

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

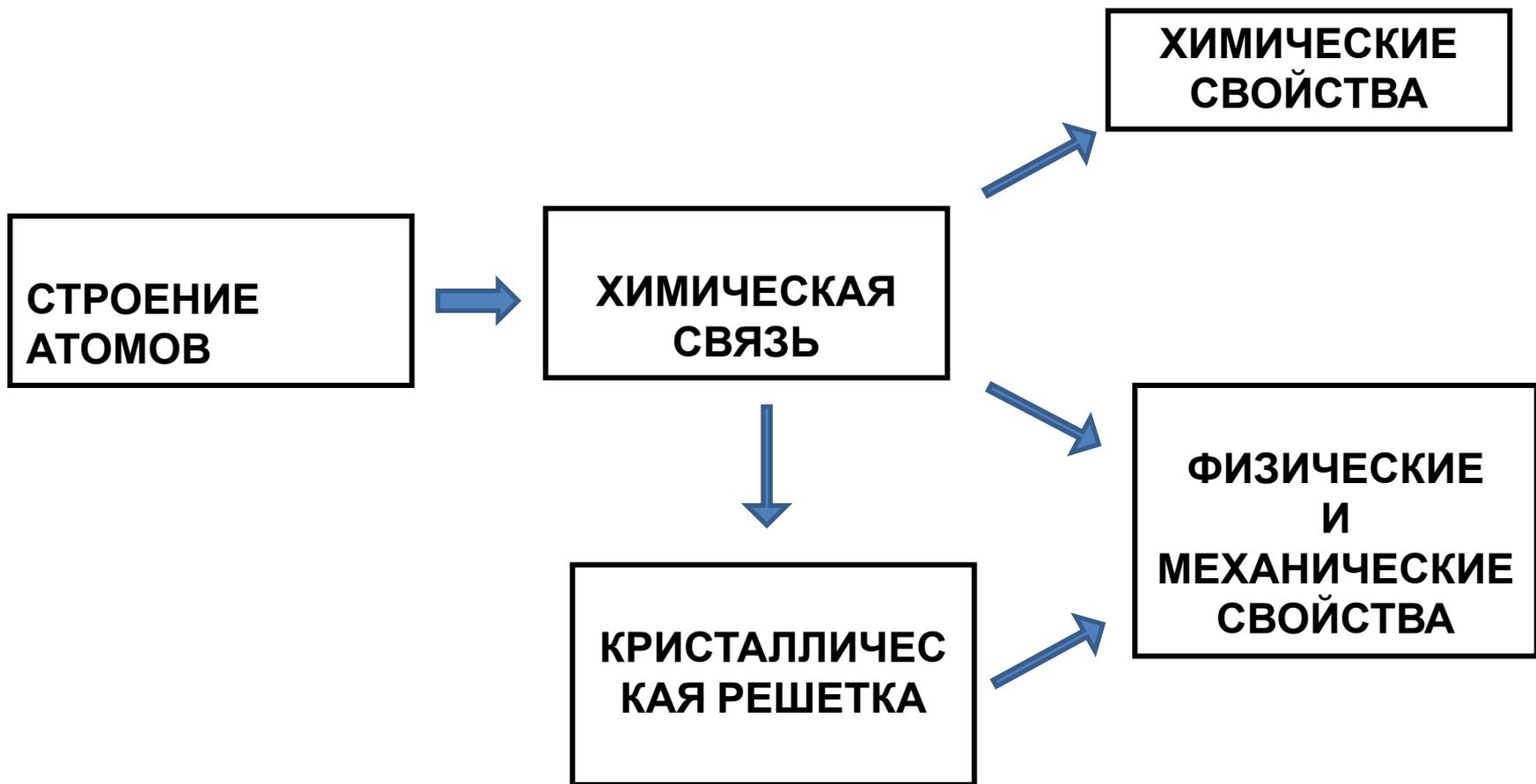
В 2004 - **116** элемент - в реакции кальция-48 и кюрия-245.

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.

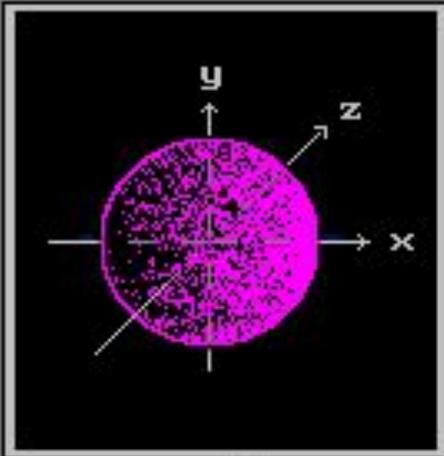
Номер периода, в котором находится элемент, совпадает с номером его валентной оболочки. Эта валентная оболочка постепенно заполняется от начала к концу периода.

Группы – вертикальные последовательности. Главные и побочные.

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

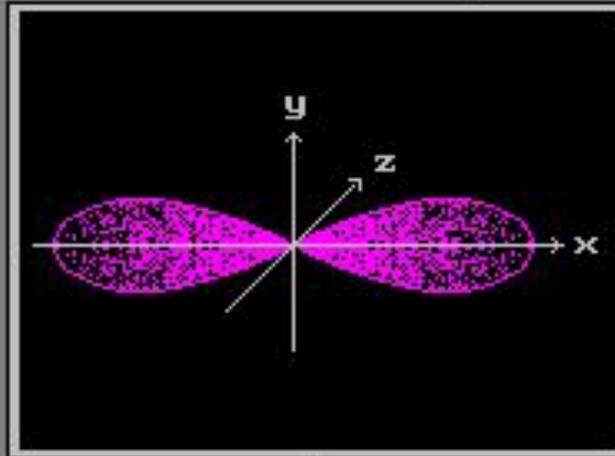
Симметрия электронных оболочек

Типы атомных орбиталей



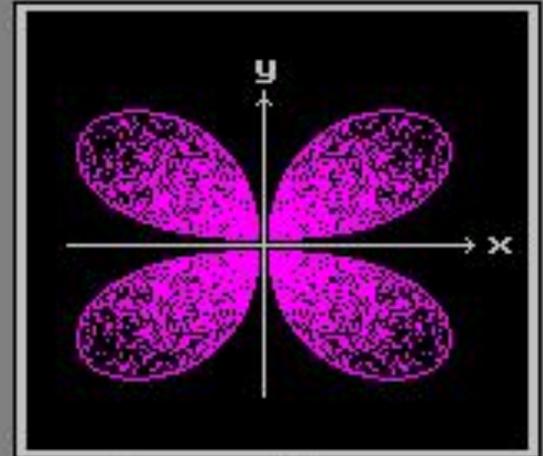
s -орбиталь

2



p_x -орбиталь

6



d_{xy} -орбиталь

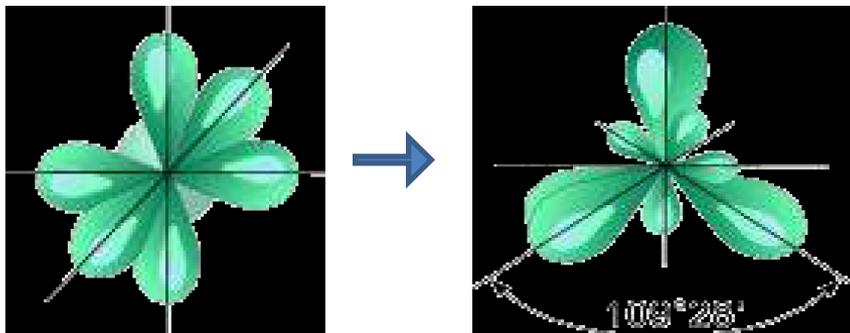
10

s- элементы – в начале периодов; все s- элементы – металлы; самые активные металлы – щелочные и щелочноземельные

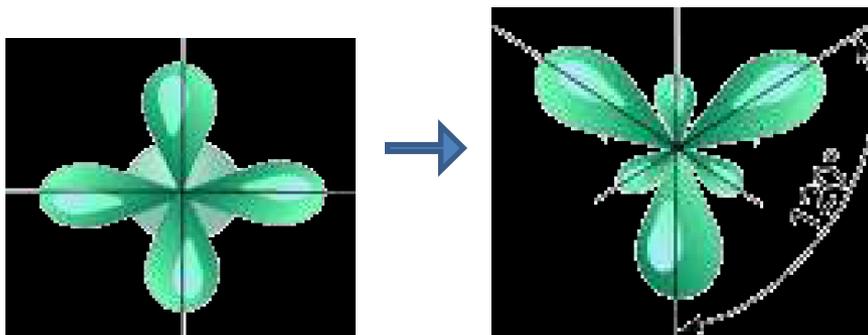
p-элементы – в конце периодов; могут быть как металлами, так и неметаллами в зависимости от того в левой или правой части таблицы они находятся

d- элементы- только в больших периодах в промежутке между s и p элементами; металлы

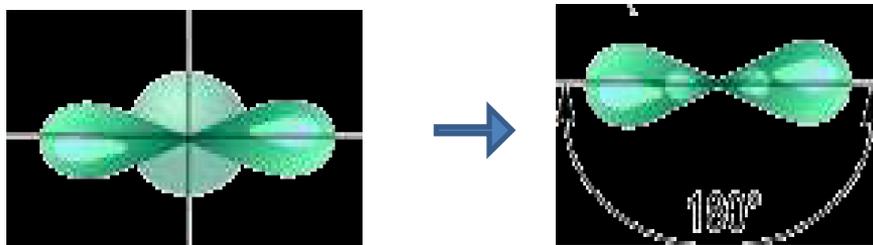
Гибридизация - смешивание атомных орбиталей с изменением их формы



sp³- гибридизация.
Молекулы имеют тетраэдрическую геометрию (CH₄)



sp²- гибридизация.
Молекулы имеют плоское строение (BCl₃).



sp- гибридизация.
Молекулы имеют линейное строение (BeF₂).

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.

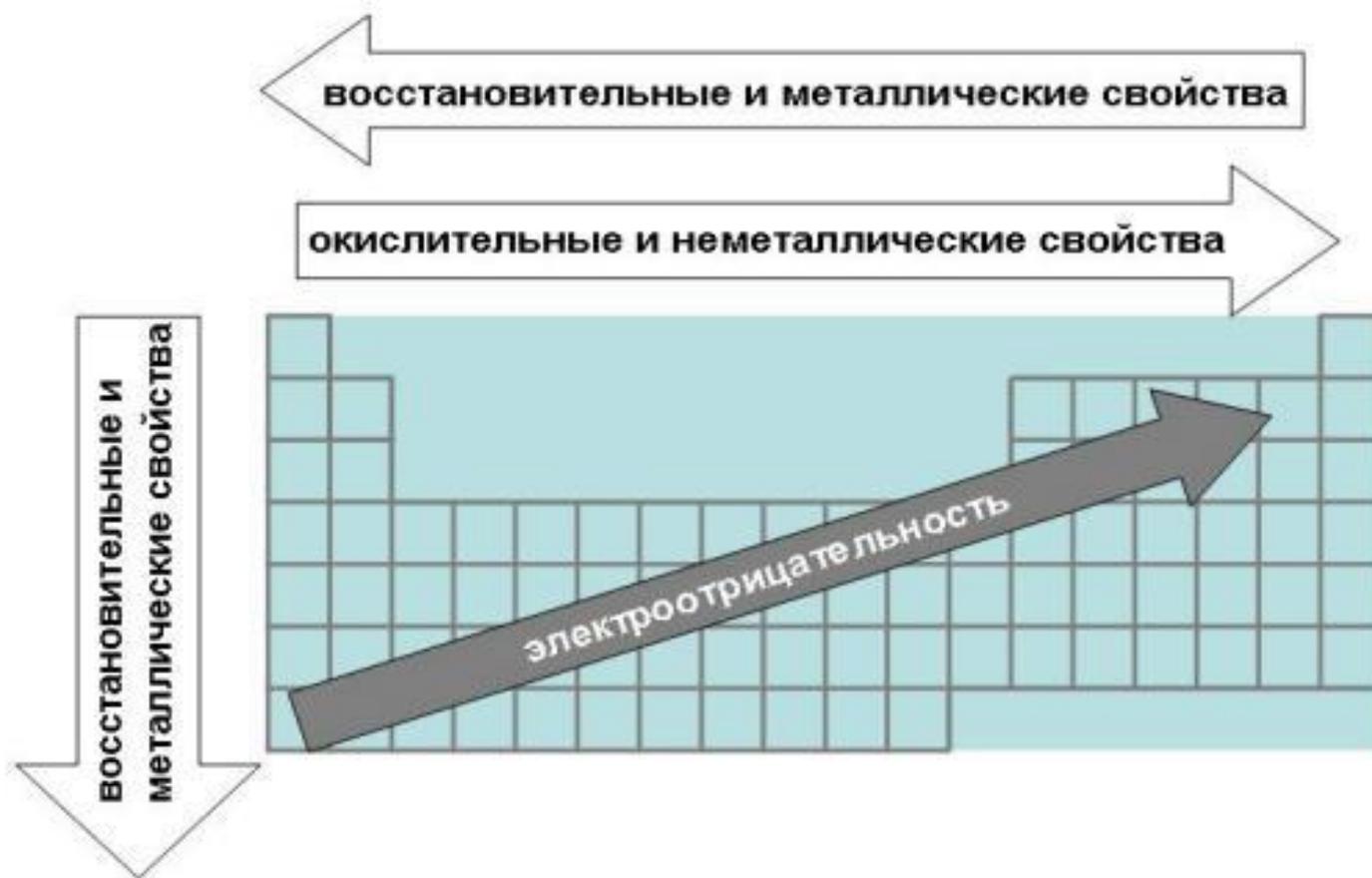
Горизонтальная. В периоде.

s- элементы: валентность совпадает с номером группы.

p- элементы: валентность равна номеру группы (N_g) или $8 - N_g$

d- разные валентности. Предсказать нельзя.

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

Диагональная закономерность

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

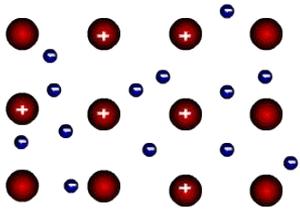
Химические связи

Межмолекулярная, водородная

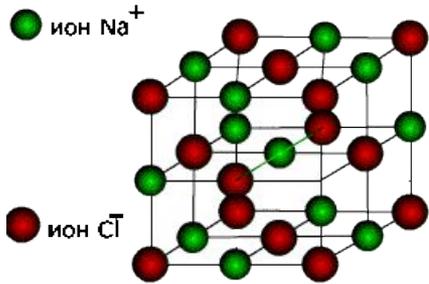
Ионная – электроотрицательности атомов сильно различаются- один легко отдает, а другой легко принимает электроны.

Металлическая – связь между атомами, возникающая за счёт обобществления их валентных электронов. Условие – легко отдавать валентные электроны.

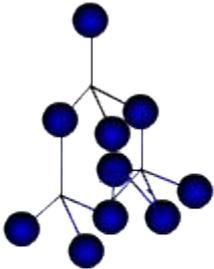
Ковалентная – связь за счет образования общей пары электронов. Образуется между маленькими атомами с одинаковыми или близкими радиусами. Условие – наличие неспаренных электронов у обоих атомов или неподеленной пары и свободной орбитали.



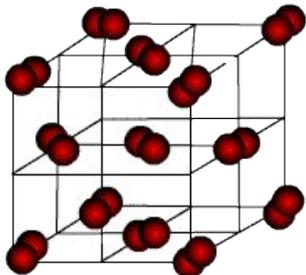
МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ – в узлах ионы металла, валентные электроны обеспечивают связь. Пластичность, электропроводность, теплопроводность.



ИОННАЯ – вещества с ионной связью- соли, оксиды, гидроксиды. Связи очень прочные. Высокая твердость, прочность, тугоплавкость, нелетучесть. NaCl



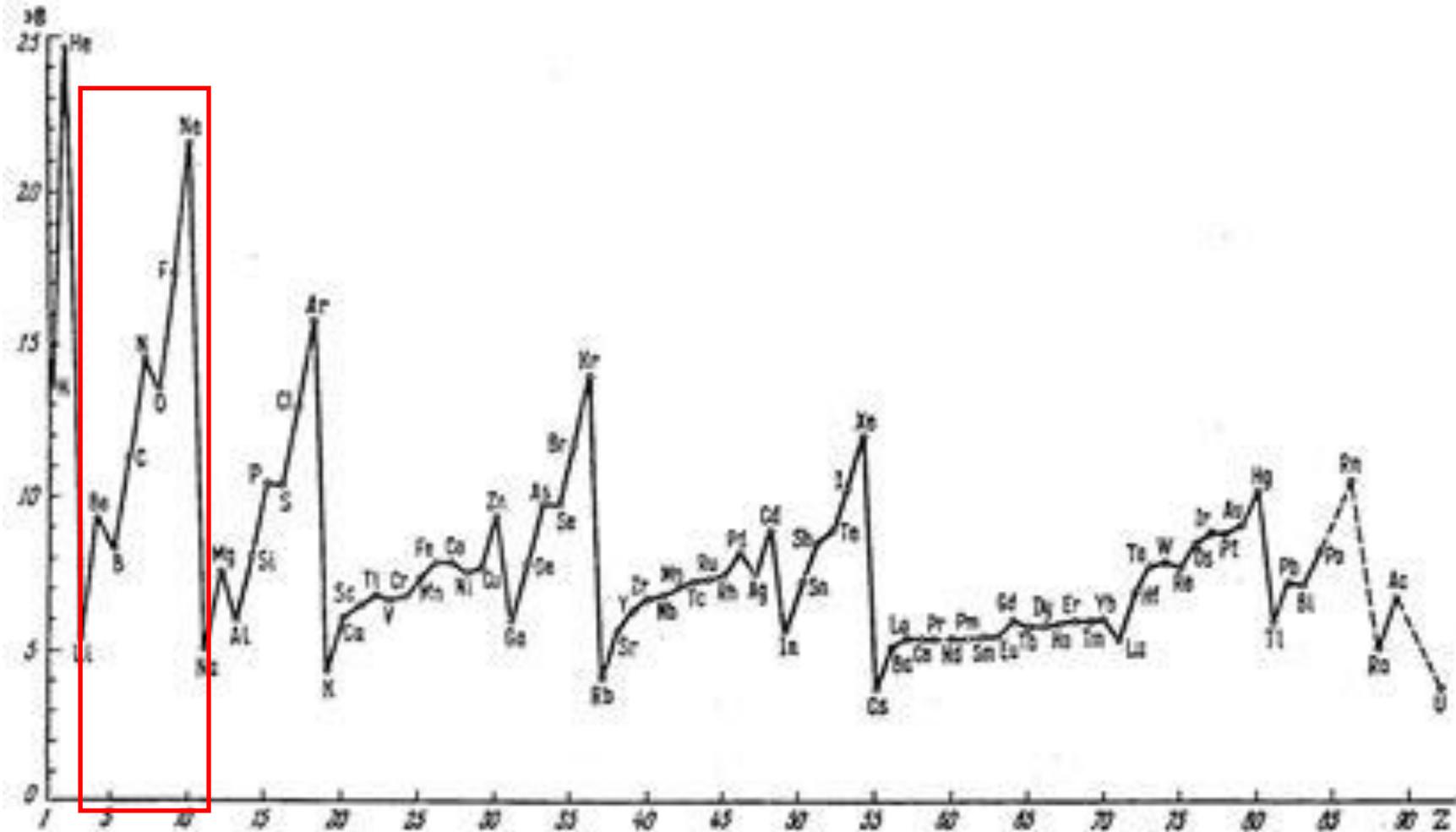
АТОМНАЯ – в узлах отдельные атомы, Очень прочные ковалентные связи. Немного веществ – B, Si, SiO₂, алмаз. Высокие температуры плавления, повышенная твердость.



МОЛЕКУЛЯРНАЯ – в узлах отдельные молекулы. Связи – ковалентные. Связи в молекулах – прочные, между молекулами – слабые. Малая твердость, низкая температура плавления, летучие. При н.у. – газы и жидкости. I₂

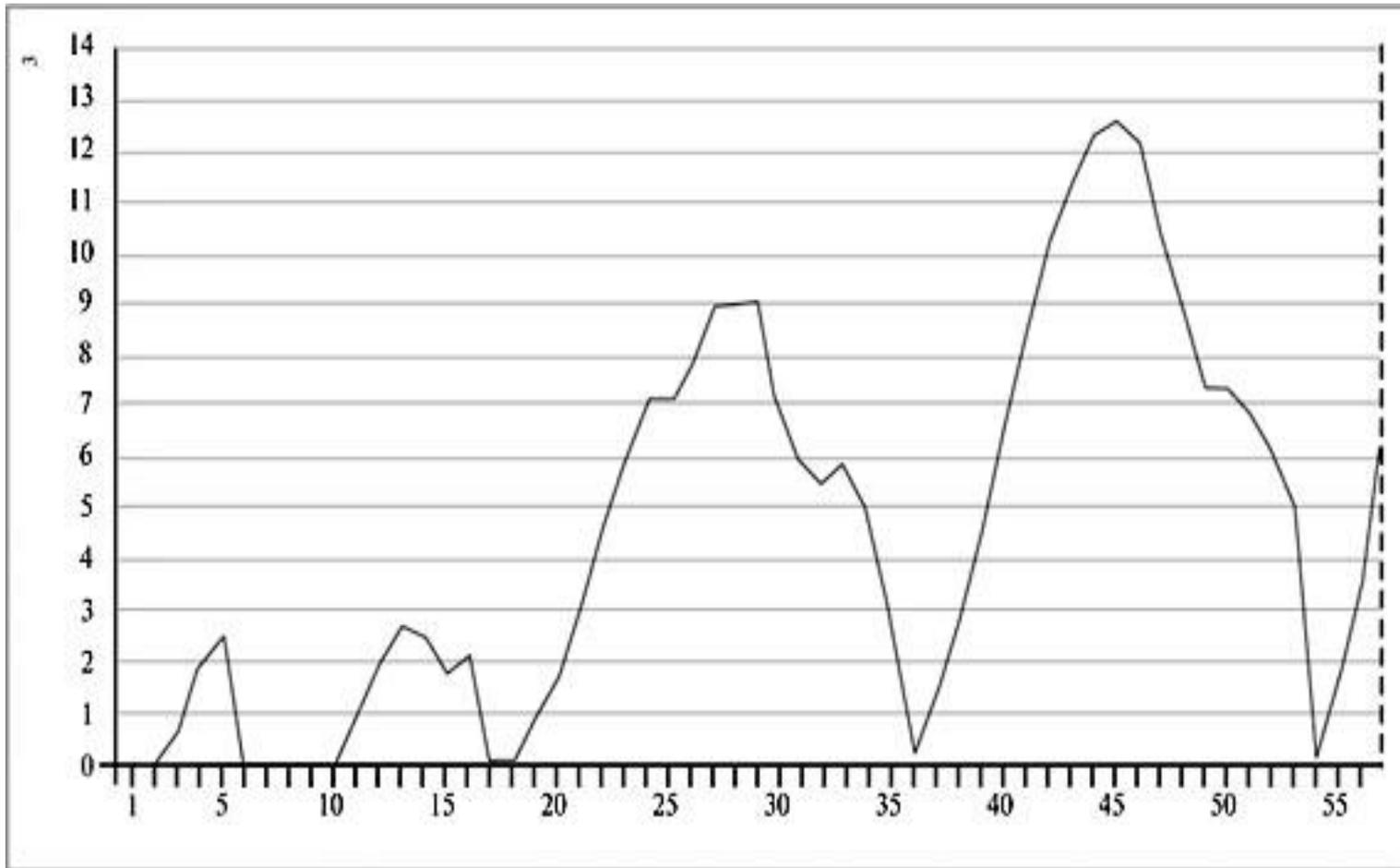
		г р у п п а							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
п е р и о д	I							H ₂	He
	II	Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
	III	Na	Mg	Al	Si	P ₄	S ₈	Cl ₂	Ar
	IV	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr
	V	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe
Тип кристаллической решётки		металлическая					атомная	молекулярная	

Энергия ионизации



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

Плотность

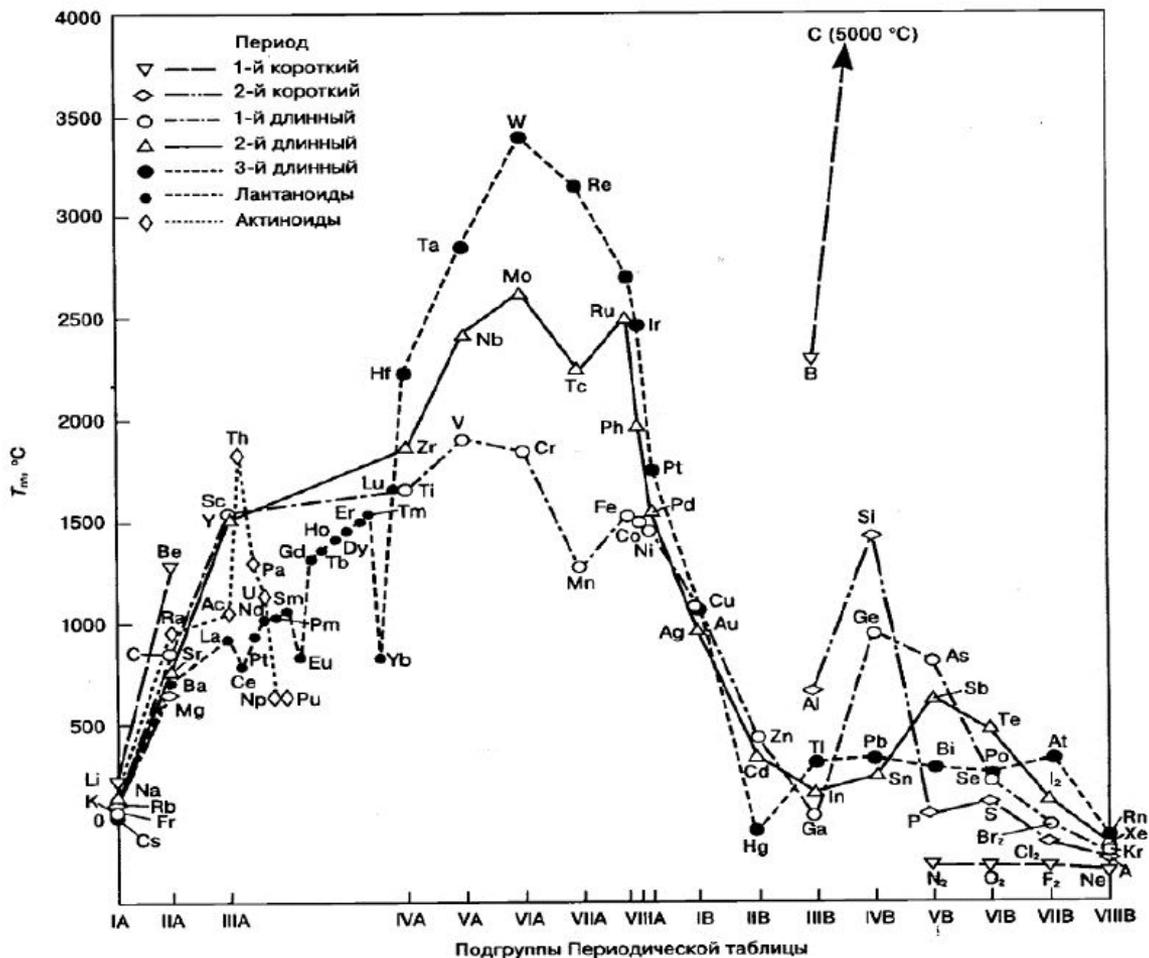


В периоде – максимальная плотность в середине

В группе – растет с увеличением атомного номера

Причина – изменение типа кристаллической решетки (валентные электроны, характер связи)

Температуры кипения и плавления



Определяются силой связи между атомами. До середины периода число электронов, осуществляющих связь увеличивается - связь упрочняется - температуры плавления и кипения растут. Затем уменьшается число неспаренных электронов - связь становится менее прочной - температуры плавления и кипения уменьшаются.

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. The d-block is labeled 'd-block'.

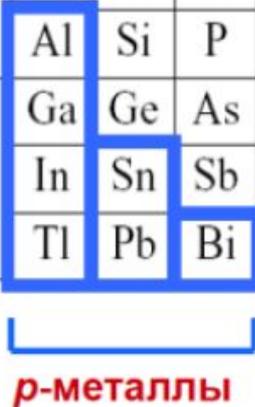
	Н					(H)	He		
s-металлы	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	d-block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra							

Щелочные металлы

Щелочноземельные металлы

p-Металлы

1	2		13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
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							



p-металлы

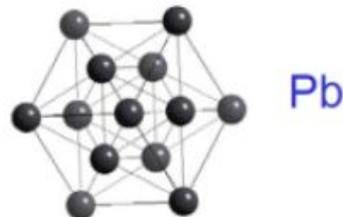
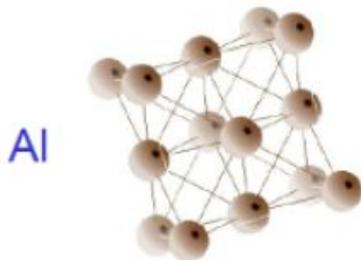
1. Электронные конфигурации, как у неметаллов – незавершенный p-подуровень

3. Малые значения I_1

4. Устойчивы положительные степени окисления $+n$ и $+(n - 2)$

5. Вниз по подгруппе увеличивается стабильность с.о. $+(n - 2)$

6. Химическая активность меньше, чем у s-металлов



d-Металлы

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

1 ряд	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
2 ряд	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
3 ряд	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg



+ лантаниды



триада железа



платиновые металлы



монетные металлы

Изменение электронной конфигурации:

от $[\text{Ng}]ns^2(n-1)d^1$

до $[\text{Ng}]ns^2(n-1)d^{10}$

f-металлы

4*f*-металлы – лантаниды

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf

Chapter 22 Opener

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

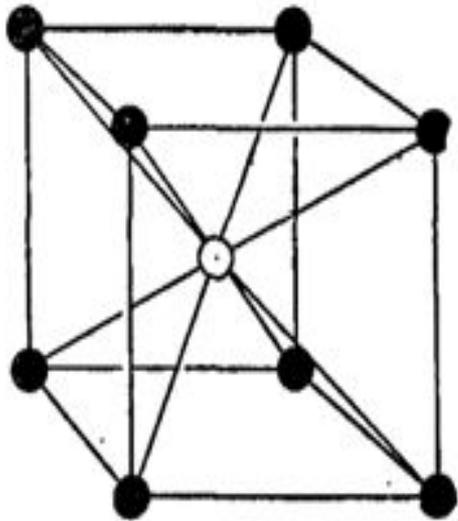
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

5*f*-металлы – актиниды

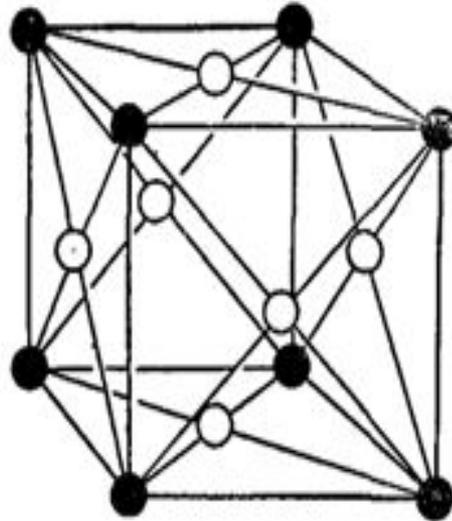


1. Заполняется *f*-подуровень $n-2$ периода
2. Лантаниды: степени окисления +3 для всех элементов, а также Ce^{+4} , Eu^{2+}
3. Лантаниды: радиус уменьшается от La до Lu (*лантанидное сжатие*)
4. Актиниды: химически очень разнообразны, с.о. от +2 до +7
5. Все актиниды, а также Pm радиоактивны
6. Для всех *f*-элементов характерны высокие координационные числа

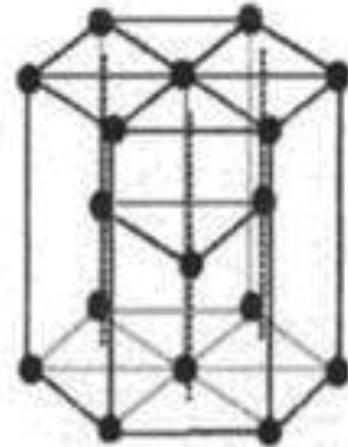
Кубическая
Объемоцентрированная



Кубическая
Гранецентрированная



Гексагональная



- Кубическая объёмноцентрированная
Низкие t^0 плавления и кипения, малая твёрдость
- Кубическая гранецентрированная
Высокая пластичность
- Гексагональная (решётка) низкая пластичность

Металлы с одним типом решетки

Тип решетки	Координационное число	Коэффициент компактности	Металл
ГЦК	12	74	Ag, Au, Pt, Cu, Al, Pb, Ni
ОЦК	8	68	Na, K, V, Nb, Cr, Mo, W
ГП	12	74	Be, Mg, Zn, Cd

Металлы с полиморфным превращением

Металл	Тип решетки	Температура превращения, °С
Ca	ГЦК ↔ ГП	450
Ce	ГП ↔ ГЦК	477
Zr	ГП ↔ ОЦК	882
Ti	ГП ↔ ОЦК	882
Fe	ОЦК ↔ ГЦК ↔ ОЦК	911, 1392

Анизотропия металлов.

В кристаллических решетках атомная плотность по различным плоскостям неодинакова — на единицу площади разных атомных плоскостей приходится неодинаковое количество атомов. Сравним, например, для ОЦК решетки количество атомов в плоскости, совпадающей с гранью, и диагональной. Вследствие этого свойства в различных плоскостях и направлениях кристаллической решетки будут неодинаковыми. Различие свойств по разным кристаллографическим направлениям называется анизотропией кристалла.

НЕМЕТАЛЛЫ

1	2		13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	<i>d</i> -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							

Халькогены - VI

Галогены - VII

Инертные - VIII
(благородные) газы

Всего 25 элементов-
неметаллов, из них 3
радиоактивны

ВОДОРОД. ГИДРИДЫ.

ТИПЫ ГИДРИДОВ:

Металлические. Сплавы металлического водорода с металлами (почти все переходные металлы). Высокие температуры дегидрирования.

Ионные. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов. Образуются при высоких давлениях (~100атм). Неустойчивы, легко гидролизуются.

Ковалентные. С элементами 4А-7А групп. Малая стабильность, высокая токсичность металлов и интерметаллидов (бериллий). Газообразные, легкокипящие. Термическая устойчивость уменьшается в группах.

Полимерные гидриды. $(\text{BeH}_2)_n$, $(\text{MgH}_2)_n$, $(\text{AlH}_3)_n$ –это вещества, термический распад которых идет при высоких температурах. Гидриды бора- бораны $(\text{Ba}_2\text{H}_6)_n$ и галия $(\text{Ga}_2\text{H}_6)_n$ -летучие соединения.

ВОДОРОДНАЯ ЭНЕРГЕТИКА

Способы хранения водорода

Фазовое состояние и способ хранения водорода	Емкость с водородом	
	Масса, %	Объем, %
Жидкий в сосуде Дьюара	100	100
Связанный в гидриде FeTi + NiMg	642	56
Связанный в гидриде FeTi	867	63
Газообразный под давлением 14 МПа	1725	594

Изменение характера оксидов

Линия разделяющая металлы и неметаллы

	1	2	13	14	15		
2	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_3 N_2O_5		
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_3 P_2O_5	SO_2 SO_3	Cl_2O_7
4	K_2O	CaO	Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_3 As_2O_5	SeO_2 SeO_3	Br_2O
5	Rb_2O	SrO	In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_5
6	Cs_2O	BaO	Tl_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5	Po	At

■ Основные оксиды

■ Амфотерные оксиды

■ Кислотные оксиды



КРЕМНИЙ

sp^3 – гибридизация, алмазоподобная ГЦК решетка

Материал	Предел текучести, 109Па	Твердость, кг/мм ²	Модуль Юнга, 1011 Па	Теплопроводность, Вт/(см ² ·°С)	Коэффициент теплового расширения, 10 ⁻⁶ /°С
Si	7,0	850	1,9	1,57	2,33
Сталь (высшей прочности)	4,2	1500	2,1	0,97	12
Нержавеющая сталь	2,1	660	2,0	0,329	17.3
Al	0,17	130	0,7	2,36	25

Токсичные элементы

<i>Период</i>	<i>ГРУППА</i>							
	<i>VIII</i>	<i>IB</i>	<i>IIB</i>	<i>IIA</i>	<i>IIIA</i>	<i>IVA</i>	<i>VA</i>	<i>VIA</i>
II	–	–	–	Be	–	–	–	–
IV	Ni	Cu	Zn	–	–	–	As	–
V	Pd	Ag	Cd	–	–	Sn	Sb	Te
VI	Pt	Au	Hg	Ba	Tl	Pb	Bi	–

1. Название и символы элементов
2. Периоды и группы – физический смысл, связь закономерностей свойств с электронной структурой атомов
3. Название групп и периодов – металлы щелочные, щелочноземельные, переходные, простые; халькогены, галогены
4. Зависимость характера связи в соединении от положения элементов в таблице
5. Взаимодействие элементов с водородом и кислородом. Типы гидридов и оксидов. Зависимость свойств от характера связи
6. Типы кристаллических решеток. Свойства.