

# Лекция 8

## Периодический закон

# История создания периодической системы

В истории каждого научного открытия можно определить два основных этапа: 1) установление частных закономерностей; 2) сам факт открытия и признания этого открытия. До того как Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон и предложил его графическое изображение (периодическую систему) существовали и другие попытки систематизировать знания о свойствах элементов. Ученые предлагали свои таблицы и графики элементов. Некоторые из ученых утверждали, что именно им принадлежит право первенства открытия.

Поэтому познакомимся с некоторыми главными идеями предшественников открытия периодического закона.

# Закон триад

Начало 19 века Дж. Дальтон (основатель атомистики) ввел важнейшую характеристику элементов – атомный вес (позже атомная масса). Это понятие позволило изучать и определять важнейшую характеристику – количественный состав простых и сложных тел.



Первым, кто применил количественные характеристики элементов был немецкий ученый Иоганн Вольфганг Деберейнер (1780 – 1849).

В 1829 г он опубликовал таблицу, в которой в группы по 3 элемента объединялись элементы со сходными свойствами. Помимо химического сходства наблюдается и закономерность в отношении масс атомов.

Например:



**Закон триад:** атомная масса среднего элемента равна среднему арифметическому атомных масс двух крайних элементов

$$Ar(\text{Na}) = (Ar(\text{Li}) + Ar(\text{K})) / 2 = (7 + 39) / 2 = 23$$

Позднее ученые Макс Петтенкофер (1850) и Жан Батист Дюма (1857) объединили большее число элементов в триады.



# Винтовая линия Шанкартуа

1862 г. французский ученый Александр Эмиль Бетье де Шанкуртуа предложил систему элементов в виде графика. Он разместил все известные элементы в порядке увеличения массы атомов по винтовой линии, описанной вокруг цилиндра. Сходные элементы располагались друг под другом. Однако эта схема не получила конкретного анализа и развития, не указывала точное место элемента в системе.

# Закон октав



1863 – Джон Александер Рейна Ньюлендс.  
Английский химик.

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 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 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Pb 54	
Bo 4	Al 11	Cr 18	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Th 56	
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52	
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 43	Bi 55	
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Re & Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51	

Если сходные элементы расположить друг за другом, то каждый восьмой элемент располагается под первым, свойства элементов повторяются подобно октавам в музыке. В таком графическом изображении без пропусков исключалась возможность открытия новых элементов, кроме того многие элементы попадали на несоответствующие им места.

# Таблица Мейера



1864 – немецкий ученый Юлиус Лотар Мейер

Расположил 44 элемента из известных 62-х в шести столбцах в соответствии с их валентностью по водороду. Однако эта таблица не отражала периодичности свойств. В 1870 г. статья «Природа химических элементов как функция их атомных весов», приведена графическая зависимость атомных объемов от атомных масс (кривая Мейера).

# Периодический закон и его графическое отображение

1869 – русский ученый Д.И.Менделеев открыл периодический закон и опубликовал свой первый вариант периодической системы химических элементов «Опыт системы элементов основанный на их атомном весе и химическом сходстве». В этом первоначальном варианте таблицы многое было неясно, требовало уточнений и изменений. На протяжении 37 лет Менделеев продолжает творческую разработку таблицы.

Д.И. Менделеев неоднократно подчеркивал значение тех трудов, которые побуждали его к исканиям: «...Я пользовался прежними исследованиями Дюма, Гладстона, еттенкофера, Кремерса и Ленссена» «Я считаю, что обязан преимущественно двум: Ленссену и Дюма. Я изучил их исследования и они побудили меня искать действительный закон» Д.И. Менделеев. Собр. со.ч.,

# **Формулировка периодического закона Д.И Менделеева**

*Свойства простых тел, а также формы  
и свойства соединений элементов  
находятся в периодической зависимости  
от величин атомных весов элементов.*

Итогом работы Менделеева в развитии периодического закона является следующий вариант таблицы, который был помещен в 8 издании Основ химии.

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Таблица 25

Ряды	Группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	—	Водород H 1,008	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	Гелий He 4,0	Литий Li 7,03	Бериллий Be 9,1	Бор B 11,0	Углерод C 12,0	Азот N 14,04	Кислород O 16,00	Фтор F 19,0	—	—	—
3	Неон Ne 19,9	Натрий Na 23,05	Магний Mg 24,3	Алюминий Al 27,0	Кремний Si 28,4	Фосфор P 31,0	Сера S 32,06	Хлор Cl 35,45	—	—	—
4	Аргон Ar 38	Калий K 39,1	Кальций Ca 40,1	Скандий Sc 44,1	Титан Ti 48,1	Ванадий V 51,4	Хром Cr 52,1	Марганец Mn 55,0	Железо Fe 55,9	Кобальт Co 59	Никель Ni (Cu) 59
5	—	Медь Cu 63,6	Цинк Zn 65,4	Галлий Ga 70,0	Германий Ge 72,3	Мышьяк As 75	Селен Se 79	Бром Br 79,95	—	—	—
6	Криптон Kr 81,8	Рубидий Rb 85,4	Стронций Sr 87,6	Иттрий Y 89,0	Цирконий Zr 90,6	Ниобий Nb 94,0	Молибден Mo 96,0	—	Рутений Ru 101,7	Родий Rh 103,0	Палладий Pd (Ag) 106,5
7	—	Серебро Ag 107,9	Кадмий Cd 112,4	Индий In 114,0	Олово Sn 119,0	Сурьма Sb 120,0	Теллур Te 127	Иод I 127	—	—	—
8	Ксенон Xe 128	Цезий Cs 132,9	Барий Ba 137,4	Лантан La 139	Церий Ce 140	—	—	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Иттербий Yb 173	—	Тантал Ta 183	Вольфрам W 184	—	Осмий Os 191	Иридий Ir 193	Платина Pt (Au) 194,9
11	—	Золото Au 197,2	Ртуть Hg 200,0	Таллий Tl 204,1	Свинец Pb 206,9	Висмут Bi 208	—	—	—	—	—
12	—	—	Радий Ra 224	—	Торий Th 232	—	Уран U 239	—	—	—	—
	R	R <sub>2</sub> O	RO	Высшие солеобразные окислы: R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>
				Высшие газообразные водородные соединения: RH <sub>4</sub>			RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH		

# Значение периодического закона

Периодическая система элементов явилась одним из наиболее ценных обобщений в химии. Она представляет собой как бы конспект химии всех элементов, график по которому можно читать свойства элементов и их соединений.

Система позволила уточнить положение, величины атомных масс, значение валентности некоторых элементов. На основе таблицы можно было предсказать существование и свойства еще не открытых элементов.

Менделеев предсказал и описал свойства не открытых в то время элементов, которые он назвал экабор (скандий), экаалюминий (галлий), экасилиций (германий).

Менделеев сформулировал периодический закон и предложил его графическое отображение, однако в то время нельзя было определить природу периодичности. Не была вскрыта причина периодичности изменения свойств и их соединений. Смысл периодического закона был выявлен позднее, в связи с открытиями по строению атома.

# Открытия, позволившие развить периодический закон

1875 – французский ученый П.Э. Лекок де Буабодран открыл  
новый элемент галий.



1879 – шведский ученый Ларс Фредерик Нильсон открыл новый элемент скандий.



1886 – немецкий ученый Клеменс Александр Винклер –открыл элемент германий.



германиевый диод

1893-1898 – английский ученый Уильям Рамзай открыл сначала инертный газ аргон, а позже и остальные.



# Закон Мозли

Однако несмотря на огромное естественнонаучное значение открытия периодического закона физический смысл обобщенных Д.И.Менделеевым фактов долгое время оставался непонятным (из-за отсутствия в 19 веке каких-либо представлений о сложности строения атома). Например, почему элемент калий ( $A=39,1$ ) в таблице находится после аргона ( $A=39,9$ ); никель ( $58,7$ ) после кобальта ( $58,9$ ); йод ( $126,9$ ) после теллура ( $127,6$ ). Менделеев отступил от принятого им порядка, исходя из свойств данных элементов, требовавших именно такого расположения. Таким образом он не придавал исключительного значения атомной массе, а руководствовался совокупностью свойств. Развитие теории строения атома доказало верность размещения этих элементов.



**1913 – английский физик Генри Мозли на основании экспериментальных данных (исследование рентгеновских спектров химических элементов) установил, что порядковый номер элемента совпадает с зарядом ядра атома**

**Периодическое изменение свойств элементов зависит от их порядкового номера.**

## **Современная формулировка периодического закона**

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

**А точнее свойства химических элементов определяются периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями**

# Структура периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева

Период – горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания порядкового номера от первого s-элемента ( $ns^1$ ) до шестого p-элемента ( $ns^2np^6$ )

Каждый период начинается активным щелочным металлом и заканчивается инертным газом

Периоды: 1) малые – 1-й (2 элемента), 2-й и 3-й (8 элементов)  
2) большие – 4-й, 5-й (18 элементов) 6-й (32 элемента) 7-й (19 элементов, незавершенный)

Состоят из 2-х рядов: четный содержит только металлы;  
нечетный содержит металлы и неметаллы

Группы – вертикальные ряды. Номер группы определяет максимальную валентность элемента, максимальную положительную степень окисления, число валентных электронов (исключения кислород и фтор)

Группы делятся на подгруппы. Подгруппа – это вертикальный ряд элементов, имеющих однотипное электронное строение и являющихся электронными аналогами.

Главные подгруппы (А-подгруппы)- содержат элементы s- и p-электронных семейств, которые расположены и в больших и в малых периодах. **S**-элементы только металлы **p**-элементы металлы и неметаллы.

Побочные подгруппы(В-подгруппы) содержат элементы **d**-электронных семейств. В побочных подгруппах элементы только больших периодов, только металлы.

## Порядковый номер, массовое число.

Из закона Мозли следует, что порядковый номер элемента соответствует положительному заряду ядра атома. Атом характеризуют три фундаментальных элементарных частицы. Протон, нейтрон, электрон. Ядро заряжено положительно и в нем сосредоточена основная масса. Ядро состоит из протонов и нейтронов. Сумма количества протонов и нейтронов МАССОВОЕ ЧИСЛО – A.

$$A = N({}^1_1p) + N({}^1_0n)$$

**$A$  соответствует относительной атомной массе элемента, которые приведены в п.с.:  $A = Ar$  .**

**Число протонов равно порядковому номеру:  
 $N({}^1_1p) = Z$**

**Число нейтронов:  $N({}^1_0n) = A - Z$**

**Число электронов равно заряду ядра  $\square$  число электронов равно порядковому номеру:  $N(e) = Z$**

# Характеристики элементарных частиц

Наименов. Частицы	Символ	Заряд		Масса	
		<i>Кл</i>	О. е.	<i>кг</i>	а.е.м.
Протон	${}^1_1\text{p}$	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,7 \cdot 10^{-27}$	1
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	0	0	$1,7 \cdot 10^{-27}$	1
Электрон	$\bar{e}$	$-6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,0005486

# ИЗОТОПЫ

Атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа называются **ИЗОТОПАМИ**.

Изотопы содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

Примеры:  ${}^1_1\text{H}$  – протий,  ${}^2_1\text{H}$ -дейтерий  ${}^3_1\text{H}$ -тритий

${}^{35}_{17}\text{Cl}$  (77,3%),  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  (22,7%)

$Ar(\text{Cl})=(35\cdot 77,3+37\cdot 22,7)/100=35,454$ -относительная атомная масса – среднее арифметическое масс изотопов с учетом их % содержания

# **Периодическая система и строение атомов.**

**В настоящее время периодическую систему элементов Менделеева можно рассматривать как классификацию атомов по строению их электронной оболочки. Таблица дает исчерпывающую информацию о разнообразии и подобии в строении электронной оболочки, а следовательно классификацию элементов по строению их атомов. Физико-химические свойства элементов тесно связаны со строением электронной оболочки атома, следовательно таблица представляет классификацию элементов и по физико-химическим свойствам.**

# Классификация атомов

## 1. По способу застраивания электронной оболочки

***s***-элементы заполняется *s*-подуровень наружного слоя. Внутренние электронные слои остаются неизменными. Это два первые элемента любого периода

***p***-элементы заполняется *p*-подуровень наружного слоя Внутренние электронные слои остаются неизменными. Это шесть последних элементов периода (кроме 7-го)

***d*** – элементы. Застраивается соседний с наружным уровень. В наружном слое этих элементов на *s*-подуровне находится чаще 2 реже 1 электрон. Таких элементов по 10 в каждом большом периоде (кроме 7-го)

***f*** – элементы. В атомах этих элементов заполняется *f*-подуровень третьего уровня, считая от внешнего. Сейчас известно 28 таких элементов. Они делятся на два семейства лантаноидов (заполняется *4f*-подуровень) и актиноиды (заполняется *5f*-подуровень).

## 2. По числу электронов в наружном квантовом слое электронной оболочки

металлы – все элементы в наружном квантовом слое которых 1-3 электрона (кроме водорода, бора, гелия). Могут только отдавать электроны, поэтому не образуют отрицательно заряженных ионов.

К ним относятся  $s$ -, некоторые  $p$ -, а также  $d$ -,  $f$ -элементы.

$d$ -,  $f$ -металлы могут проявлять переменную степень окисления. Максимальная положительная степень окисления равна номеру группы в которой находится элемент.

**Неметаллы** – элементы наружный слой которых содержит 4 - 7 электронов, а также водород и бор. Неметаллы способны как принимать так и отдавать электроны. Поэтому могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления. Однако тенденция к приему электронов у них выражена сильнее. Все неметаллы кроме водорода относятся к *p*-элементам.

**Инертные (благородные) газы** – элементы в наружном слое которых находится 8 (*p*-элементы :неон, аргон, криптон, ксенон, радон) или 2 электрона (гелий *s*-элемент)

# **Некоторые характеристики атома и свойства элементов**

**Периодичность накопления электронов около ядра приводит к периодичности в изменении свойств атомов элементов.**

**Периодически изменяются такие характеристики атомов, как валентность, объемы атомов, радиусы атомов и ионов, энергии ионизации, восстановительные свойства, энергии сродства к электрону, окислительные свойства, электроотрицательности, некоторые физические свойства (температуры плавления и кипения и др.).**

**Понятие валентность более подробно рассмотрим позже.**

**Перейдем к рассмотрению других характеристик.**

## **Атомные объемы**

**Атомный объем – объем, занимаемый одним молем атомов простого вещества в твердом состоянии.**

**Дает четкое представление о периодичности изменения физических свойств простых веществ.**

**Впервые графическую зависимость между величинами атомных масс и атомных объемов предложил Мейер. Наибольший атомный объем имеют щелочные металлы.**

# Радиус атома

**Радиус атома (радиус Слейтера) – расстояние от ядра атома до максимума электронной плотности его валентных электронов**

**Обозначение  $r$ . Размерность пм (пикометр –  $10^{-12}$ м) или нм (нанометр –  $10^{-9}$ м)**

$$r_{ан} > r_{ат} > r_{кат}$$

# Изменение радиусов атомов в группе и периодах

Рассмотрим закономерность изменения этой характеристики атома на примере элементов IA, IIA, VA групп и 2-6 периодов.

элемент	радиус	элемент	радиус	элемент	радиус
Т	пм	Т	пм	Т	пм
<b>Li</b>	<b>159</b>	<b>Be</b>	<b>104</b>	<b>N</b>	<b>49</b>
<b>Na</b>	<b>171</b>	<b>Mg</b>	<b>128</b>	<b>P</b>	<b>92</b>
<b>K</b>	<b>216</b>	<b>Ca</b>	<b>169</b>	<b>As</b>	<b>100</b>
<b>Rb</b>	<b>229</b>	<b>Sr</b>	<b>184</b>	<b>Sb</b>	<b>119</b>
<b>Cs</b>	<b>252</b>	<b>Ba</b>	<b>206</b>	<b>Bi</b>	<b>130</b>

**Выводы из таблицы: 1) в группе сверху вниз радиус атома увеличивается. Число электронов остается постоянным равным номеру группы. Чем меньше электронов на внешнем уровне и чем дальше эти электроны находятся от ядра, тем слабее электростатические силы между «+» ядром и электронами легче атом элемента отдает эти электроны. Элементы легко отдающие электроны проявляют металлические свойства, восстановительные свойства. Их оксиды и гидроксиды проявляют основные свойства (реже амфотерные)**

**2) В периоде слева направо радиус атома уменьшается, т.к. число энергетических уровней в пределах одного периода постоянно, но увеличивается число электронов на внешнем уровне. Следовательно электростатическое взаимодействие между «+» ядром и электронами усиливается, а радиус уменьшается (эффект р-сжатия). В связи с этим элементы конца периода будут легче принимать электроны. Такие элементы проявляют неметаллические и окислительные свойства. Их оксиды носят кислотный характер**

# Энергия ионизации

**Определение:** *энергия ионизации – энергия, необходимая для превращения нейтрального атома в положительно заряженный ион.*

*Или это энергия которую необходимо затратить для отрыва электрона от электронейтрального атома :  $\Delta E = E^+ - E^0$ .  $r_{\text{кат.}} < r_{\text{ат.}}$  Характеризует восстановительные свойства атомов элементов.*

**Обозначение – I .**

**Размерность – эВ/атом или кДж/моль**

$$1\text{эВ} = 1,60 \cdot 10^{-22} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 96,32 \text{ кДж/моль}$$

# Величины энергии ионизации некоторых элементов одного периода

	Li ...2s <sup>1</sup>	Be ...2s <sup>2</sup>	B .2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	C .2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	N .2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	O .2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	F .2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
<b>I<sub>1</sub>, эВ</b>	<b>5,39</b>	<b>9,32</b>	<b>8,30</b>	<b>11,26</b>	<b>14,53</b>	<b>13,61</b>	<b>17,42</b>
<b>I<sub>2</sub>, эВ</b>	<b>75,26</b>	<b>18,12</b>	<b>25,00</b>	<b>24,27</b>	<b>29,47</b>	<b>34,93</b>	<b>34,81</b>
<b>I<sub>3</sub>, эВ</b>	<b>121,8</b>	<b>153,1</b>	<b>35,75</b>	<b>47,65</b>	<b>47,40</b>	<b>54,87</b>	<b>62,35</b>
<b>I<sub>4</sub>, эВ</b>	-	<b>216,6</b>	<b>258,1</b>	<b>64,22</b>	<b>77</b>	<b>76,99</b>	<b>86,27</b>
<b>I<sub>5</sub>, эВ</b>	-	-	<b>338,5</b>	<b>390,1</b>	<b>97,43</b>	<b>113</b>	<b>113,67</b>

## Выводы из таблицы

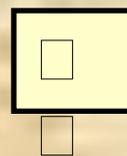
**Общая тенденция: 1) в периоде с увеличением заряда ядра, уменьшается радиус энергия ионизация увеличивается. Наименьшее значение энергии ионизация у элемента лития, наибольшее у фтора. Следовательно наибольшей восстановительной активностью характеризуются щелочные металлы. 2) Отрыв каждого следующего электрона требует большей затраты энергии. Особенно резко возрастает энергия ионизации при переходе к другому электронному слою.**

Исключения : элементы **бериллий и азот**.

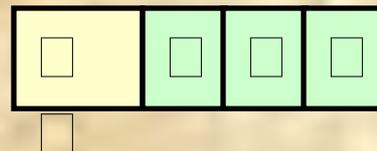
Энергии ионизации бериллия выше, чем у соседних бора и углерода. То же справедливо для азота. Это объясняется следующим правилом: наиболее устойчивы электронные конфигурации атомов элементов с полностью или наполовину заполненным подуровнем.

Электронные конфигурации

Бериллия  $1s^2 \underline{2s^2}$



Азот  $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^3}$



# Энергия сродства к электрону

**Определение:** энергия, которая выделяется (реже поглощается) при присоединении электрона к атому.



**Обозначение:** E. Размерность эВ/атом, кДж/моль

**Имеет чаще всего отрицательные значения. Наибольшее отрицательные значения E имеют атомы галогенов.**

## Выводы

**Характер изменения энергии сродства к электрону в группе: в группе сверху вниз увеличивается радиус атома, силы электростатического взаимодействия «+» заряженного ядра и внешних электронов ослабевают, поэтому энергия сродства к электрону уменьшается.**

**В периоде слева направо уменьшается радиус атома, количество электронов на внешнем уровне увеличивается, поэтому энергия сродства к электрону тоже увеличивается.**

# Электроотрицательность

**Определение: электроотрицательность – способность атома притягивать к себе электроны в химическом соединении.**

Определяется как полусумма энергии ионизации и сродства к электрону:  $ЭО = (I + E) / 2$  (шкала Р. Малликена). Недостаток – нет надежных методов определения  $E$ .

На практике пользуются относительными значениями электроотрицательности. Величины приводятся в таблицах. Существует несколько шкал ОЭО. Мы будем пользоваться значениями ОЭО по Полингу.

Характер изменения ОЭО аналогичен уже рассмотренным характеристикам. За единицу принята ОЭО лития. Самая высокая ОЭО у фтора. По величине ОЭО можно судить о свойствах элемента, его заряде в соединении, типах связи.

# Общие выводы по теме

1. На основании энергетических характеристик атомов элементов, энергетически устойчивы электронные конфигурации с полностью или наполовину заполненными подуровнями. В связи с этим для ряда элементов наблюдается провал электрона с текущего уровня на предыдущий. Например: для элементов подгруппы меди наблюдается провал электрона с текущего  $ns$ -подуровня на  $(n-1)d$ -подуровень. Аналогичное явление наблюдается для элементов хрома и молибдена.

**Электронные конфигурации этих элементов:**

**Cu - ...3d<sup>10</sup>4s<sup>1</sup>;**

**Ag - ...4d<sup>10</sup>5s<sup>1</sup>;**

**Au – 5d<sup>10</sup>6s<sup>1</sup>;**

**Cr - ...3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup>;**

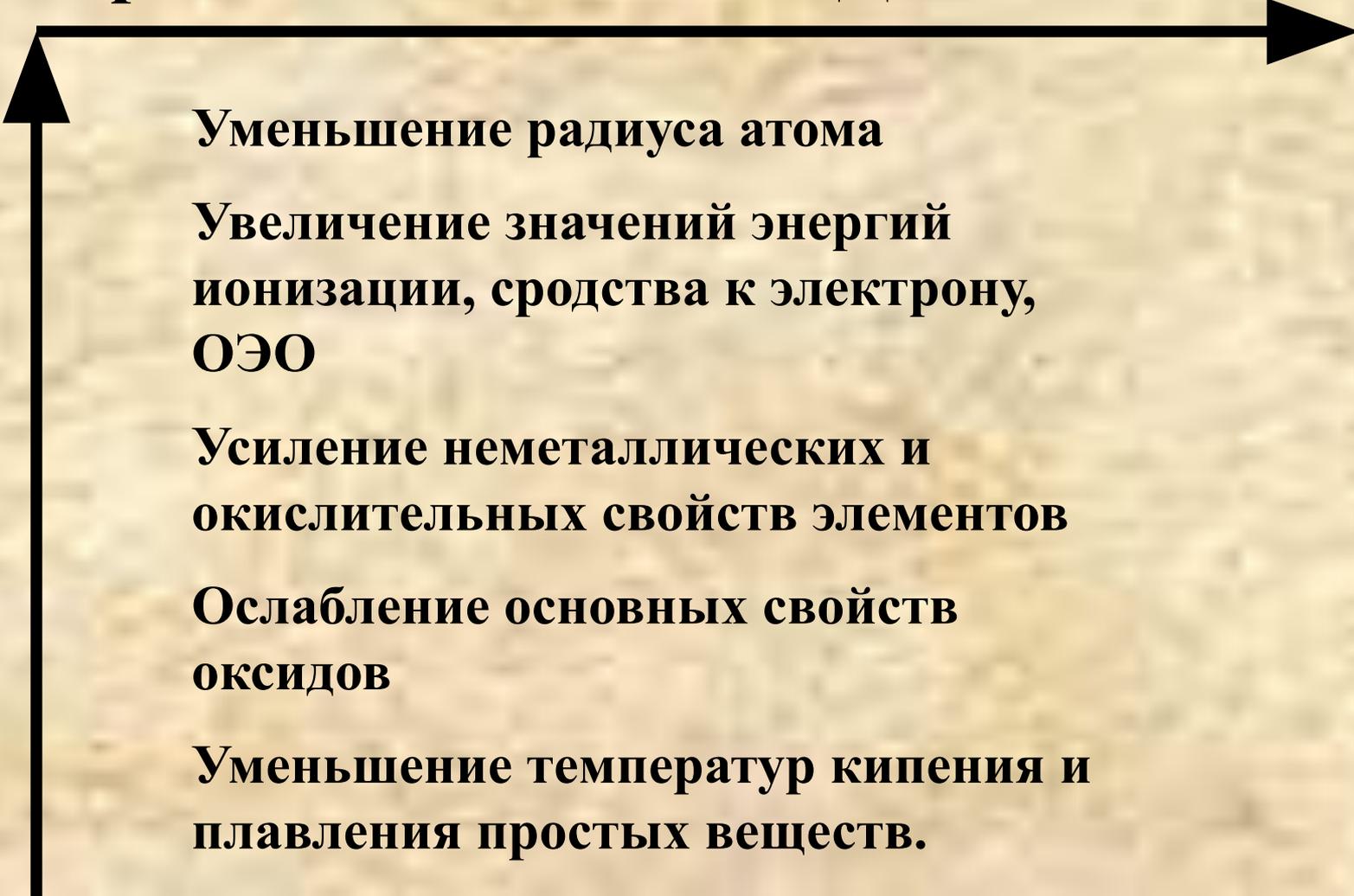
**Mo - ...4d<sup>5</sup>5s<sup>1</sup>**

2. С увеличением заряда ядра и количества электронов во внешнем уровне изменение свойств химических элементов не совершается непрерывно в одном и том же направлении (от типично металлических до неметаллических), а имеет периодический характер. Таким образом элементы выделены в электронные аналоги. Электронные аналоги имеют общее строение валентных подуровней, а следовательно общую электронную формулу. Общую формулу и общие свойства оксидов и т.д.

3. Свойства и характеристики атомов элементов изменяются в известной последовательности как в горизонтальном, так и в вертикальном направлениях. Изменение некоторых свойств и характеристик по таблице Д.И. Менделеева приведено на следующем слайде

4. На основании положения элемента в п.с. можно дать его характеристику и характеристику его соединений.

# **Изменение некоторых характеристик атомов и свойств элементов в периодической системе Д.И. Менделеева**



**Уменьшение радиуса атома**

**Увеличение значений энергий ионизации, сродства к электрону, ОЭО**

**Усиление неметаллических и окислительных свойств элементов**

**Ослабление основных свойств оксидов**

**Уменьшение температур кипения и плавления простых веществ.**

# Подгруппы аналогов

- 1. Подгруппа щелочных металлов.** Общая электронная формула  $\dots ns^1$ . Возбужденного состояния нет. Максимальная степень окисления +1. Общая формула оксидов  $Me_2O$ . Водородные соединения  $MeH$ -гидриды.
- 2. Подгруппа бериллия.** Общая электронная формула  $\dots ns^2$ . Возбужденное состояние есть. Максимальная степень окисления +2. Общая формула оксидов  $MeO$ . Водородные соединения  $MeH_2$ -гидриды.
- 3. Подгруппа бора.** Общая электронная формула  $\dots ns^2 np^1$ . Возбужденное состояние есть. Максимальная степень окисления +3. Общая формула оксидов  $E_2O_3$ . Бор – неметалл. Простейшее водородное соединение  $BH_3$ -бороводород. Остальные элементы металлы. Водородные соединения  $MeH_3$ -гидриды

4. Подгруппа углерода. Общая электронная формула  $\dots ns^2 np^2$ . Возбужденное состояние есть. Максимальная степень окисления +4. Минимальная степень окисления –4. Общая формула оксидов  $ЭO_2$ . Формула водородных соединений  $ЭH_4$

5. Подгруппа азота. Общая электронная формула  $\dots ns^2 np^3$ . Возбужденное состояние есть (исключение азот). Максимальная степень окисления +5. Минимальная степень окисления –3. Общая формула оксидов  $Э_2O_5$ . Формула водородных соединений  $ЭH_3$

6. Подгруппа кислорода. Общая электронная формула  $\dots ns^2 np^4$  Возбужденное состояние есть (исключение кислород). Максимальная степень окисления +6 (исключение кислород). Минимальная степень окисления –2. Общая формула оксидов  $ЭO_3$ . Формула водородных соединений  $H_2Э$

**7. Подгруппа галогенов (фтора). Общая электронная формула  $\dots ns^2 np^5$ . Возбужденное состояние есть (исключение фтор). Максимальная степень окисления +7. Минимальная степень окисления -1. Общая формула оксидов  $\text{Э}_2\text{O}_7$ . Формула водородных соединений НЭ. К этой же подгруппе следует отнести и водород, т.к. его свойства схожи с галогенами, в частности в соединениях с металлами он проявляет степень окисления -1. Соединения водорода с металлами относятся к солеподобным.**

***d*-элементы не имеют аналогов в 1-3 периодах. Для них неизвестна отрицательная степень окисления. Валентные электроны располагаются на внешнем *s*-подуровне и соседним с внешним *d*-подуровне. В возбужденное состояние могут переходить только электроны с внешнего *s*- на внешний *p*-подуровень. Всего подгрупп аналогов 10. Рассмотрим некоторые из них.**

Подгруппа скандия Sc, Y, La, Ac. Общая электронная формула  $ns^2(n-1)d^1$ . Максимальная степень окисления +3. Возбужденное состояние есть. Формула высшего оксида  $Me_2O_3$ .

Подгруппа титана Ti, Zr, Hf. Общая электронная формула  $ns^2(n-1)d^2$ . Максимальная степень окисления +4. Возбужденное состояние есть. Формула высшего оксида  $MeO_2$ .

Подгруппа марганца Mn, Tc, Re. Общая электронная формула  $ns^2(n-1)d^5$ . Максимальная степень окисления +5. Возбужденное состояние есть. Формула высшего оксида  $Me_2O_7$ .

Подгруппа меди Cu, Ag, Au. Общая электронная формула  $ns^1(n-1)d^{10}$ ! Возможные степени окисления +1,+2,+3. Это можно объяснить нестабильностью  $d$ -подуровня. Возбужденного состояния нет. Формула высшего оксида  $Me_2O, MeO, Me_2O_3$ .

## **Характеристика элемента по его положению в периодической системе.**

- 1. Положение в п.с. (порядковый номер, период, подгруппа).**
- 2. Характеристика атома элемента. Заряд ядра  $Z$ , число протонов  $N_p$ , число нейтронов  $N_n$ , число электронов  $N_e$ . Полная электронная формула. Графическая электронная конфигурация валентных уровней в нормальном и возбужденном состояниях.**

**3. Электронное семейство к которому относится элемент, металл или неметалл, формула и характер высшего оксида (основной, амфотерный, кислотный) и соответствующего ему гидрата. Реакции подтверждающие свойства оксида и гидрата.**

# Примеры

1. Дайте характеристику элемента № 56 по положению в п.с.

1) Элемент №56 – барий  ${}_{56}\text{Ba}$ . Ba находится в 6 периоде во второй группе главной подгруппы.

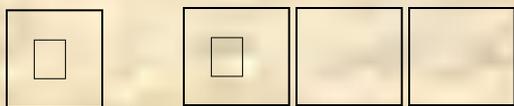
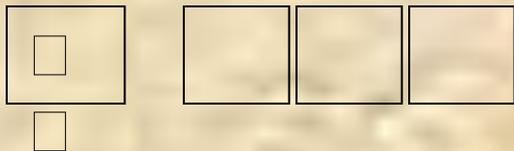
2)  $Z=+56$ ,  $N({}^1_1\text{p})=56$ ,  $N(\text{e})=56$ ,

$N({}^1_0\text{n})=A-N({}^1_1\text{p})=137-56=81$

Электронная формула:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 \underline{6s^2}$

**Основное состояние: ...6s<sup>2</sup>6p<sup>0</sup>—В(Ва)=0**



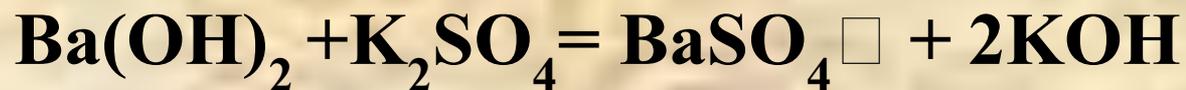
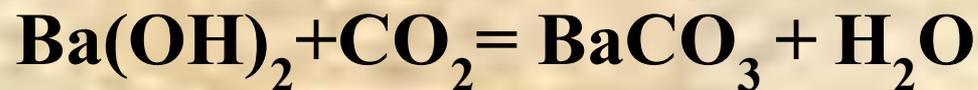
**Возбужденное состояние ...6s<sup>1</sup>6p<sup>1</sup> В(Ва\*)=2**

**3. Ва – s-элемент, металл, ОЭО=0,9.**

**Высший оксид ВаО – основной.**

**Гидрат – Ва(ОН)<sub>2</sub>-основание**





**2. Дайте характеристику элемента №6, 16, 17, 25, 74 по положению в п.с.**

# Проверочная работа

**1. Что общего для элементов 5 периода**

**А) число валентных электроно равно 5**

**Б) Число энергетических уровней равно 5**

**В) главное квантовое число равно 5**

**2. Запишите электронную формулу для атома бора ( ${}^5\text{B}$ ). Распределите электроны по квантовым ячейкам в возбужденном состоянии**

**<http://margo1.nm.ru>**