

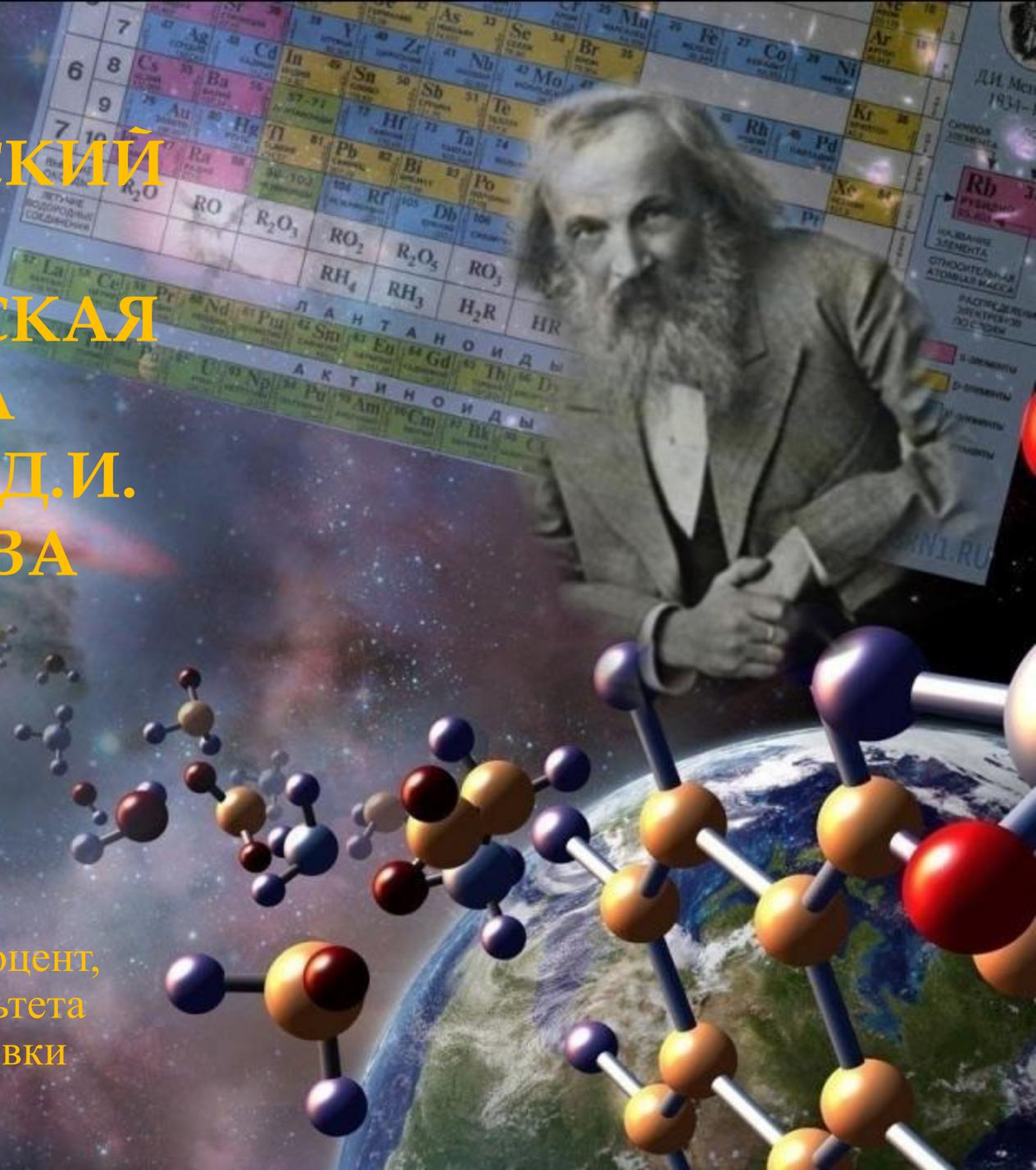
**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО  
ОБРАЗОВАНИЯ «КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
МИНЗДРАВА РОССИИ  
(ФГБОУ ВО КубГМУ Минздрава России)**



**ФАКУЛЬТЕТ ДОВУЗОВСКОЙ ПОДГОТОВКИ**

# ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Составитель: к.х.н., доцент,  
преподаватель факультета  
довузовской подготовки  
Выскубова Н.К



# ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

## ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ

Попытки классификации элементов до Д.И. Менделеева:

1. Лавуазье, а затем Берцелиус, 1808 г. – разделил элементы на металлы и неметаллы.
2. Деберейнер, 1829 г. – выделил «триады» сходных элементов (Cl, Br, I; Ca, Sr, Ba).
3. Ньюлендс, 1865 г. – закон «октав» – расположил элементы в порядке возрастания эквивалентов элементов и обнаружил, что каждый восьмой повторяет свойства первого элемента.
4. Мейер, 1864 г. – разделил все элементы на 6 групп.

## НЕДОСТАТКИ:

- Искали закономерность у химически сходных элементов;
- Не рассмотрели все известные элементы.

**ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА, 1869 г.** – в основу классификации положен принцип расположения элементов в порядке возрастания их атомных масс (весов).

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

Ar (а.е.м.)	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35,5	39
Элементы	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K
Свойства элементов	типич. Me	металлические свойства ↓ ↑ неметаллические свойства					типич. неMe	типич. Me	металлические свойства ↓ ↑ неметаллические свойства					типич. неMe	
Высшая валентность в оксиде	I	II	III	IV	V	–	–	I	II	III	IV	V	VI	VII	I
Форма и характер оксидов	Li <sub>2</sub> O осн.	BeO амф.	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> амф.	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	K <sub>2</sub> O осн..
Форма и характер гидроксидов	LiOH осн.	Be(OH) <sub>2</sub> амф.	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>			NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub> основ.	Al(OH) <sub>3</sub> амф.	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	KOH осн..
Форма летучих водородных соединений				IV CH <sub>4</sub>	III NH <sub>3</sub>	II H <sub>2</sub> O	I HF				IV SiH <sub>4</sub>	III PH <sub>3</sub>	II H <sub>2</sub> S	I HCl	
	II период							III период							

## ВЫВОДЫ ИЗ ТАБЛИЦЫ

1. У элементов, расположенных по возрастанию атомных масс, проявляется периодичность свойств, т.е. атомная масса определяет свойства элементов.
2. Элементы с малыми атомными массами типичные, они наиболее распространены в природе и характеризуются ярко выраженными свойствами.
3. Можно ожидать открытие еще многих неизвестных элементов.
4. Следует иметь в виду дальнейшее уточнение атомных масс элементов.

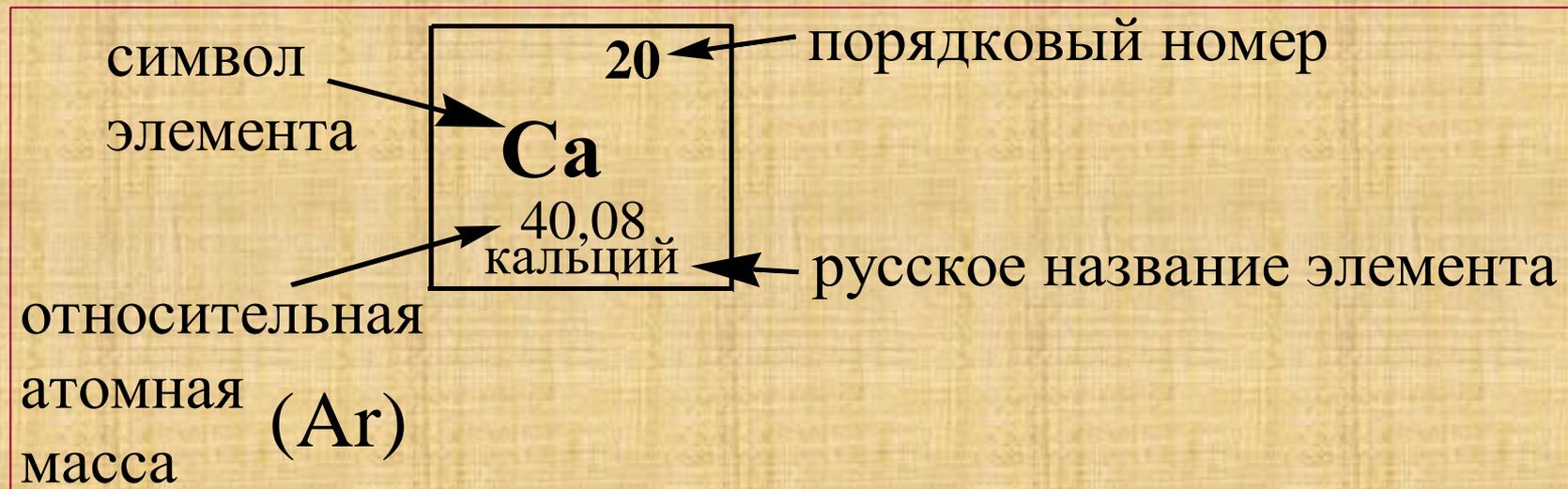
ЗАКОН МОЗЛИ, 1913 г. (раскрыт физический смысл порядкового номера)  
-порядковый номер равен заряду ядра атома.

Современная формулировка:

*Свойства простых тел, а также форма и свойства соединений этих элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер атомов элементов.*

# Периодическая система элементов – это графическое изображение периодического закона

В современной ПСЭ – 110 элементов (в настоящее время известно 118 химических элементов). Каждый элемент занимает определенное место и имеет свой порядковый номер



Известно несколько вариантов построения ПСЭ, чаще всего используют 2 формы: короткую и длинную. Мы рассмотрим короткую форму.

# СТРУКТУРА ПСЭ

ПСЭ содержит 7 периодов, 10 рядов и 8 групп.

*Период – это последовательность элементов (горизонтальный ряд) расположенных по возрастанию порядковых номеров, которая начинается щелочными металлами и заканчивается благородным газом.*

Исключения - 1 период (начинается водородом) и 7 - незавершенный.

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								Энергетическое состояние	www.calc.ru								
		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	Н водород 1,008															Не гелий 4,003	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	10	
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	18	

## Периоды

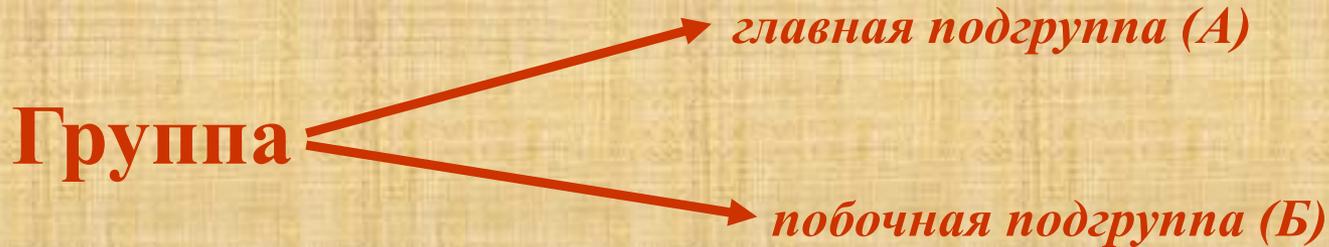


*большие (4, 5, 6, 7) малые (1, 2, 3)*

Малые состоят из одного ряда и содержат только типические элементы. Большие состоят из двух горизонтальных рядов: нечетный ряд - повторяет свойства малых периодов, т.е. от металла к неметаллу, и четный ряд - содержит типичные металлы.

Физический смысл номера периода - показывает число энергетических уровней.

**ГРУППА** - это совокупность элементов (вертикальный ряд), которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях. Эта валентность равна номеру группы (физический смысл) и показывает число валентных электронов.



		Г Р У П П Ы				
		II	III	IV		
		а	б	а	б	
Be бериллий 9,0122	4	B бор 10,811	5	C углерод 12,011	6	N азот 14,00
Mg магний 24,312	12	Al алюминий 26,982	13	Si кремний 28,086	14	P фосфор 30,97
Ca кальций 40,08	20	Sc скандий 44,956	21	Ti титан 47,88	22	V ванадий 50,94
Zn цинк 65,38	30	Ga галлий 69,72	31	Ge германий 72,59	32	As мышьяк 74,92
Sr стронций 87,62	38	Y итрий 88,906	39	Zr цирконий 91,22	40	Ni никель 58,71
Cd кадмий 112,41	48	In индий 114,82	49	Sn олово 118,69	50	Sb сурьма 121,7
Ba барий 137,34	56	ЛАНТАНОИДЫ 57-71			72	Hf гафний 178,49
Hg ртуть 200,59	80	Tl таллий 204,37	81	Pb свинец 207,19	82	Bi висмут 208,9
Ra радий 226	88	АКТИНОИДЫ 89-103			104	Rf резерфордий 261
RO		R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		RO <sub>2</sub>		
						Л А Н Т
Pr прометий 138,905	59	Nd неодим 144,24	60	Pm прометий 145	61	Sm самарий 150,36
						А К Т
Pa платоний 231	91	U уран 238,03	92	Np нептуний 237,05	93	Pu плутоний 244

**Главная подгруппа** содержит элементы малых и больших периодов.

У элементов главных подгрупп валентные электроны располагаются только на внешнем уровне (s- и p-электроны).

Электронная конфигурация у s-элементов I-A и II-A групп  $ns^1 - ns^2$ , у p-элементов III-A - VIII-A групп  $ns^2np^1 - ns^2np^6$ .

Для элементов главных подгрупп номер группы соответствует числу электронов на внешнем уровне.

**Побочная подгруппа** содержит элементы больших периодов. Валентные электроны находятся на внешнем (s) подуровне и предвнешнем (d) подуровне. Это d-элементы. Общее число электронов на d-подуровне предвнешнего слоя и s-подуровне внешнего слоя равно номеру группы. Электронная конфигурация -  $(n-1)d^1ns^2 - (n-1)d^{10}4s^2$ .

# Зависимость свойств элементов ПСЭ от строения атомов

Орбитальный  $R$  - расстояние от ядра до наиболее удаленного от него максимума электронной плотности.

Эффективный  $R$  - равен половине расстояния между ядрами одинаковых атомов в молекуле или кристалле.

# Зависимость свойств элементов ПСЭ от строения атомов

Важными свойствами атомов элементов являются:

1. Металличность - это способность атомов элементов отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности является энергия ионизации (I, потенциал ионизации).

*Энергия ионизации атома* - это количество энергии, которое необходимо для отрыва одного электрона от электронейтрального атома элемента.



Чем ниже потенциал ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

2. Неметалличность - это способность атомов элемента присоединять электрон. Количественной характеристикой неметалличности элемента является сродство к электрону ( $E_{\text{ср.}}$ )

*Сродство к электрону* - это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.



Чем выше  $E_{\text{ср.}}$ , тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства элемента

3. Электроотрицательность элемента - это способность атомов элемента притягивать к себе электроны других атомов, которые участвуют в образовании химических связей.

Относительная электроотрицательность - это отношение абсолютной электроотрицательности атома элемента к абсолютной электроотрицательности лития.

$$\text{Э.О.} = \frac{\text{абс.Э.О.}(ат.элемента)}{\text{абс.Э.О.}(ат.лития)}$$

Э.О. (Li) принята за 1 (min),

Э.О. (F) = 4 (max) по Полингу.

Абсолютная Э.О. по Малликену равна  $\text{Э.О.} = \frac{1}{2} (I + E_{\text{ср}})$

Чем выше металличность, тем ниже Э.О.

Чем выше неметалличность, тем выше Э.О.

# ИЗМЕНЕНИЯ ХАРАКТЕРИСТИК АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДАХ

## а) в малых периодах(II и III) слева - направо

- заряд ядер атомов увеличивается;
- число электронных слоев не изменяется;
- радиус атомов уменьшается;
- прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается;
- энергия ионизации увеличивается;
- сродство к электрону увеличивается;
- электроотрицательность увеличивается;
- металличность уменьшается;
- неметалличность увеличивается;

б) в больших периодах с увеличением заряда ядер электронное строение атомов изменяется сложнее, чем в малых периодах.

## в) в главных подгруппах сверху вниз

- число электронных слоев атомов увеличивается;
- число электронов на внешнем слое одинаково;
- радиус атомов увеличивается;
- прочность связи электронов внешнего слоя с ядром уменьшается;
- энергия ионизации уменьшается;
- сродство к электрону уменьшается;
- Э.О. уменьшается;
- металличность увеличивается;
- неметалличность уменьшается.

г) побочные подгруппы - не рассматриваем.

# Изменение формы и свойств соединений химических элементов

## 1. Водородные соединения (общие формулы)

*а) в периоде:*

I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A
RH	RH <sub>2</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR
NaH	MgH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl
гидриды, твердые солеподобные соединения (H <sup>-</sup> )			летучие соединения (H <sup>+</sup> )			
			—————→			
			↑ полярность связи кислотные свойства			

**б) в главной подгруппе**

**V - A**

**NH<sub>3</sub>**

**PH<sub>3</sub>**

**AlH<sub>3</sub>**

**SbH<sub>3</sub>**

**(BiH<sub>3</sub>)**

**VII - A**

**HF**

**HCl**

**HBr**

**HI**



**уменьшается устойчивость соединений  
увеличиваются кислотные свойства.**

## 2. Оксиды (в периоде).

I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A
$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$
$Na_2O$	$MgO$	$Al_2O_3$	$SiO_2$	$P_2O_5$	$SO_3$	$Cl_2O_7$
ОСНОВН.ОКСИДЫ амфот.			КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ			
основные свойства			кислотные свойства			

### 3. Гидроксиды (в периоде).

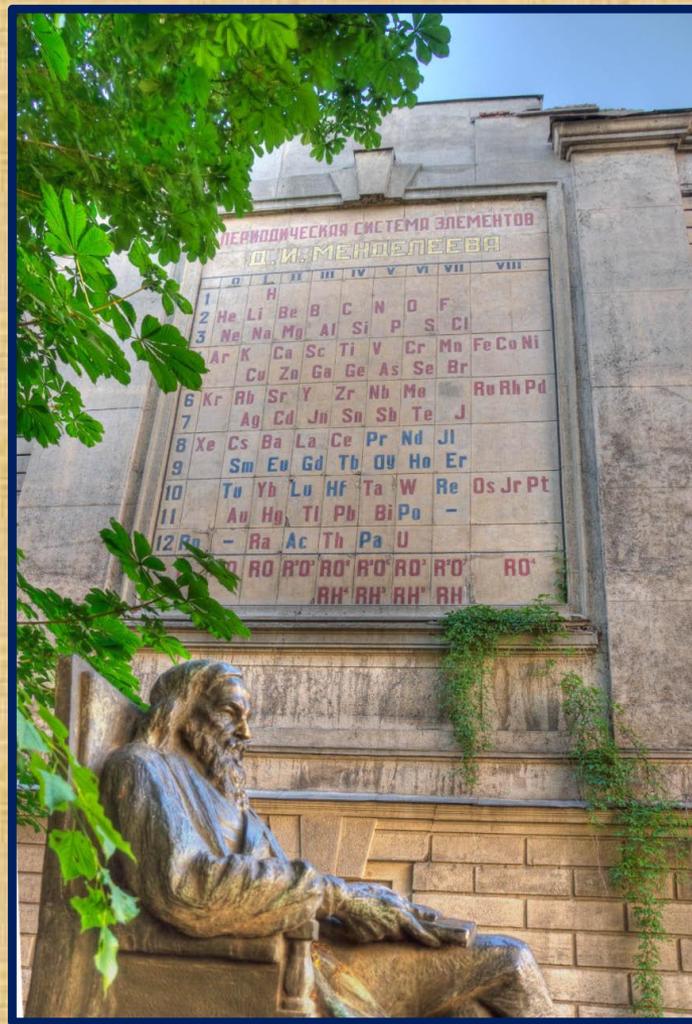
I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A
ROH	R(OH) <sub>2</sub>	R(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> RO 3	H <sub>3</sub> RO 4	H <sub>2</sub> RO <sub>4</sub>	HRO <sub>4</sub>
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO 3	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>
основн. гидроксиды			кислотные гидроксиды			
			амфот.			
основные св-ва				кислотные свойства		
			↓	↑		

## 4. Оксиды и гидроксиды (в группе, главной подгруппе; сверху вниз).

амф  
ОСНОВНЫЕ

II-A ОКСИДЫ	II-A ГИДРОКСИДЫ	IV - A	IV - A
BeO	Be(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
MgO	Mg(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>
CaO	Ca(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub>
SrO	Sr(OH) <sub>2</sub>		
BaO	Ba(OH) <sub>2</sub>		
RaO	Ra(OH) <sub>2</sub>		

↓ ОСНОВНЫЕ СВ-ВА ↑  
 ↓ СИЛА ОСНОВНИЙ ↑  
 ↓ СИЛА КИСЛОТ ↓  
 ↓ СИЛА КИСЛОТ ↓



Памятник Д.И.Менделееву в Санкт-Петербурге

*Периодическому закону не грозит разрушение,  
а обещаются только надстройка и развитие.*

*Д.И. Менделеев*