЛЬТ	Ni 58.7 НИКЕЛЬ							Kr 83.8 КРИПТОН	36
	5	Cu 63.546 МЕДЬ	Zn 65.37 ЦИНК	Ga 69.72 ГАЛЛИЙ	Ge 72.56 ГЕРМАНИЙ	As 74.922 МЫШЬЯК	Se 78.96 СЕЛЕН	Br 79.904 БРОМ											
5	6	Rb 85.468 РУБИДИЙ	Sr 87.62 СТРОНЦИЙ	Y 88.906 ИТРИЙ	Zr 91.22 ЦИРКОНИЙ	Nb 92.906 НИОБИЙ	Mo 95.94 МОЛИБДЕН	Tc 98 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 101.07 РУТЕНИЙ	Rh 102.908 РОДИЙ	Pd 106.4 ПАЛЛАДИЙ								
	7	Ag 107.868 СЕРЕБРО	Cd 112.41 КАДМИЙ	In 114.82 ИНДИЙ	Sn 118.69 ОЛОВО	Sb 121.75 СУРЬМА	Te 127.6 ТЕЛЛУР	I 126.905 ИОД											Xe 131.3 КСЕНОН
6	8	Cs 132.905 ЦЕЗИЙ	Ba 137.34 БАРИЙ	La-71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf 178.49 ГАФНИЙ	Ta 180.948 ТАНТАЛ	W 183.85 ВОЛЬФРАМ	Re 186.207 РЕНИЙ	Os 190.2 ОСМИЙ	Ir 192.22 ИРИДИЙ	Pt 195.09 ПЛАТИНА								
	9	Au 196.967 ЗОЛОТО	Hg 200.59 РУТУТЬ	Tl 204.37 ТАЛЛИЙ	Pb 207.19 СВИНЕЦ	Bi 208.98 ВИСМУТ	Po 210 ПОЛОНИЙ	At 210 АСТАТ											Rn 222 РАДОН
7	10	Fr 223 ФРАНЦИЙ	Ra 226 РАДИЙ	89-103 АКТИНОИДЫ	Rf 261 РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 262 ДУБИЙ	Sg 263 СИБОРГИЙ	Bh 262 БОРИЙ	Hn 265 ХАНИЙ	Mt 268 МЕЙТНЕРИЙ	110								
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											



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 ПРАЗЕОДИЙ 140.908	60 Nd НЕОДИЙ 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
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

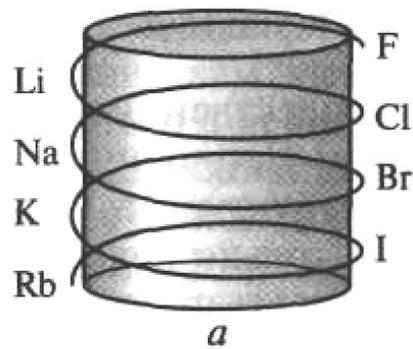
АКТИНОИДЫ

89 Ac АКТИНИЙ (227)	90 Th ТОРИЙ 232.038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ (231)	92 U УРАН 238.03	93 Np НЕПУТНИЙ (237)	94 Pu ПУТОНИЙ (244)	95 Am АМЕРИЦИЙ (243)	96 Cm КУРИЙ (247)	97 Bk БЕРКЛИЙ (247)	98 Cf КАЛИФОРНИЙ (251)	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ (254)	100 Fm ФЕРМИЙ (257)	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ (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*

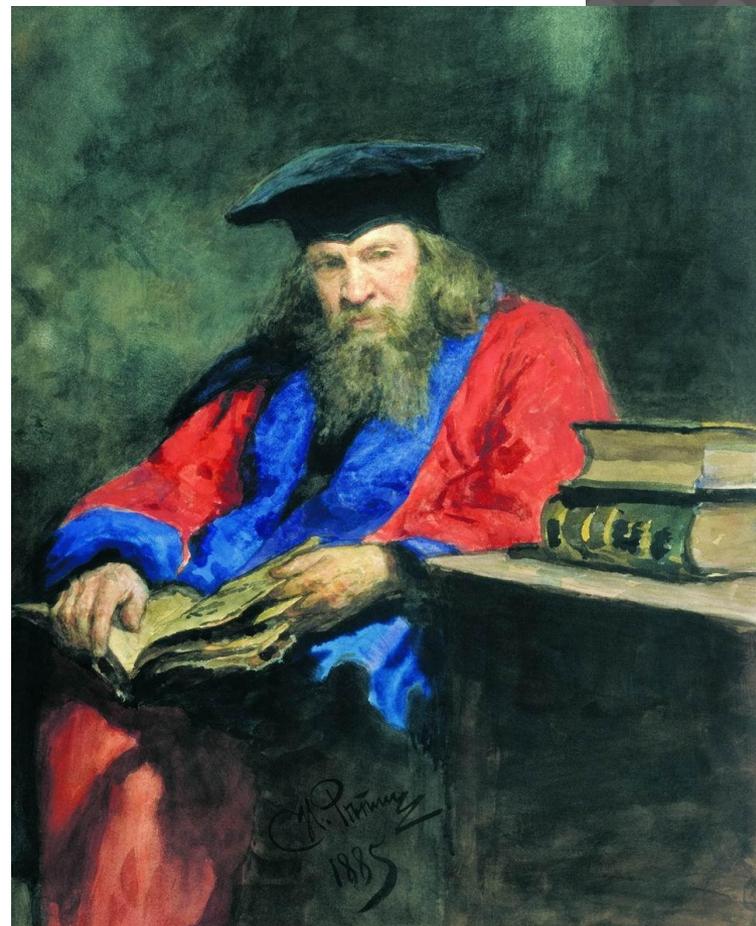


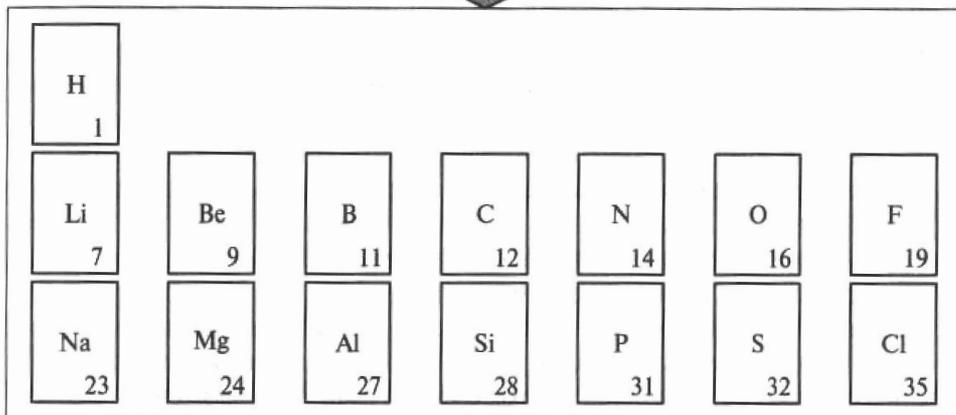
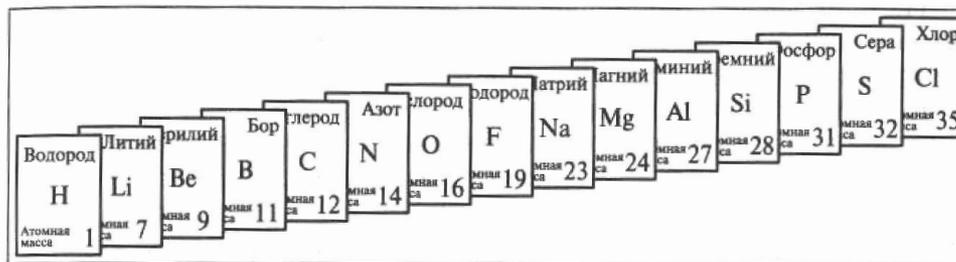
H	1	F	8	Cl	15	Co Ni	22	Br	29	Pd	36	J	42	Pt Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sr	31	Cd	38	Ba V	45	Pb	54
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Ce La	33	U	40	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	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 3 ЛИТИЙ 6,941	Be 4 БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B 5 БОР 10,811	C 6 УГЛЕРОД 12,011	N 7 АЗОТ 14,007	O 8 КИСЛОРОД 15,999	F 9 ФТОР 18,998		Ne 10 НЕОН 20,179
3	3	Na 11 НАТРИЙ 22,99	Mg 12 МАГНИЙ 24,312	Al 13 АЛЮМИНИЙ 26,982	Si 14 КРЕМНИЙ 28,086	P 15 ФОСФОР 30,974	S 16 СЕРА 32,064	Cl 17 ХЛОР 35,453		Ar 18 АРГОН 39,948

- 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).

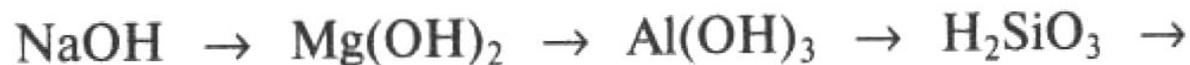
Периоды	Ряды	Г			
		I		II	
		а	б	а	б
1	1	H ВОДОРОД 1,008	1		
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	3	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	4
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	11	Mg МАГНИЙ 24,312	12
4	4	K КАЛИЙ 39,102	19	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	20
	5	Cu МЕДЬ 63,546	29	Zn ЦИНК 65,37	30
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	37	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	38
	7	Ag СЕРЕБРО 107,868	47	Cd КАДМИЙ 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					



Основны
е оксиды

Амфотер-
ный оксид

Кислотные оксиды

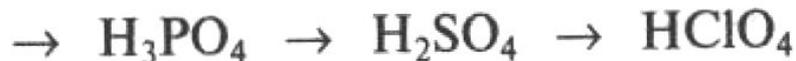


Щелочь

Основание

Амфотерный
гидроксид

Слабая
кислота



Кислота
средней
силы

Сильная
кислота

Очень
сильная
кислота