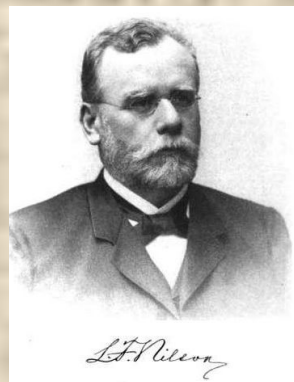
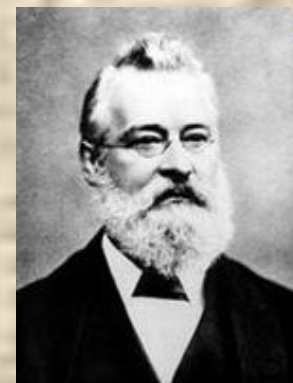


# ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА





# Закон триад

В 1817 году немецкий химик **Иоганн Вольфганг Доберейнер** на основе сходства химической природы некоторых элементов располагает их отдельными триадами.

При этом он обнаруживает интересную математическую закономерность: *масса атома среднего элемента в каждой триаде равна среднеарифметической величине из масс атомов крайних.*

Литий Li - 6,94  
Натрий Na - 23,00  
Калий K - 39,1

Кальций Ca - 40,07  
Стронций Sr - 87,63  
Барий Ba - 137,37

Фосфор P - 31,04  
Мышьяк As - 74,96  
Сурьма Sb - 121,8

Сера S - 32,06  
Селен Se - 79,2  
Теллур Te - 127,5

Хлор Cl - 35,46  
Бром Br - 79,92  
Йод I - 126,92



# Закон октав

	No.		No.		No.		No.		No.		No.		No.			
H	1	F	8	Cl	15	Co	} 22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt	} 50	
Li	2	Na	9	K	16	Ni		Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs		44
Ga	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sc	31	Cd	38	Ba	} 45	Pb	54	
B	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Ce	} 33	U	40	V		Ta	46	Tb
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	La		Zr	32	Sn	39	W	47	Hg
N	6	P	13	Mn	20	As	27	} 34	Dl	} 34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28		Mo		Te	43	Au	49	Cs	51
								Ru								

18 августа 1865 года Джон Александр Рейна Ньюлендс опубликовал таблицу элементов, назвав её «законом октав», который формулировался следующим образом: *«Номера аналогичных элементов, как правило, отличаются или на целое число семь, или на кратное семи; другими словами, члены одной и той же группы соотносятся друг с другом в том же отношении, как и крайние точки одной или больше октав в музыке».*

**1 марта 1866** года Ньюлендс сделал доклад «*Закон октав и причины химических соотношений среди атомных весов*» на заседании Лондонского химического общества, который не вызвал особого интереса.

История сохранила лишь ехидное замечание Дж. Фостера: *не пробовал ли докладчик располагать элементы в порядке начальных букв их названий и не обнаружил ли при этом каких-либо закономерностей?*

**Заслуга** Ньюлендса несомненна: он первый подметил повторяемость свойств элементов на восьмом элементе, привлёк внимание к этому числу.



# Периодический закон химических элементов

В марте 1869 г. русский химик Дмитрий Иванович Менделеев представил Русскому химическому обществу, *периодический закон химических элементов* изложенный в нескольких основных положениях.

В том же 1869 г. вышло и первое издание учебника "Основы химии", в котором была приведена периодическая таблица Менделеева.

# Основные положения периодического закона химических элементов

1. Элементы, расположенные по возрастанию их атомного веса, представляют явственную периодичность свойств;
2. Сходные по свойствам элементы имеют или близкие атомные веса (Os, Ir, Pt), или последовательно и однообразно увеличивающиеся (K, Rb, Cs);
3. Сопоставление элементов или их групп по величине атомного веса отвечает их валентности;
4. Элементы с малыми атомными весами имеют наиболее резко выраженные свойства, поэтому они являются типическими элементами;
5. Величина атомного веса элемента может быть иногда исправлена, если знать аналоги данного элемента;
6. Следует ожидать открытия ещё многих неизвестных элементов, например, сходных с Al или Si, с паем (атомной массой) 65-75.

			<b>Ti = 50</b>	<b>Zr = 90</b>	<b>? = 180</b>
			<b>V = 51</b>	<b>Nb = 94</b>	<b>Ta = 182</b>
			<b>Cr = 52</b>	<b>Mo = 96</b>	<b>W = 186</b>
			<b>Mn = 55</b>	<b>Rh = 104,4</b>	<b>Pt = 197.4</b>
			<b>Fe = 56</b>	<b>Ru = 104,4</b>	<b>Ir = 198</b>
			<b>Ni = Co = 59</b>	<b>Pd = 106,6</b>	<b>Os = 199</b>
<b>H = 1</b>			<b>Cu = 63,4</b>	<b>Ag = 108</b>	<b>Hg = 200</b>
	<b>Be = 9,4</b>	<b>Mg = 24</b>	<b>Zn = 65,2</b>	<b>Cd = 112</b>	
	<b>B = 11</b>	<b>Al = 27,4</b>	<b>? = 68</b>	<b>Ur = 116</b>	<b>Au = 197?</b>
	<b>C = 12</b>	<b>Si = 28</b>	<b>? = 70</b>	<b>Sn = 118</b>	
	<b>N = 14</b>	<b>P = 31</b>	<b>As = 75</b>	<b>Sb = 122</b>	<b>Bi = 210?</b>
	<b>O = 16</b>	<b>S = 32</b>	<b>Se = 79,4</b>	<b>Te = 128?</b>	
	<b>F = 19</b>	<b>Cl = 35,5</b>	<b>Br = 80</b>	<b>I = 127</b>	
<b>Li = 7</b>	<b>Na = 23</b>	<b>K = 39</b>	<b>Rb = 85,4</b>	<b>Cs = 133</b>	<b>Tl = 204</b>
		<b>Ca = 40</b>	<b>Sr = 87.6</b>	<b>Ba = 137</b>	<b>Pb = 207</b>
		<b>? = 45</b>	<b>Ct = 92</b>		
		<b>?Er = 56</b>	<b>La = 94</b>		
		<b>?Yt = 60</b>	<b>Di = 95</b>		
		<b>?In = 75.6</b>	<b>Nh = 118?</b>		

# Формулировка Периодического закона

«Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от атомного веса».

Статья "Периодическая  
законность химических  
элементов"  
1871 год



В конце 1870 г. Менделеев доложил РХО статью «Естественная система элементов и применение её к указанию свойств неоткрытых элементов».

В этой статье он предсказал свойства неоткрытых ещё элементов – аналогов бора, алюминия и кремния (соответственно *экабор*, *экаалюминий* и *экасилиций*).

**«...великая идея Д. И. Менделеева  
осталась без внимания потому, что её  
высказал... русский учёный...»**

*Чешский химик  
Богуслав Браунер*

«Нет никакого сомнения, что в скандии открыт экабор. Так подтверждаются самым наглядным образом мысли русского химика, позволившие не только предвидеть существование названного простого тела, но и наперёд указать его важнейшие свойства».

*Л. Нильсон*



В 1886 году один из профессоров Фрейбергской горной академии открыл новый минерал серебра – аргиродит. Этот минерал был передан для полного анализа профессору технической химии **Клеменсу Винклеру** - лучшему аналитику академии.

Довольно быстро Винклер выяснил, что в почти 7% веса нового минерала приходится на долю некоего непонятого элемента, скорее всего еще неизвестного.

Винклер выделил неопознанный компонент аргиродита, изучил его свойства и понял, что действительно нашел новый элемент – предсказанный Менделеевым **экасилиций**.

Винклер сначала намеревался назвать новый элемент **нептунием** в честь планеты Нептун (как и элемент №32, эта планета была предсказана раньше, чем открыта). Но потом оказалось, что такое имя раньше присваивалось одному ложно открытому элементу, и, не желая компрометировать свое открытие, Винклер отказался от первого намерения и назвал новый элемент **германием** в честь своей страны.

Предсказано в 1874 г. для <b>экасилиция</b>	Найдено Винклером для <b>германия</b>
Относительная атомная масса	
72	72,6
ПЛОТНОСТЬ	
5,5	5,35
Формула высшего оксида	
$\text{ЭO}_2$	$\text{GeO}_2$
Плотность оксида	
4,7	4,7

<p>Плавкий металл, улетучивающийся в сильную жару</p>	<p>Плавится при <math>960^{\circ}\text{C}</math> , выше – улетучивается</p>
<p>Оксид легко восстанавливается до металла</p>	<p>Оксид восстанавливается до металла</p>
<p>Гидроксид – слабое основание</p>	<p>Основные свойства гидроксида – слабые</p>
<p>Образует неустойчивое газообразное соединение <math>\text{EsH}_4</math>, но более стойкое, чем <math>\text{SnH}_4</math></p>	<p><math>\text{GeH}_4</math> - неустойчивый газ, но более стоек, чем <math>\text{SnH}_4</math></p>

«Вряд ли может существовать более яркое доказательство справедливости учения о периодичности элементов, чем открытие до сих пор гипотетического экасилиция; оно составляет, конечно, более чем простое подтверждение смелой теории, - оно знаменует собою выдающееся расширение химического поля зрения, гигантский шаг в области познания».

*Клеменс Винклер*

# **ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ**

**В таблице – более 100 элементов**

В 2000 открыт **114** элемент- путем бомбардировки на циклотроне У-400 мишени из плутония-242 ядрами кальция-48

В 2004 - **116** элемент - в реакции кальция-48 и кюрия-245.

В **2011** им официально присвоили имена **флеровий** и **ливерморий** - в честь лабораторий, которые участвовали в их синтезе.

В 2004 году в институте РИКЕН (Япония) в результате эксперимента по облучению мишени висмута-209 ускоренными ионами цинка-70 получили изотоп **113** элемента, просуществовавший несколько миллисекунд.

Синтез **115, 117 и 118** элементов осуществлен в Дубне в реакциях ускоренных ионов Са-48 с актинидными мишенями

В **2016** году – утверждены названия: **113 – ниппоний; 115-й — московий, 117-й — теннессин, 118-й — оганессон.**



## **Современная формулировка закона:**

свойства простых веществ, а также формы и свойства их соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

## **Физический смысл периодического закона:**

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении заряда ядра атома объясняется тем, что периодически повторяется строение внешнего электронного слоя в атомах элементов

Примеры: группа I-  $ns^1$

- группа II-  $ns^2$
- группа III-  $ns^2p^1$

## **Свойства элементов определяются:**

- зарядом ядра его атомов
- атомным радиусом
- числом электронов на внешней оболочке

## **Атомный номер элемента (физический смысл):**

Атомный номер элемента показывает заряд ядра элемента, число протонов, число электронов

**Периоды** – горизонтальные ряды таблицы. Малые (2 – в I или 8 – во II и III) и большие (18 – во II и III или 32 – в VI и VII)

**Номер периода** показывает число электронных оболочек.

**Номер периода**, в котором находится элемент, совпадает с номером его валентной оболочки. Эта валентная оболочка постепенно заполняется от начала к концу периода.

**Группы** – вертикальные последовательности. Главные и побочные.

**Номер группы** показывает количество электронов на внешней оболочке (валентные электроны)

# **Периодические закономерности**

**Горизонтальная**

**Вертикальная**

**Диагональная**

# Закономерности изменения свойств атомов химических элементов

## Горизонтальная и вертикальная

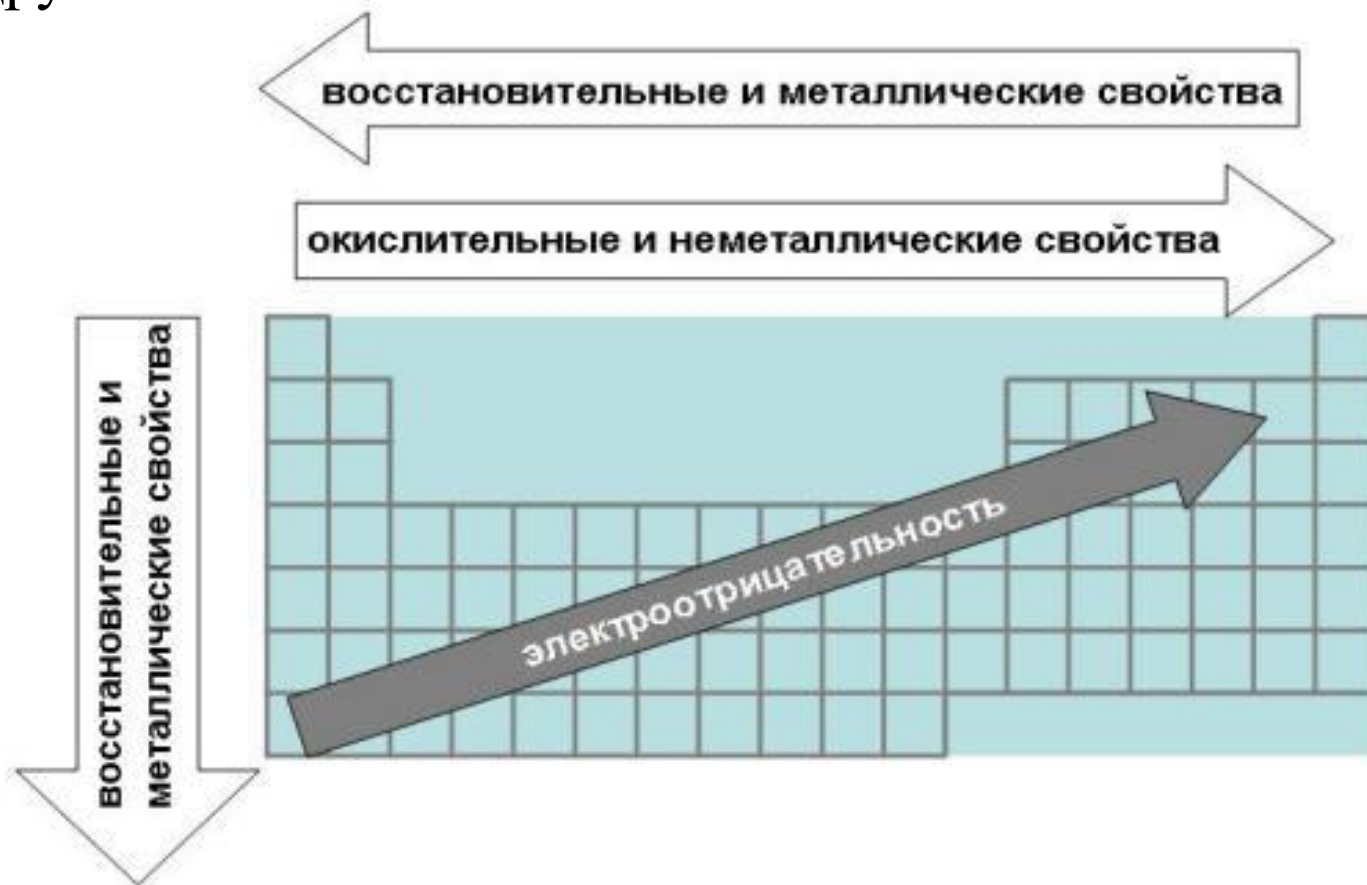
Характеристики элемента	Закономерности	Закономерности
	Главные подгруппы	Периоды
Относительная атомная масса	Возрастает ↓	Возрастает, как правило →
Заряд ядра атома	Возрастает ↓	Возрастает →
Число электронных слоев	Возрастает ↓	Постоянно —
Радиус атома	Возрастает ↑	Уменьшается →

## **Закономерности связанные с валентностью**

**Валентность** - способность атомов элементов образовывать определённое число химических связей с атомами других элементов.

**Вертикальная.** В группе одинаковая , т.к. элементы имеют одинаковую конфигурацию внешних электронных оболочек.

Электроотрицательность – количественная характеристика способности атома притягивать к себе электроны от атомов других элементов





**Электроотрицательность** - способность атома в молекуле или сложном ионе **притягивать** к себе электроны, участвующие в образовании химической связи.

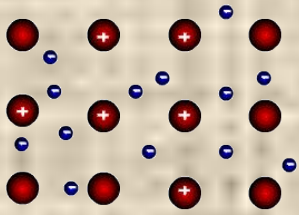
**Горизонтальная** - в периоде возрастает, т.к. возрастает завершенность валентной оболочки. Растут окислительные свойства – способность принимать валентные электроны.

**Вертикальная** - в группах уменьшается, т.к. растет число эл. оболочек, на последней электроны притягиваются к ядру слабее. Растут восстановительные свойства – способность отдавать валентные электроны

**Кристаллические решетки** веществ – упорядоченное расположение частиц (атомов, ионов, молекул) в строго определенных точках пространства. Точки размещения частиц – называются **узлами** кристаллической решетки.

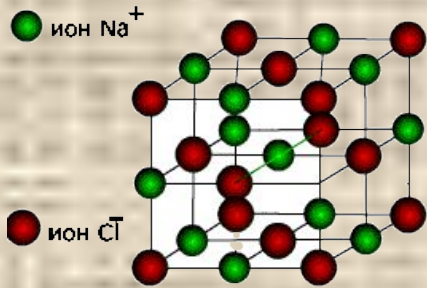
В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах, и характера связи различают 4 типа кристаллических решеток.

**Типы частиц** – атомы, ионы, молекулы



**МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ** – в узлах ионы металла, валентные электроны обеспечивают связь.

**Пластичность, электропроводность, теплопроводность.**  
**ИОННАЯ** – вещества с ионной связью-

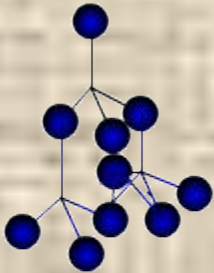


соли, оксиды, гидроксиды. Связи очень прочные.

**Высокая твердость, прочность,**

**АТОМНАЯ** – в узлах отдельные тугоплавкость, нелетучесть. **NaCl**

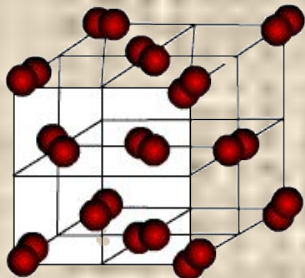
атомы, Очень прочные ковалентные связи. Немного веществ – **B, Si, SiO<sub>2</sub>, алмаз.**



**Высокие температуры плавления,**

**МОЛЕКУЛЯРНАЯ** – в узлах отдельные

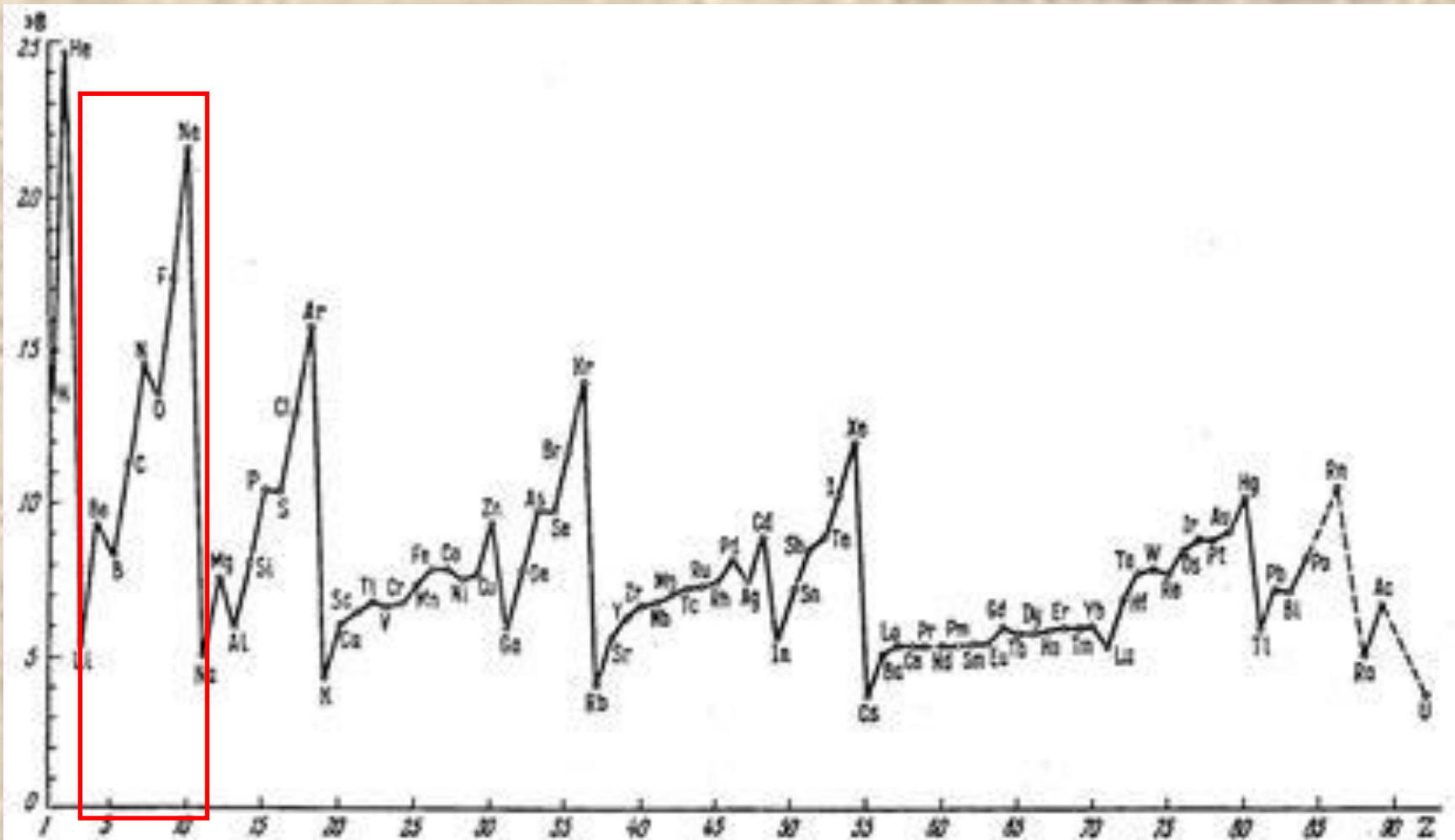
**повышенная твердость.** молекулы. Связи – ковалентные. Связи в молекулах – прочные, между молекулами – слабые.



**Малая твердость, низкая температура**

		г р у п п а							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
п е р и о д	I							H <sub>2</sub>	He
	II	Li	Be	B	C	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Ne
	III	Na	Mg	Al	Si	P <sub>4</sub>	S <sub>8</sub>	Cl <sub>2</sub>	Ar
	IV	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br <sub>2</sub>	Kr
	V	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I <sub>2</sub>	Xe
Тип кристаллической решётки		металлическая					атомная	молекулярная	

# Энергия ионизации



С ростом атомного номера, в периоде - радиус атома уменьшается, заряд ядра увеличивается – энергия ионизации увеличивается



# Щелочные и щелочноземельные металлы

**S**

The diagram shows a portion of the periodic table. The s-block metals are highlighted in green (Group 1) and orange (Group 2). The d-block is shaded gray. Labels in Russian identify these groups: 's-металлы' (s-metals) in blue, 'Щелочные металлы' (alkali metals) in green, and 'Щелочноземельные металлы' (alkaline earth metals) in orange. An arrow points from the label 'Щелочноземельные металлы' to the orange box.

	Н					(H)	He		
s-металлы	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	d-block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra								

Щелочные металлы

Щелочноземельные металлы

# Изменение характера оксидов

Линия разделяющая металлы и неметаллы

	1	2	13	14	15	16	17
2	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{N}_2\text{O}_5$		
3	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_2$ $\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
4	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_3$ $\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_2$ $\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}$
5	$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_5$
6	$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$	$\text{Po}$	$\text{At}$

Основные оксиды

Амфотерные оксиды

Кислотные оксиды

