

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УХТИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

В. А. Копейкин

ГЕОЛОГИЯ МЕСТОРОЖДЕНИЙ ТВЕРДЫХ ПОЛЕЗНЫХ ИСКОПАЕМЫХ
УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ ДЛЯ ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

УХТА 2000

УДК 553

К 65

Копейкин В. А. Геология месторождений твердых полезных ископаемых:
Учебное пособие. - Ухта: УГТУ, 2000 г.- 102 с.

ISBN 5-88179-169-X

Учебное пособие предназначено для оказания практической помощи студентам при выполнении лабораторных занятий по курсу геология месторождений полезных ископаемых при подготовке бакалавров направления 511000-«Геология» по специальностям 080500-ГНГ и 080200-ГФ.

В учебном пособии рассмотрены методы определения практически всех используемых в минералах химических элементов путем тех или иных простейших микрохимических реакций, приведены достаточно подробные данные о физических свойствах элементов, о главных минералах и промышленных типах их месторождений.

Рецензенты: доктор геолого-минералогических наук, профессор О. С. Кочетков, доктор химических наук, профессор В. И. Крупенский, доктор химических наук, профессор В. С. Хаин, (УГТУ), доктор геолого-минералогических наук, профессор А. И. Бахтин (Казанский Госуниверситет), академик АН РФ Н. П. Юшкин (кафедра геологии Сыктывкарского Госуниверситета).

© Ухтинский Государственный технический университет, 2000

© Копейкин В. А., 2000

ISBN 5-88179-169-X

ВВЕДЕНИЕ

Методическое пособие по геологии месторождений полезных ископаемых составлено в соответствии с типовыми программами и новыми учебными планами, разработанными на кафедре общей геологии и утвержденными на кафедре геофизики и кафедре геологии нефти и газа.

Этот предмет в очень сокращенном виде (18 часов лекций и 18 часов лабораторных занятий) студенты проходят в первом семестре на третьем курсе.

Главная цель учебного пособия – помочь студентам разобраться в процессах образования месторождений полезных ископаемых на фактическом каменном материале.

Особое внимание уделено полевой практической диагностике минералов и руд именно в полевых условиях, с помощью несложных диагностических реакций на тот или иной химический элемент в том или ином минерале. Поэтому в пособии приведены именно старые методы полевых геологических исследований – диагностика минералов и химических элементов, содержащихся в этих минералах, с помощью проверенных многими геологами надежных, но достаточно простых методов – паяльной трубкой, окрашиванием пламени и перлов, растиранием порошков минералов с теми или иными достаточно простыми и недорогими реагентами.

Рекомендуемые реакции и реагенты для определения наличия того или иного химического элемента в найденном минерале позволяют вести диагностику наличия химического элемента с помощью цветных реакций, без технического сложного оборудования.

При составлении этого пособия автор широко использовал учебную и научную литературу, неполный перечень которой приведен в конце.

Данные о плотности химических элементов, температуре плавления, биологической роли элемента, ежегодной мировой добыче и сведения о первооткрывателях химических элементов взяты из работы Дж. Эмсли (1991), Горной энциклопедии и Энциклопедического словаря.

Атомный радиус химического элемента измеряется в ангстремах ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м}$) и принимается равным половине расстояния между двумя соседними атомами для кристаллов простых веществ при координационном числе $KЧ = 12$. Сведения взяты из справочников по геохимии. Среднее содержание элементов в земной коре и в горных породах (в %) взято по данным А.П. Виноградова. Широко использованы данные различных энциклопедий.

За основу при вычислении ионных радиусов элементов берется размер ионного радиуса кислорода O^{2-} , который равен $1,36 \text{ \AA}$ - по рекомендации Н. В. Белова и Г. Б. Бокия. За рубежом принята рекомендация Э. Уиттекера и Р. Мангусса, которые для иона O^{2-} рекомендуют величину $1,32 \text{ \AA}$.

Под изоморфизмом понимают замещение в кристаллах минералов атомов и ионов одних элементов на атомы и ионы других элементов без принципиального изменения кристаллической решетки. Термин впервые в 1819 г. предложил немецкий химик Эйльхард Мичерлих (Митчерлих, Mitscherlich).

Кларк (в честь американского геохимика Франка Уиглсуорта Кларка) – это среднее содержание химического элемента в какой-либо природной системе.

В пособии приводятся также периодическая система элементов Д.И. Менделеева и распределение электронов в атомах.

Данный курс геологии месторождений полезных ископаемых студенты проходят после курсов, тоже весьма кратких, общей геологии, минералогии с началами кристаллографии, петрографии, структурной, региональной и исторической геологии (с основами палеонтологии), литологии, общей геохимии и двух летних учебных геологических практик.

В современной химии принята новая номенклатура для названия неорганических соединений – например Fe_2O_3 называется триоксидом трехвалентного железа, SiO_2 – диоксидом кремния. Поскольку в большинстве учебников по геологии, минералогии, кристаллографии, геологии месторождений полезных ископаемых сохранилась пока старая номенклатура (окись трехвалентного железа, двуокись кремния и т.д.), то в этом пособии мы придерживаемся старой, традиционной геологической номенклатуры в названии неорганических соединений.

Химическая подготовка студентов тоже оставляет желать лучшего – они проходят в первом учебном году курс общей химии, содержащий основы общей химии, краткие сведения по физической, органической и коллоидной химии. Для геологической специальности в третьем семестре читается весьма краткий курс физической и коллоидной химии. Специальных отдельных курсов аналитической химии, органической химии студенты-бакалавры не проходят. Этим подготовка бакалавров направления 51100 «Геология» по специальностям 080500-ГНГ и 080200-ГФ резко отличается от той подготовки геологов, которая раньше давалась в ВУЗах.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА														VII (H)		VIII	
I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
1	H 1,00794 ВОДОРОД	2	He 4,00260 ГЕЛИЙ														
2	Li 6,94, ЛИТИЙ	3	Be 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	4	B 10,81 БОР	5	C 12,011 УГЛЕРОД	6	N 14,0067 АЗОТ	7	O 15,9994, КИСЛОРОД	8	F 18,998403 ФТОР	9	Ne 20,17, НЕОН		
3	Na 22,98977 НАТРИЙ	11	Mg 24,305 МАГНИЙ	12	Al 26,98154 АЛЮМИНИЙ	13	Si 28,085, КРЕМНИЙ	14	P 30,97376 ФОСФОР	15	S 32,06 СЕРА	16	Cl 35,453 ХЛОР	17	Ar 39,94, АРГОН		
4	K 39,098, КАЛИЙ	19	Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ	20	Sc 44,9559 СКАНДИЙ	21	Ti 47,90 ТИТАН	22	V 50,9415 ВАНАДИЙ	23	Cr 51,996 ХРОМ	24	Mn 54,9380 МАРГАНЕЦ	25	Fe 55,84, ЖЕЛЕЗО		
4	Cu 63,54, МЕДЬ	29	Zn 65,38 ЦИНК	30	Ga 69,72 ГАЛЛИЙ	31	Ge 72,5, ГЕРМАНИЙ	32	As 74,9216 АРСЕН	33	Se 78,9, СЕЛЕН	34	Br 79,904 БРОМ	35	Kr 83,80 КРИПТОН		
5	Rb 85,467, РУБИДИЙ	37	Sr 87,62 СТРОНЦИЙ	38	Y 88,9059 ИТРИЙ	39	Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ	40	Nb 92,9064 НИОБИЙ	41	Mo 95,94 МОЛИБДЕН	42	Tc 98,9062 ТЕХНЕЦИЙ	43	Ru 101,0, РУТЕНИЙ		
5	Ag 107,8682 СЕРЕБРО	47	Cd 112,41 КАДМИЙ	48	In 114,82 ИНДИЙ	49	Sn 118,6, ОЛОВО	50	Sb 121,7, СУРЬМА	51	Te 127,6, ТЕЛЛУР	52	I 126,9045 ИОД	53	Xe 131,30 КСЕНОН		
6	Cs 132,9054 ЦЕЗИЙ	55	Ba 137,33 БАРИЙ	56	La 138,9055 ЛАНТАНЫ	57	Ce 140,12 ЦЕРИЙ	58	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	59	Nd 144,2, НЕОДИМ	60	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	61	Sm 150,36 САМАРИЙ		
6	Au 196,9665 ЗОЛОТО	79	Hg 200,5, РУТУТЬ	80	Tl 204,37 ТАЛЛИЙ	81	Pb 207,2 СВИНЕЦ	82	Bi 208,9804 ВИСМУТ	83	Po [209] ПОЛОНИЙ	84	At [210] АСТАТ	85	Rn [222] РАДОН		
7	Fr [223] ФРАНЦИЙ	87	Ra 226,0254 РАДИЙ	88	Ac [227] АКТИНИЙ	89	Th 232,0381 ТОРИЙ	90	Pa 231,0368 ПРОТАКТИНИЙ	91	U 238,02, УРАН	92	Np 237,0482 НЕПТУНИЙ	93	Pu 244, ПУТОНИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	62	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	63	Tb 158,9254 ТЕРБИЙ		
7	Ce 138,905, ЛАНТАН	57	Pr 140,9077 ПРАЗЕОДИЙ	58	Nd 144,2, НЕОДИМ	59	Pm 144,9127 ПРОМЕТЕЙ	60	Sm 150,36 САМАРИЙ	61	Eu 151,						

Элемент	K	L	M	N	Элемент	K	L	M	N	O	P	Распределение электронов в атоме							
1. H	1				37. Rb	2	8	18	8	1		Элемент	K	L	M	N	O	P	Q
2. He	2				38. Sr	2	8	18	8	2		73. Ta	2	8	18	32	11	2	
3. Li	2	1			39. Y	2	8	18	9	2		74. W	2	8	18	32	12	2	
4. Be	2	2			40. Zr	2	8	18	10	2		75. Re	2	8	18	32	13	2	
5. B	2	3			41. Nb	2	8	18	12	1		76. Os	2	8	18	32	14	2	
6. C	2	4			42. Mo	2	8	18	13	1		77. Ir	2	8	18	32	15	2	
7. N	2	5			43. Tc	2	8	18	13	2		78. Pt	2	8	18	32	17	1	
8. O	2	6			44. Ru	2	8	18	15	1		79. Au	2	8	18	32	18	1	
9. F	2	7			45. Rh	2	8	18	16	1		80. Hg	2	8	18	32	18	2	
10. Ne	2	8			46. Pd	2	8	18	18	0		81. Tl	2	8	18	32	18	3	
11. Na	2	8	1		47. Ag	2	8	18	18	1		82. Pb	2	8	18	32	18	4	
12. Mg	2	8	2		48. Cd	2	8	18	18	2		83. Bi	2	8	18	32	18	5	
13. Al	2	8	3		49. In	2	8	18	18	3		84. Po	2	8	18	32	18	6	
14. Si	2	8	4		50. Sn	2	8	18	18	4		85. At	2	8	18	32	18	7	
15. P	2	8	5		51. Sb	2	8	18	18	5		86. Rn	2	8	18	32	18	8	
16. S	2	8	6		52. Te	2	8	18	18	6		87. Fr	2	8	18	32	18	8	1
17. Cl	2	8	7		53. I	2	8	18	18	7		88. Ra	2	8	18	32	18	8	2
18. Ar	2	8	8		54. Xe	2	8	18	18	8		89. Ac	2	8	18	32	18	9	2
19. K	2	8	8	1	55. Cs	2	8	18	18	8	1	90. Th	2	8	18	32	18	10	2
20. Ca	2	8	8	2	56. Ba	2	8	18	18	8	2	91. Pa	2	8	18	32	20	9	2
21. Sc	2	8	9	2	57. La	2	8	18	18	9	2	92. U	2	8	18	32	21	9	2
22. Ti	2	8	10	2	58. Ce	2	8	18	20	8	2	93. Np	2	8	18	32	22	9	2
23. V	2	8	11	2	59. Pr	2	8	18	21	8	2	94. Pu	2	8	18	32	24	8	2
24. Cr	2	8	13	1	60. Nd	2	8	18	22	8	2	95. Am	2	8	18	32	25	8	2
25. Mn	2	8	13	2	61. Pm	2	8	18	23	8	2	96. Cm	2	8	18	32	25	9	2
26. Fe	2	8	14	2	62. Sm	2	8	18	24	8	2	97. Bk	2	8	18	32	26	9	2
27. Co	2	8	15	2	63. Eu	2	8	18	25	8	2	98. Cf	2	8	18	32	28	8	2
28. Ni	2	8	16	2	64. Gd	2	8	18	25	9	2	99. Es	2	8	18	32	29	8	2
29. Cu	2	8	18	1	65. Tb	2	8	18	27	8	2	100. Fm	2	8	18	32	30	8	2
30. Zn	2	8	18	2	66. Dy	2	8	18	28	8	2	101. Md	2	8	18	32	31	8	2
31. Ga	2	8	18	3	67. Ho	2	8	18	29	8	2	102. (No)	2	8	18	32	32	8	2
32. Ge	2	8	18	4	68. Er	2	8	18	30	8	2	103. (Lr)	2	8	18	32	32	9	2
33. As	2	8	18	5	69. Tm	2	8	18	31	8	2	104. Ku	2	8	18	32	32	10	2
34. Se	2	8	18	6	70. Yb	2	8	18	32	8	2	105. Ns	2	8	18	32	32	11	2
35. Br	2	8	18	7	71. Lu	2	8	18	32	9	2								
36. Kr	2	8	18	8	72. Hf	2	8	18	32	10	2								

АЗОТ – N

Элемент V группы периодической системы. Открыт в 1772 г. английским химиком Даниэлем Резерфордом.

Название - от греческого –nitron genes–образующий селитру, по другой версии – от греческого азое (α - отрицательная приставка, зое - жизнь, т.е. не поддерживает дыхания). Атомный номер азота 7. Атомный вес 14,0067.

Газ без запаха и цвета. Молекула азота состоит из двух атомов. Плотность газообразного азота 1,25 г/л, плотность жидкого азота 0,808, плотность твердого азота 1,0265 г/см³ (для последнего при температуре 21 К - температура в градусах Кельвина, значок градуса не ставится, тогда как в градусах Цельсия этот значок ставится – 1 К = 1°C). Эта температурная шкала предложена английским физиком Уильямом Томсоном в 1848 г. За свои научные заслуги в 1892 г. он получил титул барона Кельвина.

Температура плавления азота -209,86°C, температура кипения -195,75°C.

Природный азот состоит из двух стабильных изотопов: ¹⁴N (99,634%) и ¹⁵N (0,366%).

Радиус атома 0,71 А. Радиус иона N³⁻ 1,48 А. Образует комплекс [NO₃]⁻, для которого наблюдается несовершенный гетеровалентный изоморфизм с комплексами [CO₃]²⁻ и [BO₃]³⁻.

Среднее содержание азота в земной коре 0,0019%. В ультраосновных породах азота 6×10⁻⁴, в основных – 1,8×10⁻³, в средних и кислых по 2×10⁻³ и в осадочных – 0,06%.

Содержание азота в морской воде 0,5 мг/л. Растворимость азота в воде в два раза меньше растворимости кислорода.

Азот входит в состав калийной KNO₃ и натриевой NaNO₃ (чилийской) селитры, а также в состав аммониевых квасцов (NH₄)Al[SO₄]₂×12H₂O. Основной поставщик азота в атмосферу – вулканы.

Азот - важнейший для жизни элемент. Входит в молекулу ДНК (дезоксирибонуклеиновая кислота). Азот и жизнь –понятия неразделимые. Земная атмосфера состоит из (в объемных %): N₂ – 78,09; O₂ – 20,95; Ar – 0,9425; CO₂ – 0,030. По массе N₂ – 75,6%.

Азот широко используется в химической промышленности для производства аммиака, азотных удобрений, азотной кислоты, пластмасс, взрывчатых веществ. С помощью азота создается инертная атмосфера.

Добывается азот из сжиженного воздуха. Ежегодное мировое производство азота составляет 44 млн. тонн.

Окислы азота, нитраты, нитриты, нитрозовые соединения опасны для здоровья, поскольку они вызывают рак, интоксикацию, различные респираторные заболевания.

ПДК (предельно допустимая концентрация) в воздухе для NO₂ – 2 мг/м³, для воды по нитратам и нитритам – 45 мг/л.

ПДК на содержание аммиака в воздухе 20, на пары синильной кислоты (HCN) – 0,3 мг/м³, на содержание цианида в воде – 0,05 мг/л.

Основные реакции на азот:

1. При нагревании на угле селитры (или других солей аммония) происходит яркая вспышка из-за выделяющегося кислорода.
2. При нагревании в закрытой трубке смеси селитры с кислым сернокислым калием KHSO_4 образуются бурые пары NO_2 .
3. Растирают смесь соли аммония, CaO и CuSO_4 . При наличии аммония смесь окрашивается в синий цвет.

АЛЮМИНИЙ – Al

Название - от латинского. *alumen* – квасцы, применявшиеся как протрава при дублении и крашении. Находится в III группе периодической системы. Атомный номер 13. Атомный вес 26,98154. Природный алюминий состоит из одного стабильного изотопа ^{27}Al .

Открыл алюминий в 1825 г датский физик Ганс Христиан Эрстед.

Al – серебристо-белый легкий металл. Плотность $2,698 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 660°C . Атомный радиус 1,43 Å.

Обычно имеет валентность Al^{3+} (ионный радиус 0,57 Å). На воздухе окисляется в Al_2O_3 . После кислорода и кремния третий по распространенности в земной коре элемент – его 8,8%. В осадочных породах алюминия в среднем 10,45; в средних – 8,85; в основных – 8,76; в кислых – 7,7; в ультраосновных – 0,45%. Входит в состав нескольких сотен минералов, в основном алюмосиликатов.

Для Al^{3+} наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм с Ga^{3+} и Fe^{3+} и несовершенный с Cr^{3+} , Sc^{3+} , V^{3+} . Совершенный гетеровалентный изоморфизм характерен для Si^{4+} , а несовершенный – для Li^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ti^{4+} .

Среднее содержание алюминия в морской воде - 0,1 мг/л.

Главный промышленный источник алюминия – латеритные и осадочные бокситы, главные минералы – корунд – Al_2O_3 , гиббсит – $\text{Al}(\text{OH})_3$, бемит - AlOOH , диаспор – HAlO_2 , алунит – $\text{KAl}_3[\text{SO}_4]_2(\text{OH})_6$. Мировое производство Al составляет более 15 млн. тонн в год. По масштабам производства среди цветных металлов он стоит на первом месте.

Другим источником алюминия могут быть нефелиновые сиениты.

Получают алюминий путем электролиза глинозема Al_2O_3 в расплаве криолита Na_3AlF_6 при температуре 960°C .

Наиболее крупные месторождения бокситов находятся в Австралии, Бразилии, Гвинее, Индии, Камеруне, Ямайке.

В Российской Федерации месторождения бокситов имеются в Европейской части: в Архангельской, Челябинской, Екатеринбургской, Ленинградской областях и Республике Коми. Ряд месторождений есть в Сибири.

Алюминий широко применяется в электротехнике, машиностроении, авиации,

строительстве и др. отраслях промышленности. В алюминиевой таре перевозят сжиженные газы, азотную и уксусную кислоты, продукты и пищевые масла. Алюминий входит в состав некоторых взрывчатых веществ - алюминал, алюмотол (гранулированная смесь литого тротила с алюминиевым порошком).

Токсичная доза растворенного алюминия - 5 г. Способствует развитию болезни Альцгеймера – нарушение психики в пожилом возрасте.

ПДК на пыль Al_2O_3 в воздухе 6 мг/м³. ПДК на Al в воде – 0,5 мг/л.

Основные реакции на алюминий:

1. Зерно или порошок светлого минерала прокаливают на угле под пламенем паяльной трубки, смачивают малым количеством раствора азотнокислого кобальта $Co(NO_3)_2$ и снова прокаливают под пламенем паяльной трубки в петле платиновой проволоки. При наличии алюминия сплав окрашивается в синий цвет – «тенарова синь» (алюминат кобальта $Co(AlO_2)_2$).

2. Из концентрированного солянокислого раствора минерала при действии кислого сернокислого цезия - $CsHSO_4$ выпадают бесцветные дендриты, октаэдры, кубы и ромбододекаэдры $CsAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

3. К нагретому подкисленному раствору минерала добавляют малый избыток аммиака – образуется желеобразный осадок гидроокиси алюминия – $Al(OH)_3$. Его отфильтровывают и промывают горячей водой. Осадок растворяется в растворе KOH.

БАРИЙ – Ba

Название происходит от греческого *barys* – тяжелый. Входит в главную подгруппу II группы периодической системы.

Атомный номер 56. Атомный вес 137,33.

Открыт в виде окиси бария - BaO в 1774 г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле. В чистом виде получен в 1808 г. англичанином Хэмфри Дэви.

Ba – ковкий серебристо-белый металл. Его плотность 3,78 г/см³. Температура плавления 727°C. Радиус атома 2,21 Å.

Природный барий является смесью 7 стабильных изотопов (в %): ¹³⁰Ba (0,101), ¹³²Ba (0,097), ¹³⁴Ba (2,42), ¹³⁵Ba (6,59), ¹³⁶Ba (7,81), ¹³⁷Ba (11,32), ¹³⁸Ba (71,66).

Наиболее типичная степень окисления – Ba²⁺ (радиус иона 1,43 Å). Для бария характерен совершенный изовалентный изоморфизм со Sr²⁺ и несовершенный изовалентный изоморфизм с Ca²⁺, Pb²⁺ и Ra²⁺. Гетеровалентный несовершенный изоморфизм наблюдается с K⁺, Cs⁺ и ΣCe^{3+} .

Барий довольно распространен – его среднее содержание в земной коре – 0,065%. Главная масса бария рассеяна в изверженных (кислых и щелочных) и осадочных породах (глинах и глинистых сланцах). Среднее содержание бария в ультраосновных породах – 0,0001, в основных – 0,03, в средних – 0,065, в кислых – 0,083, в осадочных –

0,08%.

В морской воде бария 0,03 мг/л. Его главный осадитель – сульфат-ион морской воды.

За счет гетеровалентного изоморфизма с калием барий входит в состав слюд и калиевых полевых шпатов. Главный минерал бария – барит – BaSO_4 . Более редок витерит – BaCO_3 .

Среди баритовых руд выделяют гидротермальные руды, метасоматические руды и месторождения выветривания (баритовые шляпы).

Основная добыча бария производится из линз и жил барита, залегающих среди пород различного минерального состава. Разрабатываются также пластовые залежи барита среди известняков.

Барий в виде барита используется главным образом в качестве утяжелителя буровых растворов. Применяется также барий в типографских и антифрикционных сплавах; добавляют его в материалы, защищающие от рентгеновского и радиоактивного излучения; входит Ba в состав красок. Используются его соединения при получении перекиси водорода, в пиротехнике, в кожевенной промышленности, при рентгеновских исследованиях. Нитрат и галогениды бария токсичны. Мировое производство бария - 6 млн. тонн в год.

Растворы бария ядовиты: токсическая доза 0,2 г., летальная доза 3,7 г. ПДК (предельно допустимая концентрация) в воздухе на барий (как на сам металл, так и в пересчете на барий в его соединениях) составляет 0,1 мг/м³. Концентрация витеритовой пыли не должна превышать 0,5, баритовой пыли – 6 мг/м³. ПДК для воды 0,1 мг/л.

Основные реакции на барий:

1. При предварительном смачивании порошка минерала соляной кислотой пламя окрашивается в зеленовато-желтый цвет.

2. Бариевый минерал (например барит) сплавляют с пироксернокислым калием ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$) либо со смесью $\text{KOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$. Сплав растворяют в воде, подкисленной уксусной кислотой. От прибавления хромата калия (K_2CrO_4) или бихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) из раствора солей бария в присутствии уксусной кислоты (CH_3COOH) выпадает желтый осадок хромата бария – BaCrO_4 .

3. Оксалат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ дает с ионом Ba^{2+} белый осадок $\text{Ba}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

4. Воздействие на нейтральный раствор щавелевой кислоты - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ вызывает выпадение бесцветных моноклинных призм, ромбических пластинок, сноповидных агрегатов $\text{Ba}(\text{HC}_2\text{O}_4)_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$.

5. Воздействие железосинеродистого калия - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ вызывает выпадение желтых ромбоэдрических и таблитчатых кристаллов $\text{K}_2\text{Ba}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \times 3\text{H}_2\text{O}$.

6. Из раствора солей бария от добавления капли серной кислоты выпадает белый осадок барита (BaSO_4).

БЕРИЛЛИЙ – Be

Элемент II группы периодической системы. Название от греческого beryllos – берилл. Открыт в 1707 г. французским химиком Луи Никола Вокленом.

Атомный номер 4. Атомный вес 9,01218.

Be – легкий светло-серый хрупкий металл. Его плотность 1,844 г/см³. Температура плавления 1287°C. Состоит из одного стабильного изотопа ⁹Be. Радиус атома 1,13 А, радиус иона Be²⁺ - 0,34 А. Для иона бериллия характерен несовершенный изовалентный изоморфизм с Zn²⁺ и несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Li⁺, Al³⁺, Si⁴⁺.

Кларк Be - $3,8 \times 10^{-4}\%$. В осадочных породах бериллия 3×10^{-4} , в кислых – $5,5 \times 10^{-5}$, в средних – $1,8 \times 10^{-4}$, в основных – 4×10^{-5} , в ультраосновных – $2 \times 10^{-5}\%$.

Содержание бериллия в морской воде - 6×10^{-7} мг/л.

Главные минералы бериллия – берилл - Be₃Al₂[Si₆O₁₈], берtrandит - Be₄[Si₂O₇](OH)₂, гельвин - (Mn,Fe)₈[BeSiO₄]₆S₂, фенакит - Be₂[SiO₄], хризоберилл - BeAl₂O₄.

Добывается бериллий главным образом из гранитных пегматитов, из скарнов и метасоматических залежей флюорита в известняках. Источником Be являются также щелочные метасоматиты, грейзены и кварцевые жилы.

Чистый бериллий не взаимодействует с воздухом и водой даже при температуре красного каления.

Прозрачные цветные разновидности берилла (изумруд – ярко-зеленый, аквамарин – синевато-голубой, ростерит – бесцветный до розового, воробьевит - розовый, гелиодор – желтый, синий - максис) являются драгоценными камнями.

Применяется бериллий в электро- и теплопроводных сплавах (совместно с медью и никелем). Такие сплавы не дают искры при ударе, поэтому из них изготавливают неискрящий инструмент, используемый на взрывоопасных и пожароопасных производствах. Бериллий в 1,5 раза легче алюминия, поэтому его используют в сплавах с магнием и алюминием в авиации. Но Be дорог – он в несколько раз дороже титана.

Ежегодная мировая добыча бериллия - около 400 тонн. Наиболее крупные месторождения – Минас-Жерайс, Боа-Виста (Бразилия), Спёр-Маунтин (США).

Бериллий токсичен, поскольку замещает магний в ферментах. На почвах, богатых Be, у животных возникает «бериллиевый» рахит, так как из-за высокого содержания Be в организме образуются его фосфаты, которые хорошо растворимы, поэтому костная ткань разрушается. Пары и пыль Be вызывают заболевание легких – бериллиоз, который в остром виде сопровождается отеком легких.

ПДК на бериллий в воздухе – 0,01 мг/м³, в воде – 0,001 мг/л.

Основные реакции на бериллий:

1. Силикаты бериллия сначала сплавляют с содой, потом сплав растворяют в соляной кислоте. Кремнезем при этом выпадает либо в виде нерастворимого

желеобразного осадка, либо в виде порошка. Этот осадок отфильтровывают. Затем добавляют углекислый аммоний – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, и получают белый осадок $\text{Be}(\text{NH}_4)_2[\text{CO}_3]_2$, растворимый в избытке этого реактива. Если раствор прокипятить, то осадок основной углекислой соли бериллия выпадает снова.

2. Сначала минерал сплавляют с содой (Na_2CO_3), а затем сплав растворяют в воде. Раствор переносят на фильтровальную бумагу и капают спиртовым раствором хинализарина. При наличии бериллия фиолетовая окраска хинализарина становится васильково-синей.

3. Можно минерал залить расплавом соды и смочить раствором хинализарина. Бериллий вызывает ярко-синий цвет.

БОР – В

Бор относится к III группе периодической системы. Название от арабского *burag*.

Атомный номер 5. Атомный вес 10,811. Природный бор состоит из двух стабильных изотопов – ^{10}B (19,6%) и ^{11}B (80,4%).

Впервые выделен французскими химиками Жозефом Гей-Люссаком и Луи Ж. Тенаром и английским химиком Хэмфри Дэви в 1808 г. Известно три кристаллических модификации бора: α -ромбическая, плотность 2,46; тетрагональная, плотность 2,37 и β -ромбоэдрическая форма, устойчивая при нормальных условиях, плотность 2,30 г/см³. Температура плавления β -формы 2200°C. В свободном состоянии бор в природе не встречен.

Радиус атома бора 0,91 А. Радиус иона B^{3+} – 0,21 А. Среднее содержание бора в земной коре – 0,0012%. В ультраосновных породах бора – 0,0001, в основных – 0,0005, в средних и кислых – 0,0015 в осадочных – 0,01%.

Бор в состав минералов входит в виде комплекса $[\text{BO}_3]^{3-}$, для которого характерен несовершенный гетеровалентный изоморфизм с комплексами $[\text{CO}_3]^{2-}$, $[\text{SO}_4]^{2-}$, $[\text{SiO}_4]^{4-}$, $[\text{AlO}_4]^{5-}$.

Среднее содержание бора в морской воде – 4,6 мг/л.

Главные промышленные источники бора – магнезиальные и известковые скарны, залежи боратов в галогенных и гипсовых толщах, озерная рапа, горячие источники и нефтяные воды.

Добывают бор также из пегматитов, грейзенов, кварцево-турмалиновых жил и из эксгалационно-осадочных залежей.

Основные минералы бора – бораты, боросиликаты, бороалюмосиликаты, которых известно около 80. Главные промышленные минералы бора – сассолин – $\text{B}(\text{OH})_3$, ашарит – $\text{Mg}[\text{BO}_2](\text{OH})$, борацит – $\text{Mg}_6\text{B}_{14}\text{O}_{26}\text{Cl}_2$, тинкал (бура) – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$, боронатрокальцит – $\text{NaCaB}_5\text{O}_9 \times 8\text{H}_2\text{O}$, индерит – $\text{Mg}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \times 15\text{H}_2\text{O}$, индерборит – $\text{MgCaB}_6\text{O}_{11} \times 11\text{H}_2\text{O}$, гидроборацит – $\text{MgCaB}_6\text{O}_{11} \times 6\text{H}_2\text{O}$, иньбит – $\text{CaB}_6\text{O}_{11} \times 13\text{H}_2\text{O}$,

колеманит – $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \times 5\text{H}_2\text{O}$, пандермит – $\text{Ca}_4\text{B}_{10}\text{O}_{19} \times 7\text{H}_2\text{O}$, датолит – $\text{Ca}_2[\text{B}_2\text{Si}_2\text{O}_8](\text{OH})_2$, улексит – $\text{NaCaB}_5\text{O}_9 \times 8\text{H}_2\text{O}$, котоит – $\text{Mg}_3[\text{BO}_3]_2$, людвигит – $(\text{Mg,Fe})_2\text{Fe}[\text{BO}_3]\text{O}_2$.

Используется бор в производстве стекла, керамики, резины, эмалей, удобрений, гербицидов.

Изотоп ^{10}B вследствие его способности поглощать тепловые нейтроны используется в качестве регулирующих стержней в атомных реакторах. Цемент с добавкой бора защищает от нейтронного излучения. Мировая добыча 1 млн. тонн B_2O_3 в год.

Важный элемент для растений. Недостаток бора в почвах снижает урожайность, особенно семян. Бор входит в пятерку важнейших для жизни микроэлементов – Mn, Cu, Mo, Zn, B. Избыток бора (4 г.) токсичен. Бор приводит к заболеванию почек и желудочно-кишечного тракта, вызывает эндемичные энтериты (воспаление кишечника).

ПДК бора в воздухе 2 мг/м^3 , в воде – $0,5 \text{ мг/л}$.

Основные реакции на бор:

Бораты либо растворимы в воде, либо нет. Если они нерастворимы, то их растворяют в концентрированной серной кислоте, либо сначала сплавляют с КОН и затем растворяют в воде.

1. Сплав минерала с содой растворяют в фарфоровом тигле и добавляют несколько капель сернокислого раствора хинализарина. При наличии бора окраска раствора из фиолетовой становится синей. Мешает ванадий.

2. При смачивании боратов концентрированной серной кислотой и прибавлении спирта пламя окрашивается в зеленый цвет.

3. Смесь из одного объема минерала, трех объемов кислого сернокислого калия (KHSO_4) и одного объема флюорита (CaF_2) при прокаливании в окислительном пламени окрашивает пламя в зеленый с желтоватым оттенком цвет.

4. Порошок силиката бора сплавляют с фосфорнокислым аммонием $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Получается красновато-фиолетовый сплав, который растирают с хинализарином. Затем добавляют концентрированную серную кислоту – появляется синяя окраска.

БРОМ – Br

Элемент VII группы периодической системы. Название – от греческого – bromos – зловоние. Открыт в 1826 г. французским химиком Антуаном Жеромом Баларом и немецким химиком С. Левигом.

Атомный номер 35. Атомный вес 79,904. Природный бром состоит из двух стабильных изотопов: ^{79}Br (50,54%) и ^{81}Br (49,46%). Бром – это темно-красная дымящая на воздухе жидкость с резким неприятным запахом. Плотность жидкого брома 3,102, твердого $3,4 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $-7,25^\circ\text{C}$. Температура кипения $59,2^\circ\text{C}$. Во всех состояниях бром состоит из двух атомов.

Радиус атома 1,11 А. Радиус иона Br^- 1,96 А. Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм брома с Cl^- и I^- .

Кларк брома в земной коре 0,015%. Больше всего брома в средних породах – 0,00045%. В ультраосновных породах его 0,00005, в основных – 0,0003, в кислых – 0,0002, в осадочных – 0,0006%.

Содержание Br в морской воде 65 мг/л – это главный Земной резервуар брома.

Главные минералы брома встречаются редко. Это бромирит AgBr , йодобромит $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$, эмболит $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$. Основные промышленные поставщики брома – морские воды, рапа соляных озер и подземные воды нефтяных месторождений.

Применяется бром в качестве добавки в топливо, в пестициды, в фотографии, в химии, в медицине – как успокоительное средство, в качестве добавки в бензин.

Ежегодное мировое производство брома составляет 330 тысяч тонн.

Br_2 очень ядовит. Токсичная доза 3 г., летальная доза 35 г. ПДК в воздухе – 0,5 мг/м³, в воде 0,1 мг/л.

Основные реакции на бром:

В растворе азотнокислого серебра (AgNO_3) бром дает бледно-желтый осадок AgBr , нерастворимый в HNO_3 .

1. Нагревание бромсодержащего минерала и галенита (PbS) в закрытой трубке дает горячий серо-зеленый возгон PbBr_2 (холодный возгон белый).

2. Сплавив в петле платиновой проволоки CuO и фосфорную соль и добавив минерал брома, получим пламя голубовато-зеленого цвета.

3. Минерал брома смешивают с азотнокислым аммонием NH_4NO_3 и серноокислым кобальтом CoSO_4 . Затем смесь нагревают. Если есть Br, то образуется синяя окраска (мешает хлор).

4. Налив в пробирку раствора NaBr , добавляют немного серной кислоты и хлорной воды. Раствор буреет от выделяющегося Br_2 . Добавляют бензол, в котором Br_2 растворим лучше, чем в воде, и взбалтывают. Раствор разделяется на два слоя – бензол при этом окрашивается от брома в оранжевый цвет.

ВАНАДИЙ – V

Ванадий относится к V группе периодической системы. Назван в честь богини красоты древних скандинавов Ванадис. Открыт мексиканским химиком Андресом Мануэль дель Рио в 1801 г, который сначала назвал этот элемент эритронием. В дальнейшем первооткрыватель усомнился в своих выводах и решил, что получил не ванадий, а хром.

Атомный номер 23. Атомный вес 50,9415. Это серебристо-серый твердый металл, устойчивый к воздействию воды и многих кислот. Плотность ванадия 6,11 г/см³. Температура плавления 1920°C.

Природный ванадий состоит из двух стабильных изотопов – ^{50}V (0,24%) и ^{51}V (99,76%). Радиус атома ванадия 1,34 А. Проявляет валентность V^{3+} (радиус 0,67 А), V^{4+} (радиус 0,61 А), V^{5+} (радиус 0,59 А). Наиболее характерны соединения пятивалентного ванадия, особенно в зоне гипергенеза.

Среднее содержание V в земной коре 0,009%. Основная масса ванадия рассеяна, чему способствует близость кристаллохимических свойств V^{3+} и Fe^{3+} . В ультраосновных породах среднее содержание ванадия составляет 0,004, в основных – 0,02, в средних – 0,01, в кислых – 0,004, в осадочных – 0,013%.

Для иона V^{3+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с As^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} и гетеровалентный с Ti^{4+} . Также наблюдается несовершенный изоморфизм с Al^{3+} , Sn^{4+} , Nb^{5+} . Для иона V^{5+} типичен совершенный изовалентный изоморфизм с As^{5+} и P^{5+} .

Наибольшие концентрации ванадия наблюдаются в габброидах и глинах.

Среднее содержание ванадия в морской воде – 0,002 мг/л.

Известно около 80 минералов ванадия, наиболее важные – титаномагнетит (V-содержащий), ванадинит – $\text{Pb}_5[\text{VO}_4]_3\text{Cl}$ – желтовато-бурый, деклаузит – $(\text{Zn,Cu})\text{Pb}[\text{VO}_4](\text{OH})$ – бурый, карнотит – $\text{K}_2(\text{UO}_2)_2[\text{VO}_4]_2 \times 3\text{H}_2\text{O}$ – желтый, патронит – VS_4 , роскоэлит (V-содержащий мусковит) – $\text{KV}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_2$.

Месторождения ванадия делятся на магматические, контактово-метасоматические, экзогенные (осадочные и зоны окисления) и метаморфогенные. Главные промышленные типы месторождений ванадия – залежи титано-магнетитов, приуроченные к основным породам, и осадочные месторождения урана, фосфоритов и бурых железняков.

Основная масса ванадия (около 90%) потребляется черной металлургией как легирующая добавка в сталь и чугун; используется ванадий также в авиационной и ракетной технике, в производстве красок, резины, керамики, как компонент сверхпроводящих сплавов; применяется как катализатор в сернокислотном производстве. Ежегодная мировая добыча около 7 тысяч тонн. Основная добыча ванадия производится в ЮАР, США, Финляндии, Чили.

Соединения ванадия ядовиты – токсичная доза - 0,25 мг, летальная доза - 3 мг.

ПДК ванадия в воздухе 0,1 мг/м³, в воде 0,05 мг/л.

Основные реакции на ванадий:

1. Кислый раствор минерала от прибавления капли 3%-ной H_2O_2 окрашивается в оранжевый или буро-красный цвет. Мешают Cr, Mo, Ni, Co, Cu.

2. Ванадинит на угле под пламенем паяльной трубки дает королек свинца.

3. Капают на фильтровальную бумагу раствором анилина ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) в концентрированной HCl и каплю раствора минерала в концентрированной HNO_3 . На бумаге появляется черное или сине-зеленое пятно.

4. Минерал растворяют либо в концентрированной HCl , или в концентрированной HNO_3 , либо сплавляют с KOH и потом растворяют в воде. Раствор наносят на фильтровальную бумагу и капают каплю уксуснокислого бензидина – получается синий цвет.

Можно растереть ванадиевый минерал с уксуснокислым бензидином и смочить 3% уксусом – появляется синий цвет. Рецепт уксуснокислого бензидина: 0,05 грамма солянокислого бензидина растворяют в 100 мл ледяной уксусной кислоты и затем доливают до 100 мл водой.

5. К кислому раствору ванадиевого минерала на предметном стекле добавляют хлористый аммоний NH_4Cl – образуются кристаллы, похожие на зерна чечевицы.

ВИСМУТ – Bi

Висмут относится к V группе периодической системы. Название - от латинского Wismuthum. В древности считался разновидностью сурьмы, свинца или олова. Впервые открыт как самостоятельный химический элемент немецким химиком И. Поттом в 1739 г.

Атомный номер 83. Атомный вес 208,9804. Плотность 9,80 г/см³. Температура плавления 271,4°C. При плавлении висмут уменьшается в объеме, поэтому плотность жидкого висмута 10,06 г/см³.

Природный висмут состоит из одного стабильного изотопа ^{209}Bi .

Радиус атома висмута 1,73 А. Проявляет валентность Bi^{3+} - наиболее типична, (радиус 0,96 А), а также и Bi^{5+} (радиус 0,74 А).

Для Bi^{3+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Sb^{3+} и Ti^{3+} и совершенный гетеровалентный – со Pb^{2+} . Несовершенный изовалентный изоморфизм типичен для As^{3+} и In^{3+} , а гетеровалентный – для Cu^+ .

Встречается в самородном состоянии в виде серебристо-белого с розоватым оттенком минерала, на воздухе появляется красноватая побежалость. Растворяется в концентрированной азотной кислоте.

Известно более 100 минералов висмута. Основными промышленными его минералами являются: висмутин - Bi_2S_3 , (Bi-содержащий) галенит, бисмутит – $\text{Bi}_2[\text{CO}_3]\text{O}_2$ и самородный Bi.

Содержание висмута в земной коре, в кислых, средних и осадочных горных породах довольно равномерно – по $1 \times 10^{-6}\%$. В ультраосновных породах содержание висмута на порядок ниже.

Среднее содержание висмута в морской воде – 2×10^{-5} мг/л.

Главные источники висмута – свинцово-цинковые и магнетитовые скарны. Добывают его и из колчеданных и гидротермальных месторождений, а также из россыпей. Главные поставщики Bi на мировой рынок – Австралия, Япония, Перу, Мексика, Боливия, США.

Применяется висмут в легкоплавких сплавах (вместе с кадмием, оловом и свинцом), при изготовлении разных штампов, в сплавах для авиационных двигателей. Используется в фармацевтике, в химической, электронной, стекольной промышленности.

В атомной энергетике является теплоносителем и охлаждающим агентом. Мировое производство висмута – 3тысячи тонн ежегодно.

ПДК висмута в воздухе $0,5 \text{ мг/м}^3$, в воде $0,1 \text{ мг/л}$.

Основные реакции на висмут:

1. Из-за образования тонкодисперсного осадка BiKJ_4 солянокислый раствор висмутсодержащего минерала от прибавления KJ окрашивается в желтый или оранжево-желтый цвет.

2. Добавка в солянокислый раствор висмутсодержащего минерала смеси CsCl с KJ вызывает осаждение красных удлинённых или шестиугольных табличек $\text{Cs}_2\text{BiI}_5 \times 2,5\text{H}_2\text{O}$ (аналогичный осадок дает и сурьма).

3. При добавлении сернокислого калия K_2SO_4 в концентрированный сернокислый раствор висмутсодержащего минерала выпадают бесцветные таблитчатые шестиугольные кристаллы $\text{K}_3\text{Bi}(\text{SO}_4)_3$.

4. Смесь висмутсодержащего минерала с тремя объемами соды (Na_2CO_3) нагревают на угле под паяльной трубкой. Получается хрупкий королёк металлического висмута и желтый налет Bi_2O_3 .

5. Смесь минерала с серой и йодистым калием KJ нагревают в окислительном пламени паяльной трубки на угле. Вблизи пробы образуется желтый налет (Bi_2O_3), ярко-красный по краям (BiI_3). Этот налет на бисквите получается красно-коричневым и в парах аммиака становится сначала оранжевым, а затем вишнево-красным.

6. Растворяют минерал в концентрированной HNO_3 , капают раствор на фильтр и добавляют 10% раствор тиомочевина. Появляется желтый цвет. Минералы Ag , Cu , Hg , Pb от тиомочевина дают белые осадки, а Bi – нет.

7. Порошок Bi -минерала на часовом стекле растворяют в конц. HCl и добавляют олово. Bi дает на поверхности олова черный налет.

8. Самородный висмут диамагнитен – он отталкивается от полюсов магнита.

ВОДОРОД – Н

Элемент VII группы периодической системы. Атомный номер 1. Атомный вес 1,00794. Название - от греческого – *hydrogenes* – порождающий воду. Газ без запаха. Открыт в 1766 г. английским химиком Генри Кавендишем.

Природный водород состоит из двух стабильных изотопов: ^1H (протий - 99,9844%) и ^2D (дейтерий - 0,0156%). Радиус атома водорода $0,46 \text{ \AA}$.

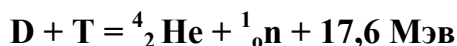
Плотность твердого водорода $0,076$, жидкого $0,0708 \text{ г/см}^3$, газообразного $0,08988 \text{ г/л}$. Температура плавления $-269,14$, кипения $-252,76^\circ\text{C}$. В свободном состоянии находится в виде молекул H_2 . С воздухом водород дает взрывоопасные смеси.

Водород входит в состав гидроксилсодержащих минералов, в углеводороды, в состав воды и воздуха. В космосе это самый распространенный элемент.

Содержание водорода в морской воде 108 г/л.

Широко используется в химической промышленности для производства аммиака, метанола, циклогексана и других веществ.

Тяжелые изотопы водорода – D - дейтерий (^2_1H) и T - тритий (^3_1H). При температуре 10 млн. градусов за какие-то мгновения происходит реакция соединения дейтерия и трития:



При этом освобождается громадная энергия – это водородная бомба. Начальная температура создается взрывом атомной бомбы. Атомная бомба имеет предел своей мощности, определяемый критической массой ^{235}U (около 50 кг) или ^{239}Pu (около 6 кг), тогда как водородная бомба ограничений по мощности не имеет.

Добывается водород из метана, при электролизе воды, при переработке нефти.

Ежегодное мировое производство водорода составляет около 350 млн. тонн.

ВОЛЬФРАМ – W

Элемент VI группы периодической системы. Открыт в 1781 г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле. Название от немецких слов Wolf – волк и Rahm – сливки («волчья пена») - при выплавке олова при наличии в руде примеси минерала вольфрамит на поверхности расплава появлялась пена.

Атомный номер вольфрама 74. Атомный вес 183,85.

Вольфрам – тяжелый, светло-серый, самый тугоплавкий металл (из химических элементов самый тугоплавкий углерод). Плотность вольфрама 19,3 г/см³. Его температура плавления 3380, кипения 5930°C. Радиус атома вольфрама 1,4 А.

Состоит из 5 стабильных изотопов (в %): ^{180}W (0,135), ^{182}W (26,41), ^{183}W (14,40), ^{184}W (30,64), ^{186}W (28,41).

Среднее содержание вольфрама в земной коре 0,00013%. В ультраосновных породах вольфрама 1×10^{-5} , в основных и средних – на порядок больше, в кислых – 0,00015, в осадочных – $2 \times 10^{-4}\%$.

На холоду вольфрам не реагирует с HCl, H₂SO₄, HNO₃, HF и только немного растворяется в смеси HNO₃ + HF.

Содержание вольфрама в морской воде – 0,0001 мг/л.

В природных условиях наиболее характерна степень окисления W⁶⁺ (радиус иона 0,68 А). Дает комплексные ионы. Для W⁶⁺ характерен совершенный гетеровалентный изоморфизм с Nb⁵⁺ и Ta⁵⁺, а также несовершенный изовалентный изоморфизм с Mo⁶⁺ и гетеровалентный с Sn⁴⁺.

В условиях земной поверхности вольфрам устойчив, но как чистый металл не встречается. Главные минералы вольфрама – шеелит – Ca[WO₄] и вольфрамит - (Mn,Fe)[WO₄], включая крайние члены его изоморфного ряда: гюбнерит – Mn[WO₄] и

ферберит – $\text{Fe}[\text{WO}_4]$.

Промышленные месторождения вольфрама связаны с пегматитами, с контактово-метасоматическими шеелитовыми залежами, с грейзенами, с кварцево-вольфрамитовыми жилами и штокверками в эндо- и экзоконтактах скарнов, связанных с гранитными интрузиями, а также с гидротермальными полиметаллическими рудами. Добывают вольфрам и из россыпей.

Основная масса вольфрама идет на производство твердой стали (85%). Из чистого вольфрама изготавливают нити накаливания электроламп, электрические спирали накаливания, используется он в различных приборах и при атомно-водородной сварке. Ежегодное мировое производство вольфрама около 45 тысяч тонн.

ПДК на W в воздухе 6 мг/м³.

Основные реакции на вольфрам:

1. Солянокислый раствор сплава минерала с содой при нагревании в присутствии металлического олова приобретает синюю окраску.

2. Зерна минерала (шеелита), обработанные горячей концентрированной соляной кислотой, от прибавления двуххлористого олова SnCl_2 покрываются синей пленкой пятиокси вольфрама.

3. К капле воды на алюминиевой пластинке добавляют порошок минерала и каплю соляной кислоты. При наличии вольфрама образуется синяя окраска.

4. Сплав вольфрамсодержащего минерала с двузамещенным фосфорнокислым натрием (Na_2HPO_4) в восстановительном пламени голубой, в окислительном пламени – бесцветный.

5. Помещают шеелит на предметное стекло, капают конц. HCl и кипятят. Минерал желтеет. Добавляют олово или цинк – появляется синий цвет.

6. Вольфрамит сначала сплавляют с пирофосфатом калия – $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Минерал покрывается светло-серой пленкой. Затем действуют как в предыдущем случае.

7. Минерал растирают с KOH . Нагревают, появляется желтый цвет. Добавляют SnCl_2 и снова растирают. После смачивания соляной кислотой (1:1) и подогрева появляется синий цвет.

ГАЛЛИЙ – Ga

Элемент III группы периодической системы. Название – от латинского – Gallia – Франция. Открыт в 1875 г. французским химиком Полем Эмилем Лекок де Буабодраном. Предсказан Д.И. Менделеевым в 1870 г. как экаалюминий.

Атомный номер 31. Атомный вес 69,723. Природный галлий состоит из двух стабильных изотопов: ^{69}Ga (60,4%) и ^{71}Ga (39,6%).

Радиус атома 1,39 А. Радиус иона Ga^{3+} 0,62 А.

Галлий – мягкий серебристо-белый легкоплавкий металл. Растворим в кислотах и

щелочах. Плотность твердого Ga $5,904 \text{ г/см}^3$, плотность жидкого - $6,095 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $29,77^\circ\text{C}$, температура кипения 2205°C – это самый большой температурный интервал для металла в жидком состоянии. Застывая, галлий расширяется, так как его кристаллическая решетка сложена двухатомными молекулами Ga_2 , а не отдельными атомами. Эти молекулы очень устойчивы, а между собой они связаны слабыми вандерваальскими силами. Расплавленный галлий может очень долго быть жидким в переохлажденном состоянии.

Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм Ga^{3+} с ионами Al^{3+} и Fe^{3+} и несовершенный изовалентный – с In^{3+} . Отмечается также совершенный гетеровалентный изоморфизм с Zn^{2+} и Ge^{2+} и несовершенный гетеровалентный – с Cu^{2+} .

Среднее содержание галлия в земной коре $0,0019\%$. Больше всего галлия в осадочных породах – $0,003\%$. В ультраосновных породах его меньше – $0,0002$, в основных, средних и кислых – по $0,002\%$.

Содержание галлия в морской воде $3 \times 10^{-5} \text{ мг/л}$.

Главные самостоятельные минералы галлия – галлит CuGaS_2 , германит $\text{Cu}_3(\text{Fe,Ga,Ge})\text{S}_4$.

Основной поставщик галлия – сфалерит ZnS , сподумен $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ и бокситы. Добывают галлий также из нефелина $\text{Na}[\text{AlSiO}_4]$, натролита $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}] \times 2\text{H}_2\text{O}$, алуниита $\text{KAl}_3[\text{SO}_4]_2[\text{OH}]_6$, лепидолита $\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}[\text{Si}_4\text{O}_{10}][\text{F,OH}]_2$.

Основными промышленными типами руд, из которых добывают галлий, являются медно-колчеданные и колчеданно-полиметаллические месторождения. Добывают галлий также из бокситов и нефелиновых сиенитов.

Галлий совместно с P, As, Sb используется в полупроводниках, в светодиодах, в стеклах, пропускающих инфракрасные лучи, для покрытия зеркал. Сплав галлия с индием плавится при 16°C . ПДК на окись галлия составляет 3 мг/м^3 .

Ежегодное мировое производство галлия составляет 30 тонн.

ГАФНИЙ – Hf

Элемент IV группы периодической системы

Название – от латинского – *Hafnia* – Копенгаген. Открыт в 1923 г. датским химиком Диком Костером и венгерским химиком Дьердом Хевеши.

Атомный номер 72. Атомный вес 178,49.

Гафний – пластичный серебристо-белый блестящий тугоплавкий металл. В порошке на воздухе воспламеняется, в куске покрывается защитной окисной пленкой. Растворим в HF, не реагирует с кислотами и со щелочами. Плотность $13,35 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 2230°C .

Природный гафний состоит из шести стабильных изотопов (в %): ^{174}Hf (0,18), ^{176}Hf (5,20), ^{177}Hf (18,50), ^{178}Hf (27,14), ^{179}Hf (13,75), ^{180}Hf (35,24).

Радиус атома гафния 1,59 А. Радиус иона Hf^{4+} 0,82 А.

Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм гафния с Zr^{4+} . Отмечается также несовершенный гетеровалентный изоморфизм со Sc^{2+} .

Кларк Hf – 0,0001%. Столько же его в основных, средних и кислых породах. В ультраосновных породах гафния на порядок меньше. Больше всего его в осадочных толщах – 0,0006%.

Собственных минералов гафния нет. Он входит в состав циркона ZrSiO_4 , бадделеита ZrO_2 , эвдиалита $\text{Na}_4\text{Ca}_2\text{Zr}[\text{Si}_3\text{O}_9]_2$, т. е. в минералы и месторождения циркония. Промышленный гафний добывается только из циркона.

Гафний используется в высокотемпературных сплавах, в керамике, в рентгеновских и телевизионных трубках, в управляющих стержнях атомных реакторов. В отличие от циркония гафний захватывает нейтроны, цирконий же, используемый в этих же реакторах, прозрачен для нейтронов. Реакторный цирконий должен содержать менее 0,01% гафния.

Ежегодное мировое производство гафния составляет 60 тонн.

ГЕРМАНИЙ – Ge

Элемент IV группы периодической системы. Название – от латинского – *Germania* – Германия. Открыт в 1886 г. немецким химиком Клеменсом А. Винклером. Предсказан Д.И. Менделеевым в 1871 г. как экасилиций.

Атомный номер 32. Атомный вес 72,59. Природный германий состоит из пяти стабильных изотопов (в %): ^{70}Ge (20,52), ^{72}Ge (27,43), ^{73}Ge (7,75), ^{74}Ge (36,54) и ^{76}Ge (7,76).

Германий – хрупкий серебристо-белый металл. Растворим в азотной кислоте. Плотность 5,326 г/см³. Температура плавления 938,3°C.

Радиус атома 1,39 А. Радиус иона Ge^{2+} 0,65 А, радиус иона Ge^{4+} 0,44 А.

Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм иона Ge^{2+} с Fe^{2+} и Zn^{2+} , и иона Ge^{4+} – с Si^{4+} и Sn^{4+} . Для Ge^{2+} отмечается также совершенный гетеровалентный изоморфизм с Ga^{3+} и несовершенный изовалентный изоморфизм с Cu^{2+} . Для иона Ge^{4+} также имеет место несовершенный гетеровалентный изоморфизм с As^{3+} и As^{5+} .

Среднее содержание германия в земной коре $1,4 \times 10^{-4}\%$. По горным породам он распределен практически равномерно.

Содержание германия в морской воде 6×10^{-5} мг/л.

Главный минерал германия – весьма редкий германит – $\text{Cu}_3(\text{Ge},\text{Fe})(\text{S},\text{As})_4$. Содержится также германий в канфельдите – $\text{Ag}_8(\text{Sn},\text{Ge})\text{S}_6$, реньерите – $(\text{Cu},\text{Fe},\text{Ge})\text{S}$, аргиродите – Ag_8GeS_6 , магнетите – Fe_3O_4 , сфалерите ZnS .

Основными промышленными типами руд, из которых добывают германий, являются полиметаллические медно-цинковые и цинковые руды, осадочные

месторождения железа и угли.

Германий широко используется в полупроводниках, в спецсплавах, в инфракрасной оптике, для измерения низких температур. Добывается как побочный продукт при очистке Zn и Cu. Германий токсичен. ПДК на Ge в воздухе – 2 мг/м³, в воде – 2 мг/л.

Ежегодное мировое производство германия составляет 80 тонн.

ЖЕЛЕЗО – Fe

Элемент VIII группы периодической системы. Название от латинского - ferrum.

Атомный номер 26. Атомный вес 55,847. Плотность 7,874 г/см³. Температура плавления 1535°C. Состоит из четырех изотопов (в %): ⁵⁴Fe (5,82), ⁵⁶Fe (91,66), ⁵⁷Fe (2,19), ⁵⁸Fe (0,33). По содержанию в земной коре стоит на 4-м месте (4,65%) – после O, Si, Al. Доисторический человек уже использовал железо. Встречается в самородном состоянии (радиус атома 1,26 Å). Устойчивы соединения двухвалентного (радиус Fe²⁺ 0,80 Å) и трехвалентного (радиус Fe³⁺ 0,67 Å) железа.

Для иона Fe²⁺ характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Ca²⁺, Mg²⁺, Mn²⁺, Zn²⁺, Ge²⁺, Ni²⁺, Co²⁺ и совершенный гетеровалентный – с Ti⁴⁺.

Для иона Fe³⁺ наблюдается как совершенный изовалентный – с Al³⁺, Cr³⁺, так и несовершенный изовалентный изоморфизм – с V³⁺, Ga³⁺, In³⁺.

Основной элемент метеоритов – в железных его 90,85, в каменных – 25%. В целом в Земле содержание железа составляет 38,8%, т. е. значительно выше, чем в земной коре – 4,65%. В ультраосновных породах железа 9,85; в основных – 8,56; в средних – 5,85; в кислых – 2,7; в осадочных – 3,33%.

Минералов железа более 300. Главными из них являются: гематит – Fe₂O₃ (70% Fe), магнетит – Fe₃O₄ (72,4% Fe), гетит – FeOOH (62,9% Fe), лепидокрокит – FeOOH (62,9%), лимонит – HFeO₂aq, сидерит – Fe(CO₃) (48,2%Fe), ильменит – FeTiO₃ (36,8% Fe), (шамозит – Fe₄Al(AlSi₃O₁₀)(OH)₆×nH₂O, тюрингит - Fe_{3,5}(Al,Fe)_{1,5}(Si_{2,5}Al_{1,5}O₁₀)(OH)₆×nH₂O.

Основными промышленными типами месторождений железа являются магнетитовые и магнезиально-магнетитовые скарны, а также железистые кварциты и связанные с этими кварцитами богатые руды железа.

Главные запасы железных руд РФ сосредоточены в Курской магнитной аномалии, в Карелии (Пудожское), на Урале (Качканарское, Первоуральское, Копанское и др.), в Забайкалье (Кручининское) и в ряде других регионов.

Концентрация железа в морской воде – 0,01 мг/л.

Во влажном воздухе железо ржавеет, образуя FeO×nH₂O. Хорошо растворяется в разбавленных кислотах и нерастворимо в щелочах. Воздействие концентрированной серной или азотной кислот дает защитную оксидную пленку. Водные растворы Fe²⁺ на

воздухе неустойчивы и железо окисляется в Fe^{3+} .

Железо наиболее важный металл и используется во всех отраслях промышленности. Мировая добыча - 700 млн. тонн ежегодно. Важный для жизни элемент – входит в состав гемоглобина, участвует в синтезе хлорофила в растениях. При нехватке железа листья желтеют, развивается хлороз растений. Некоторые соли железа ядовиты. ПДК на пыль железа 10 мг/м^3 , на окись железа 6 мг/м^3 .

Основные реакции на железо:

Для установления присутствия Fe^{3+} минерал растворяют в конц. HCl . Для сохранения от окисления иона Fe^{2+} минерал также сначала растворяют в конц. HCl , а затем добавляют Na_2CO_3 .

1. Прибавление капли роданистого аммония (NH_4CNS) вызывает интенсивное кроваво-красное окрашивание раствора, содержащего ионы Fe^{3+} , в присутствии этого иона раствор приобретает интенсивную синюю окраску от прибавления крупинки железистосинеродистого калия - $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.

2. Солянокислый раствор минерала, содержащего ионы Fe^{2+} , при прибавлении железосинеродистого калия – $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ окрашивается в густой синий цвет.

3. Сплав минерала с содой (Na_2CO_3) в восстановительном пламени дает после остывания магнитный шарик.

4. NaOH , KOH с ионом Fe^{3+} дают красно-бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, не растворимый в избытке щелочи, а с ионом Fe^{2+} образуется грязно-зеленый осадок.

5. Уксуснокислый натрий CH_3COONa с ионом Fe^{3+} дает на холоду красный раствор, при нагревании которого образуется красный осадок.

6. Роданиды аммония NH_4CNS и калия KCNS при наличии иона Fe^{3+} дают красно-бурый осадок роданового железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

ЗОЛОТО – Au

Элемент I группы периодической системы. Атомный номер 79. Атомный вес 196,96654. Плотность $19,32 \text{ г/см}^3$ (тяжелее золота только осмий, иридий и платина). По электропроводности золото занимает третье место (после серебра и меди). Температура плавления $1064,4^\circ\text{C}$. Природное золото имеет один стабильный изотоп – ^{197}Au . Известно с глубокой древности. По английски золото – gold.

Встречается в самородном состоянии (радиус атома 1,44 Å), из всех металлов наиболее пластично и ковко. Из 1 г. золота можно получить фольгу площадью в 1 м^2 . В природных соединениях проявляет валентность Au^{1+} (ионный радиус 1,37 Å) и Au^{3+} (радиус иона 0,85 Å).

Золото очень инертно – на него не действуют кислоты, как разбавленные, так и концентрированные. Растворимо в царской водке (смесь HCl и HNO_3 в соотношении 3:1), образуя золотохлористоводородную кислоту $\text{H}(\text{AuCl}_4)$. Царскую водку готовят по

мере надобности, поскольку при хранении она разлагается. Золото реагирует со всеми галогенами, наиболее энергично с бромом. Все известные комплексные соединения золота (хлоридные, бромидные, йодидные, фторидные, сульфидные и др.) сильно токсичны.

Среднее содержание золота в земной коре – $4,3 \times 10^{-7}\%$, примерно столько же его и в различных типах горных пород: в ультраосновных – 5×10^{-7} , в основных – 4×10^{-7} , в кислых – $4,5 \times 10^{-7}$, в осадочных – $1 \times 10^{-7}\%$.

В морской воде содержание золота – 4×10^{-5} мг/л.

Кроме самородного золота (Au, Ag), которое преобладает, известны и другие его промышленные минералы: электрум – (Ag, Au), калаверит – AuTe_2 , сильванит – AuAgTe_4 . Основные промышленные типы золотых месторождений связаны с кварцевыми жилами и штокверками в различных породах, с метаморфизованными конгломератами и с россыпями. Мировые запасы золота 90 тысяч тонн. Ежегодная добыча 2 тысячи тонн. Основная добыча золота производится в ЮАР, РФ, Канаде, США, Гане, Филиппинах, Новой Гвинее.

Главная роль золота – основной валютный металл. Золотые монеты сейчас нигде не обращаются. Везде используются бумажные деньги. На мировом рынке золото продают по весу в унциях. Есть русская унция – 29,86 г, есть английская (тройская) унция – 31,1035 г.

Применяется золото в электронике, для окрашивания стекла. Главный производитель золота – ЮАР (месторождение Витватерсранд – Witwatersrand), дает практически половину всей мировой добычи. Глубина некоторых шахт достигла 3,8 км (на такой глубине температура в забоях составляет 55°C). Среднее содержание золота в этом разрабатываемом подземным способом месторождении – около 8 г/т. Запасы Au оцениваются в 60 тысяч тонн. Кроме золота, в этом месторождении содержится уран (среднее содержание U = 0,02%).

За все время эксплуатации в ЮАР добыто около 40 тысяч тонн золота – треть всей мировой добычи.

Для золота и изделий из него в РФ и в ряде стран установлены пробы, которые показывают количество золота в 1000 весовых частях металла. Поскольку золото мягкое (его твердость по шкале Мооса всего 2,5), то для придания изделиям твердости и нужного цвета (желтого, красного, белого, зеленого, розового) делают сплав (лигатуру) золота с другими металлами – Ag, Cu, Pd, Ni, Zn, Cd и т. д. Российским законодательством установлены следующие пробы на золото: 958, 750, 583(585), 500, 375. Сплав золота с пробой 375 широко использовался во время Великой Отечественной войны. Так называемое ювелирное «белое» золото есть сплав из 80% Au и 20% Pd.

Такие необычные цифры проб обусловлены следующим. До 1983 г в США, Англии, Испании, Швейцарии была в ходу каратная система проб. Карат – это условная единица. Чистый, (100%) металл имел пробу в 24 карата. Эта проба соответствовала старой русской пробе в 96 золотников. Использовались пробы в 23, 22, 21, 18, 14, 12, 9 и

8 каратов. Поэтому, например, пробе в 14 карат соответствовала проба 56 в золотниках и 583 в метрической системе.

В России до 1927 г была золотниковая система проб и на золотые изделия ставилась проба из расчета 96 частей чистого металла (на основе русского фунта, весившего 409,51241 г, или 96 золотников). Поэтому 100% вес благородного металла выражался числом 96. Проба 583 соответствует старой пробе 56. Золотой рубль был эквивалентен по весу 0,774235 г Au. На монетах чеканилось содержание благородного металла в золотниках, один золотник весил 4,266 г.

Кондиция на россыпное золото - 0,5 г/т (для дражных полигонов – 0,2 г/т), кондиция на рудное золото, которое добывается подземным способом – 5 г/т. Различают тонкодисперсное (до 10 мкм), пылевидное (5-10 мкм), мелкое (0,05-2 мм) и крупное (свыше 2 мм, в том числе самородки) золото. Самородок должен весить больше 1 г. Налажено производство сусального золота (сусаль) – это пленки золота, наклеиваемые на изделия в декоративных целях

Законом РФ также в обязательном порядке установлена обязательная сдача государству добытых из недр, полученных из вторичного сырья, поднятых и найденных драгоценных металлов, а также и драгоценных камней.

Основные реакции на золото:

1. Сплав на угле с содой (Na_2CO_3) дает королек золота, который нерастворим в кислотах и очень ковок.

2. Раствор в царской водке осторожно выпаривают досуха, добавляют немного воды и несколько капель 5% солянокислого раствора двуххлористого олова ($\text{Sn} + \text{конц. HCl}$). При наличии золота образуется красный осадок коллоидного золота. При растворении осадка в аммиаке раствор становится пурпурно-красным (кассиев золотой пурпур).

3. При содержании в породе золота не менее 2 г/т, растертый образец заливают обычной продажной спиртовой настойкой йода (5 – 10 мл) и осторожно кипятят под тягой, потому что выделяются бурые пары йода. При обесцвечивании раствора йод добавляют снова и продолжают кипячение. При этом золото переходит в раствор. Затем на нагреваемый снизу фаянсовый бисквит (или осколок обычной тарелки) капают каплю в каплю полученным раствором. При вышеуказанной концентрации золота в породе на бисквите образуется желтое (золотое) пятно.

4. Нагревают в пробирке минерал с 5-ти кратным количеством смеси, состоящей из 3-х частей хлористого аммония NH_4Cl и 1-й части азотнокислого аммония NH_4NO_3 (твердая царская водка). Затем к небольшой части этой пожелтевшей прогретой смеси, помещенной на фаянсовый или фарфоровый бисквит, добавляют немного сернокислого бензидина, и эта смесь растирается. При наличии золота появляется темно-синяя окраска, которая усиливается, если добавить уксуснокислого натрия CH_3COONa и снова растереть. Это самая надежная реакция на золото.

ИНДИЙ – In

Элемент III группы периодической системы. Назван по яркой синей (цвета индиго) линии в его спектре. Открыт в 1863 г. немецкими химиками Фердинандом Рейхом и Иеронимусом Рихтером.

Атомный номер 49. Атомный вес 114,82. Природный индий состоит из двух изотопов: стабильного ^{113}In (4,28%) и радиоактивного ^{115}In (95,72%), с периодом полураспада 6×10^{14} лет.

Индий – очень мягкий, легкоплавкий, серебристо-белый металл. Растворим в кислотах. Плотность $7,31 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $156,78^\circ\text{C}$. Радиус атома 1,66 А. Радиус иона In^{3+} 0,92 А.

Наблюдается несовершенный изовалентный изоморфизм индия с ионами Ga^{3+} , Fe^{3+} , Bi^{3+} и совершенный гетеровалентный – с Zn^{2+} . Отмечается также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Cd^{2+} и Sn^{4+} .

Среднее содержание индия в земной коре $2,5 \times 10^{-5}\%$. Больше всего индия в основных и кислых породах – $(2-3) \times 10^{-5}\%$. В ультраосновных породах его на порядок меньше, в осадочных – $5 \times 10^{-6}\%$.

Содержание индия в морской воде менее 0,02 мг/л.

Главные самостоятельные минералы индия джалиндит – $\text{In}(\text{OH})_3$, рокезит – CuInS_2 , и индит – In_2S_3 . Изредка встречается и самородный индий. Основным поставщиком индия – сфалерит ZnS . Добывают индий также из касситерита (деревянистое олово, скрытокристаллический касситерит – SnO_2), халькопирита – CuFeS_2 , станнина – $\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$.

Основными промышленными типами руд, из которых добывают индий, являются оловянные, медноколчеданные и колчеданно-полиметаллические месторождения.

Индий используется в полупроводниках, в подшипниках, в легких сплавах. Ежегодное мировое производство индия – 75 тонн.

Соединения индия ядовиты. Токсическая доза 30 мг. Летальная доза 200 мг. ПДК на окись индия 4 мг/м^3 .

ИНЕРТНЫЕ ГАЗЫ (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Элементы VIII группы периодической системы.

Английское inert gasses – благородные, редкие газы. Сюда относятся гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn. Это группа одноатомных газов, без запаха и цвета. Они весьма инертны, поскольку у них полностью заполненная электронами внешняя электронная оболочка (у He 2 электрона, у других 8).

Присутствуют в горючих природных газах (в основном гелий), в воде и в нефти, но главный поставщик их – воздух, в 1 м^3 которого содержится 9,4 л инертных газов, в

том числе 9,3 л Ar, 18,2 мл Ne, 5 мл He, 1 мл Kr и только 0,08 мл Xe. Радон является продуктом распада урана и тория. Гелий из-за своей малой плотности вместе с водородом теряется Землей в космическое пространство, остальные инертные газы остаются в Земной атмосфере.

Для Xe, Kr, Rn получено много различных химических соединений, так что название инертные газы сейчас не отражает их химические свойства. В атомной промышленности для радиоактивных изотопов инертных газов применяют термин РБГ – радиоактивные благородные газы.

ГЕЛИЙ – He. Название - от греческого –helios – Солнце. Газ без запаха и цвета. Открыт в 1895 г. химиками Уильямом Рамзаем (англичанин) и Пер-Теодором Клеве и Н.А.Ланге (шведы). Сначала гелий был открыт в спектре Солнца в 1881 г. итальянским ученым Пальмиери.

Атомный номер 2. Атомный вес 4,002602. Природный гелий состоит практически из одного стабильного изотопа: ^4He (99,99987%). Отмечается весьма малое количество изотопа ^3He (0,00013%). Это самый редкий из всех стабильных изотопов. Радиус атома гелия 1,22 А. Гелий, образующийся при распаде урана, отличается по своему изотопному составу от атмосферного гелия. Ядра атомов гелия – это α -частицы.

Гелий неактивен. Плотность газообразного гелия 0,178 г/л. Температура плавления $-269,7^\circ\text{C}$ при давлении в несколько десятков атмосфер (при нормальном давлении не отвердевает), температура кипения – $-268,93^\circ\text{C}$.

Наличие гелия отмечается в берилле, монаците, сподумене, сфене, цирконе, в подземных водах и в нефтях. Добывается он из природных газов.

Содержание гелия в морской воде $5 \times 10^{-6}\%$.

Земные недра и земная атмосфера бедны гелием, но во Вселенной на его долю приходится 23% космической массы (на долю водорода – 76%, а на все остальные элементы – всего лишь 1%).

Используется гелий в аэростатах, для создания инертной атмосферы, при изучении низкотемпературных явлений, для глубоководных водолазных работ. Гелий проникает через стекло, через многие металлы, за исключением железа и платиноидов.

Гелий - легкий газ и вместе с водородом уходит из земной атмосферы в космос.

Ежегодное мировое производство гелия составляет 4,5 тысячи тонн.

НЕОН – Ne. Название от греческого neos – новый. Открыт английскими учеными Уильямом Рамзаем и Морисом Уильямом Траверсом в 1898 г. в легкой фракции жидкого воздуха.

Атомный номер 10. Атомный вес 20,179. Состоит из трех стабильных изотопов (в %): ^{20}Ne (90,92), ^{21}Ne (0,257), ^{22}Ne (8,82). Радиус атома 1,6 А. Кларк Ne в земной коре $5 \times 10^{-7}\%$.

Плотность неона 0,900 г/м³, он тяжелее гелия в 5 раз. Твердый неон получают путем откачки его паров над жидким неоном. Температура плавления $-248,49^\circ\text{C}$, температура кипения $-246,08^\circ\text{C}$. При температуре жидкого водорода из смеси He и Ne

выделяются кристаллы чистого Ne, а гелий отгоняется.

В воде неон растворим плохо, его содержание в морской воде 0,0001 мг/л.

Концентрация неона в радиоактивных минералах из-за радиоактивного распада повышается, и сам неон имеет другое соотношение изотопов, чем в воздухе (в этих минералах отношение $^{22}\text{Ne}:^{20}\text{Ne}$ превышает в 50 раз аналогичное отношение изотопов неона в воздухе, а отношение $^{21}\text{Ne}:^{20}\text{Ne}$ – в 400 раз). В то же время в силикатах отношение $^{21}\text{Ne}:^4\text{He}$ постоянно.

Неон имеет интенсивный ярко-красный цвет излучения, поэтому он применяется в сигнальных лампах и в рекламах (неоновый свет). Используется неон и в криогенной технике для получения низких температур.

Баллоны с Ne-He смесью окрашивают в светло-коричневый цвет с белой надписью, баллоны с Ne окрашивают в черный цвет с желтой полосой и надписью.

АРГОН – Ar. Название - от греческого – argos – неактивный. Газ без запаха и цвета. Аргон открыт в 1894 г. английскими химиками лордом Джоном Уильямом Релеем и Уильямом Рамзаем.

Атомный номер 18. Атомный вес 39,948. Аргон – газ без цвета и запаха. Радиус атома 1,92 А. Природный земной аргон состоит из трех стабильных изотопов (в %): ^{36}Ar (0,337), ^{38}Ar (0,063) и ^{40}Ar (99,600). Образуется ^{40}Ar из ^{40}K . Период полураспада ^{40}K составляет 1,28 млрд. лет. Поэтому ясно, что в начальный период развития Земли (4,5 млрд. лет назад) изотопа ^{40}K было в 10 раз больше, чем сейчас. Сегодня в каждой тонне изверженных пород содержится 3,1 г ^{40}K .

В метеоритах из изотопов аргона преобладают ^{36}Ar и ^{38}Ar .

По соотношению изотопов $^{40}\text{Ar} : ^{40}\text{K}$ и $^{40}\text{Ar} : ^{36}\text{Ar}$ определяют возраст горных пород.

Содержание аргона в воздухе 1,286 вес. %, в морской воде – 0,6 мг/л. Плотность газообразного аргона 1,784 г/м³. Температура плавления -189,37°C. Температура кипения -185,86°C.

Аргон встречается в минералах калия, в берилле, в канкрините, в урановой смолке.

Применяется аргон для создания инертной атмосферы, в лампах накаливания (используется смесь из 86% Ar и 14% N₂) дает сине-голубой свет, используется также при электросварке, в высокотемпературной металлургии.

Добывается аргон из сжиженного воздуха. Ежегодное мировое производство аргона составляет 70 тысяч тонн.

Аргон тяжелее воздуха, поэтому в атмосфере аргона можно задохнуться.

КРИПТОН Kr. Название от греческого kryptos – скрытый (из-за трудностей его получения). Открыт в 1898 г англичанами Уильямом Рамзаем и Морисом Уильямом Траверсом в высококипящих фракциях жидкого воздуха.

Атомный номер 36. Атомный вес 83,80. Имеет 6 стабильных изотопов (в %): ^{78}Kr (0,354), ^{80}Kr (2,27), ^{82}Kr (11,56), ^{83}Kr (11,55), ^{84}Kr (56,90), ^{86}Kr (17,37).

При радиоактивном распаде ^{238}U образуется криптон с иным, чем в атмосфере, соотношением изотопов: ^{83}Kr (2,9%), ^{84}Kr (11,9%), ^{86}Kr (85,2%). Образуется криптон и при распаде ^{235}U . В метеоритах (хондритах и ахондритах) соотношение изотопов криптона ^{78}Kr : ^{80}Kr : ^{82}Kr : ^{83}Kr также отличается от земного.

Образуется ^{82}Kr и при распаде изотопа ^{82}Se , причем его избыток в селеновых минералах может достигать до 500%.

Поэтому по соотношению изотопов криптона определяют возраст минералов и метеоритов.

Плотность криптона $3,745 \text{ г/м}^3$. Температура плавления $-157,1^\circ\text{C}$, температура кипения $-153,35^\circ\text{C}$. Радиус атома $1,98 \text{ \AA}$. Содержание в морской воде $0,0003 \text{ мг/л}$.

Криптон выделяется из некоторых минералов. Он хорошо растворим в жидкостях. При действии электрических разрядов дает соединения с фтором. Реагирует также с водой, сероводородом, оксидами серы, фенолом и другими органическими и неорганическими соединениями.

В 1960 г. принят международный эталон метра – метр, это $1650763,73$ длина волны в вакууме излучения, соответствующее оранжевой линии изотопа ^{86}Kr .

Криптон применяется в электровакуумной технике, в световых лампах. Есть “атомные” лампы, в которых используется радиоактивный изотоп ^{85}Kr ($T_{1/2}=10,72$ года). От радиоактивного воздействия этого изотопа криптона светится специальный состав, наносимый на внутреннюю поверхность лампы.

КСЕНОН – Xe. Название от греческого xenos – чужой (открыт как примесь к криптону). Открыт в 1898 г. английскими учеными Уильямом Рамзаем и Морисом Уильямом Траверсом.

Атомный номер 54. Атомный вес $131,29$. Состоит из 9 стабильных изотопов (в %): ^{124}Xe (0,096), ^{126}Xe (0,090), ^{128}Xe (1,92), ^{129}Xe (26,44), ^{130}Xe (4,08), ^{131}Xe (21,18), ^{132}Xe (26,89), ^{134}Xe (10,44) и ^{136}Xe (8,87).

Плотность ксенона $5,851 \text{ г/м}^3$. Температура плавления $-111,8^\circ\text{C}$, температура кипения $-108,1^\circ\text{C}$. Содержание в морской воде $0,0001 \text{ мг/л}$.

В природных условиях соединений ксенона с другими элементами нет. Однако в лабораторных условиях ксенон может окисляться до Xe^+ , Xe^{2+} , Xe^{4+} , Xe^{6+} и Xe^{8+} . Получены соединения ксенона с рубидием, кислородом, фтором, платиной, рутением, родием, плутонием. Получен его высший окисел XeO_4 .

Раньше инертные газы относили к нулевой группе периодической системы Д. И. Менделеева, но именно способность ксенона давать соединения со многими другими химическими элементами дала основание выделить их в отдельную VIII группу периодической системы.

Изотопный состав ксенона атмосферы и ксенона из земной мантии одинаков. При распаде ^{238}U образуются изотопы ^{131}Xe , ^{132}Xe , ^{134}Xe , ^{136}Xe , при распаде ^{235}U добавляется изотоп ^{129}Xe .

В минералах теллура из ^{130}Te образуется ^{130}Xe .

Применяют ксенон в светотехнике – ксеноновые лампы дают очень яркий белый свет со слабым желтоватым оттенком. Ксенон поглощает рентгеновское излучение. Используется он и в медицине.

РАДОН – Rn. Название от радия, поскольку почти все изотопы радона есть дочерние продукты распада изотопов радия. Открыт в 1900 г. немецким ученым Ф. Дори и английским физиком Э. Резерфордом. Это один из самых редких элементов.

Атомный номер 86. Атомный вес 222,0176.

В природе существуют следующие изотопы радона: ^{218}Rn ($T_{1/2}=0,035$ сек.), ^{219}Rn или актинон (An , $T_{1/2}=3,92$ сек.), ^{220}Rn или торон (Tn , $T_{1/2}=54,5$ сек.) и ^{222}Rn или истинный радон ($T_{1/2}=3,83$ суток).

Актинон и торон образуются при распаде тория.

Изотопы радона распадаются с испусканием α -частиц и образуют изотопы полония Po.

Плотность радона $9,81 \text{ г/м}^3$. Температура плавления -71°C , температура кипения $-61,9^\circ\text{C}$. Жидкий радон светится фиолетово-голубым светом, твердый радон непрозрачен, потому что он сразу с поверхности покрывается продуктами радиоактивного распада. Растворим в воде, в жирных органических кислотах. Хорошо сорбируется силикагелем и углем. Радон химически малоактивен, дает соединения с фтором, фенолом, толуолом.

Rn вносит основной вклад в естественную радиоактивность атмосферного воздуха и в уровни облучения окружающей среды и человека за счет естественных источников радиации. Природный радон образуется в радиоактивных рудах, постоянно поступает в атмосферу и в гидросферу. Среднее содержание Rn в атмосфере $6 \times 10^{-18}\%$. Больше всего радона у поверхности Земли. В помещениях содержание радона в среднем в 5 раз выше, чем на открытом воздухе, а в подвалах – выше от 8 до 25 раз. Радон очень опасен из-за своей радиоактивности, он вызывает рак легких, особенно у шахтеров урановых рудников.

Содержание радона в морской воде оценивается величиной $6 \times 10^{-16} \text{ мг/л}$.

Добывается радон из нефтяных и подземных вод.

Применяется радон в ультрамикродозах в радоновых ваннах, которыми лечат заболевания нервной системы, кожи, сердца и сосудов. Для получения радона для ванн используют соли радия. Применяется радон и при лечении желудочных заболеваний и болезней легких.

По содержанию радона в скважинах и в приповерхностном слое воздуха оценивают наличие залежей урановых руд. На соотношениях изотопов радона и ксенона основан метод определения возраста урановых минералов. Применяют радон и для контроля герметичности трубопроводов.

Элемент VII группы периодической системы. Название - от греческого – jodes – фиолетовый (по цвету его паров). Йод открыт в 1811 г. французским химиком Бернаром Куртуа.

Атомный номер 53. Атомный вес 126,9045. Природный йод состоит из одного стабильного изотопа ^{127}J .

Радиус атома 1,36 А. Радиус иона J^- 2,16 А. Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм иона J^- с Br^- и несовершенный изовалентный - с ионом Cl^- .

Йод - твердый, блестящий, черный неметалл, единственный твердый галоген. Легко испаряется. Плотность $4,94 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $113,5^\circ\text{C}$ – при быстром нагреве, при медленном нагреве йод возгоняется при температуре $184,35^\circ\text{C}$.

Легко растворим в бензине, керосине, спирте, хлороформе, эфире.

Кларк йода в земной коре 0,00005%. Йод очень рассеян и практически он присутствует везде. Содержание J в морской воде 0,06 мг/л.

Самостоятельные минералы йода встречаются редко. Это бромирит AgBr , йодирит AgJ , йодобромит $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br}, \text{J})$, лаутарит $\text{Ca}(\text{JO}_3)_2$. Основными промышленными поставщиками йода являются залежи селитры, морские воды и водоросли и подземные воды нефтяных и газовых месторождений.

Йод весьма важный для жизни элемент. При его недостатке нарушается обмен веществ, замедляется рост, развивается глухота и образуется зоб. Главный потребитель J – медицина. Йод применяется как дезинфицирующее вещество, его добавляют в пищу при недостатке йода в продуктах питания, используется йод как краситель, как катализатор, в фотографии, в электролампах. Добывается йод из рассолов, из морских водорослей. В тонне сухой морской капусты – до 5 кг йода.

Ежегодное мировое производство J составляет 12 тысяч тонн.

При атомных взрывах и атомных авариях в атмосферу выбрасывается большое количество радиоактивного йода ^{131}J (период полураспада 8,04 суток). Этот йод сразу действует на щитовидную железу.

В результате Чернобыльской катастрофы выброшенный из взорвавшегося реактора радиоактивный йод поразил персонал ЧАЭС и окрестное население. Поскольку Полесье в районе р.Припять и р.Десна является эндемичным районом по йоду (в почвах его мало), то этот радиоактивный йод привел к развитию детского рака щитовидной железы.

Профилактика против радиоактивного йода – немедленный прием внутрь таблеток KJ или 2-3 капли (но не больше) обычной спиртовой настойки йода на стакан воды или молока. В северных районах продается йодированная соль.

Избыток йода вреден, токсичная доза – 2 мг J , летальная доза – 2 – 3 г. ПДК для J – 1 мг/м^3 .

Основные реакции на йод:

1. Порошок минерала растирается с сульфатом свинца PbSO_4 . Добавка капли воды – появляется желтая окраска – образуется йодид свинца – желтый PbJ_2 .

2. В закрытой трубке нагревают порошок минерала с галенитом – PbS. Получается желтый возгон PbJ_2 (горячий возгон имеет темно-оранжевый цвет).

3. В разбавленном растворе азотнокислого серебра $AgNO_3$ образуется белый осадок AgJ , нерастворимый в аммиаке (отличается этим от $AgCl$ и $AgBr$).

4. При нагреве в закрытой трубке соединений J в смеси с кислым сернокислым калием $KHSO_4$ образуются фиолетовые пары йода.

5. Сплавляют в петле платиновой проволоочки CuO с какой-нибудь фосфорной солью. К горячему сплаву добавляют минерал йода и прокаливают. Пламя при этом окрашивается в ярко-зеленый цвет.

КАДМИЙ – Cd

Находится во II группе периодической системы. Название от латинского *cadmia* – цинковая руда. Атомный номер 48. Атомный вес 112,41. Это серебристо-белый, с синеватым отливом мягкий металл. Плотность $8,65 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $321,1^\circ\text{C}$. Растворяется в кислотах, тогда как в щелочах нерастворим. Открыт в 1817 г. немецким химиком Фридрихом Штроемeyerом.

Природный кадмий состоит из 8 стабильных изотопов (в %): ^{106}Cd (1,225), ^{108}Cd (0,875), ^{110}Cd (12,39), ^{111}Cd (12,75), ^{112}Cd (24,07), ^{113}Cd (12,26), ^{114}Cd (28,86), ^{116}Cd (7,58).

Радиус атома 1,56 А. Проявляет валентность Cd^{2+} (радиус иона 0,99 А). Для кадмия характерен совершенный изовалентный изоморфизм с ионом Zn^{2+} и несовершенный изовалентный изоморфизм с Mn^{2+} и Hg^{2+} . Наблюдается также несовершенный гетеровалянтный изоморфизм с In^{3+} .

Кларк кадмия в земной коре $1,3 \times 10^{-5}\%$. В ультраосновных породах его $5 \times 10^{-6}\%$, в основных – $1,9 \times 10^{-5}\%$, в средних и в кислых – по $1 \times 10^{-5}\%$, в осадочных – $3 \times 10^{-6}\%$.

Содержание кадмия в морской воде 0,0001 мг/л.

Основные минералы кадмия – гринокит - CdS , отавит – CdCO_3 , монтепонит – CdO . Как изоморфная примесь входит в минералы цинка, в основном в сфалерит, и в смитсонит. Добывается кадмий из цинковых месторождений.

Получают кадмий из продуктов переработки цинковых, свинцово-цинковых и медно-цинковых руд. Используется кадмий в качестве гальванического покрытия, в аккумуляторах, в различных сплавах, в полупроводниках и в люминофорах. Входит он и в состав пигментов. Ежегодное мировое производство кадмия около 15 тысяч тонн.

Соединения кадмия ядовиты, особенно пары его окиси – ПДК $0,05 \text{ мг/м}^3$. ПДК в воде – 0,01 мг/л. Отравление кадмием вызывает изменение костной ткани, протеинурию (белок в моче), заболевание почек, рак предстательной железы.

Токсическая доза: 3 - 330 мг, летальная доза – около 10 г.

В геологии используется раствор йодистого кадмия (CdJ_2) для выделения из образцов осадочных пород спор и пыльцы растений.

Основные реакции на кадмий:

1. К порошку минерала добавляется кислый сернокислый калий KHSO_4 , смесь слабо увлажняют (можно дыханием). Добавляется реактив, состоящий из 1 части сульфата меди CuSO_4 , 10 частей железистосинеродистого калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 20 частей сегнетовой соли $\text{KNa}_4\text{H}_6\text{O}_6$, а затем смесь хорошо растирается. После добавления капли раствора аммиака появляется сиреневая окраска, хорошо заметная после слабого нагревания.

2. От сульфида натрия Na_2S при растирании с минералом кадмия получается желтый цвет. Мешают Fe, Co, Ag, Ni, Pb, Bi, Cu, которые тоже образуют с Na_2S окрашенные сульфиды.

3. При сплавлении на угле с тремя объемами соды Na_2CO_3 кадмий улетучивается и дает красновато-бурый налет CdO . Вдали от пробы налет желтый с радужный отливом.

4. При растворении гринокита в кислотах выделяется сероводород.

КАЛИЙ – К

Находится в I группе периодической системы. Атомный номер 19. Атомный вес 39,0983.

Название от латинского kalium. Открыт в 1807 г английским химиком Хемфри. Дэви.

Калий – мягкий, серебристо-белый, легкий металл, бурно реагирует с водой. Плотность $0,8629 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $63,51^\circ\text{C}$. Хранят калий в бензине или в керосине.

Состоит из трех изотопов (в %): ^{39}K (93,1081), ^{40}K (0,0118), ^{41}K (6,7882).

Радиоактивный изотоп ^{40}K был очень важным источником глубинного тепла на ранней стадии эволюции Земли, его период полураспада 1,28 млрд. лет.

Радиус атома 2,36 А, радиус иона K^+ 1,33 А.

Для K^+ наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм с Cs^+ , Rb^+ , Tl^+ и несовершенный – с Na^+ . Характерен также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} , Ca^{2+} и ΣCe^{3+} .

Кларк калия 2,5% - по распространенности в земной коре занимает 7-е место после O_2 , Si, Al, Fe, Ca, Na. Содержание К в ультраосновных породах – 0,03, в основных – 0,83, в средних – 2,3, в кислых – 3,34, в осадочных – 3,34%. Больше всего калия в щелочных породах агпайтового ряда.

Калий входит в состав очень многих минералов, но его главные промышленные минералы – сильвин KCl , карналлит $\text{KMgCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$, калиевая селитра KNO_3 , полигалит $\text{K}_2\text{MgCa}_2[\text{SO}_4]_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$, каинит $\text{KMg}[\text{SO}_4]\text{Cl} \times 3\text{H}_2\text{O}$. Эти минералы образуются в конечную фазу галогенеза, после выпадения в осадок основной массы галита.

Содержание калия в морской воде 380 мг/л. Такое низкое (по сравнению с натрием), содержание калия объясняется его вхождением в состав глинистых минералов – иллитов, входит калий в состав глауконитов, потребляется он микроорганизмами (он входит в состав тканей).

Используется калий при производстве удобрений (более 95%), в различных химикатах и для получения стекла. Вместе с натрием используется в качестве теплоносителя в атомных реакторах.

Ежегодное мировое производство - около 50 млн. тонн солей калия.

Токсическая доза калия в растворах 6 г, летальная доза 14 г.

ПДК на K_2CO_3 в воздухе 2 мг/м³.

Основные реакции на калий:

1. Соли калия окрашивают пламя в фиолетовый цвет, видимый через синее стекло.

2. Растирают минерал с кобальтгексанитритом натрия и свинца – $Na_2Pb[Co(NO_2)_6]$. Смесь слегка увлажняют. При наличии калия появляется желтая окраска. Реактив приготавливают, растирая в ступке равные количества нитрита натрия ($NaNO_2$), сульфата кобальта ($CoSO_4$) и сульфата свинца ($PbSO_4$), а затем просушивают получившуюся кирпично-красную смесь.

3. Растирают совместно азотнокислым висмутом $Bi(NO_3)_3$ и серноватистокислым натрием $Na_2S_2O_3$. Затем добавляют минерал калия и растирают вновь. Должна быть ярко-желтая окраска.

КАЛЬЦИЙ – Ca

Находится во II группе периодической системы. Название от латинского *calx* – известь. Атомный номер 20. Атомный вес 40,078. Это серебристо-белый пластичный легкий металл. Плотность 1,54 г/см³. Температура плавления 842°C. Открыт английским химиком Хемфри Дэви в 1808 г.

Состоит из 6 стабильных изотопов (в %): ^{40}Ca (96,997), ^{42}Ca (0,647), ^{43}Ca (0,145), ^{44}Ca (2,066), ^{46}Ca (0,003), ^{48}Ca (0,185).

Радиус атома Ca 1,97 А, радиус иона Ca^{2+} 1,04 А. В минералах кальция, которых многие сотни (силикаты, карбонаты, сульфаты, фосфаты и др.), проявляется совершенный изовалентный изоморфизм со Sr^{2+} и Ba^{2+} и несовершенный – с Mg^{2+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} . Характерен также совершенный гетеровалентный изоморфизм с Na^+ , TR^{3+} , Th^{4+} и несовершенный с Zr^{4+} и U^{4+} .

Кларк кальция в земной коре 3,96% (5-е место после O_2 , Si, Al, Fe). Содержание Ca в ультраосновных породах - 0,70, в основных – 6,72, в средних – 4,65, в кислых – 1,58, в осадочных – 2,53%.

В морских бассейнах кальций отлагается в виде известняков и доломитов.

Главные минералы – кальцит CaCO_3 , доломит $\text{CaMg}[\text{CO}_3]_2$, гипс $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$. Содержание кальция в морской воде 400 мг/л.

Применяется кальций в антифрикционных сплавах, в качестве поглотителя серы в нефти, как восстановитель в получении Zr, Th, U, V, Cr и РЗЭ (редкоземельные элементы – TR, куда входят скандий, иттрий и группа лантаноидов). Известь – CaO широко используется в химической промышленности, в строительстве, в металлургии. Ежегодное мировое производство кальция порядка 2 тысяч тонн, тогда как производство CaO достигает 110 млн. тонн.

Важный для жизни элемент. ПДК на окись кальция 1 мг/м³.

Основные реакции на кальций:

1. Отдельные минералы кальция, после смачивания соляной кислотой, окрашивают пламя в кирпично-красный цвет, которое через зеленое стекло имеет зеленый цвет. Пламя у Li и Sr имеет более интенсивный красный цвет.

2. Добавка разбавленной серной кислоты к солянокислому раствору минерала дает осадок гипса. Этот гипс растворяется при разбавлении раствора водой и кипячении.

3. Оксалат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ дает с ионом Ca^{2+} белый осадок оксата кальция CaC_2O_4 , растворимый в минеральных кислотах, но нерастворимый в уксусной кислоте. Мешают барий, стронций.

4. Двухзамещенный фосфат натрия Na_2HPO_4 дает белый осадок CaHPO_4 , растворимый во всех кислотах.

5. Поместив на предметное стекло каплю раствора соли кальция, добавляют каплю 2 н. серной кислоты, затем слегка нагревают до появления крупных кристаллов гипса, которые имеют форму длинных игл или пластинок. У аналогичных кристаллов сульфатов бария и стронция, которые могут также выпасть в осадок по этой реакции, кристаллы очень мелкие.

6. К капле слабощелочного раствора минерала на часовом стекле добавляют раствор железосинеродистого аммония $(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и каплю этилового спирта. Образуется белый кристаллический осадок.

КИСЛОРОД – О

Элемент VI группы периодической системы. Название - от греческого –oxugenes– образующий кислоты. Газ без запаха и цвета. Открыт в 1774 г. химиками Джозефом Пристли (англичанин) и Карлом Вильгельмом Шееле (швед).

Атомный номер 8. Атомный вес 15,9994. Природный кислород состоит из трех стабильных изотопов (в %): ^{16}O (99,759) ^{17}O (0,0374) и ^{18}O (0,2039).

Радиус атома 0,60 А. Радиус иона O^{2-} 1,36 А. Наблюдается несовершенный изовалентный изоморфизм с ионом S^{2-} и совершенный гетеровалентный - с ионами F^- , Cl^- и OH^- .

Плотность газообразного кислорода $1,42897 \text{ г/м}^3$. Плотность жидкого кислорода $1,142 \text{ г/л}$. Существует в виде молекулы O_2 . Температура плавления $-218,6^\circ\text{C}$, температура кипения $-182,96^\circ\text{C}$. Жидкий кислород имеет светло-голубой цвет. Озон (O_3) в жидком состоянии темно-синий, с фиолетовым оттенком. И газообразный озон имеет синий цвет.

Кислород входит в состав окислов и гидроокислов, карбонатов, фосфатов, сульфатов, нитратов, боратов, силикатов и является одним из главных компонентов воздуха. Среднее содержание кислорода в земной коре $47,0\%$. В ультраосновных породах его 42% , в основных – 43% , в средних – 46% , в кислых – $48,7\%$ и в осадочных – $52,8\%$.

Содержание кислорода в морской воде 857 г/л .

Весьма реакционноспособен. Не реагирует лишь с He, Ne, Ar, Kr. Хорошо растворим в воде.

Кислород - важнейший для жизни элемент. Входит в молекулу ДНК. Кислород широко используется в медицине, металлургии, химической промышленности. Пропитка жидким кислородом любого горючего материала (вата, хлопок, опилки) дает мощное взрывчатое вещество.

Добывается из сжиженного воздуха. Ежегодное мировое производство кислорода составляет 100 млн. тонн .

Озон токсичен. ПДК – $0,1 \text{ мг/м}^3$. Слой атмосферного озона защищает жизнь на Земле от жесткого ультрафиолетового излучения Солнца.

Определить наличие кислорода в минерале можно, если в закрытую стеклянную трубку положить пиролюзит – MnO_2 , а сверху на него поместить тлеющий уголек и затем трубку нагревать, то уголек вспыхивает от выделяющегося кислорода.

КОБАЛЬТ – Co

Элемент VIII группы периодической системы. Название происходит от немецкого kobold – гном, домовый. Атомный номер 27. Атомный вес $58,9332$. Это серебристо-белый, с красноватым оттенком металл. Плотность $8,9 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 1494°C . Состоит из одного стабильного изота ^{59}Co . Получен впервые в 1735 г. шведским химиком Георгом Брандтом.

Атомный радиус кобальта $1,25 \text{ А}$, радиус ионов Co^{2+} - $0,78 \text{ А}$ и Co^{3+} - $0,64 \text{ А}$.

Для иона Co^{2+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{2+} и Ni^{2+} , а также несовершенный изовалентный с Mg^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} и Zn^{2+} .

Среднее содержание кобальта в земной коре – $0,0018\%$. В ультраосновных породах его $0,02$, в основных – $0,0045$, в средних – $0,001$, в кислых – $0,0005$, в осадочных – $0,002\%$.

Содержание кобальта в морской воде составляет $0,0001 \text{ мг/л}$.

Главные минералы кобальта – линнеит - Co_3S_4 , кобальтин - $(\text{Co},\text{Fe})\text{AsS}$, саффлорит - CoAs_2 , скуттерудит - CoAs_3 , шмальтин - $(\text{Co},\text{Ni})\text{As}_3$, эритрин - $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 \times 8\text{H}_2\text{O}$, гетерогенит - CoOOH . В качестве изоморфной примеси кобальт содержится в пирите, пирротине, пентландите, халькопирите, арсенопирите.

Применяется кобальт в основном в качестве добавки в спецстали, обладающими хорошими жаропрочными, магнитными, антикоррозийными и прочностными свойствами. Входит он и в состав катализаторов, эмалей, красок, керамики и специального стекла.

Среди руд кобальта выделяют сернистые, мышьяковые и окисленные.

Среди сернистых кобальтовых руд выделяют магматические медно-никелевые кобальтсодержащие руды (главный носитель кобальта – пентландит (до 3%Co, а также платиноиды, золото, серебро)), скарновые и гидротермальные (главный кобальтсодержащий минерал – пирит - до 1% Co вместе с Ni, Au, Ag, Bi, Se, Te, Ge, In, Cd). Перед плавкой сернистые руды предварительно обогащают.

В мышьяковых рудах главные минералы кобальта – скуттерудит, саффлорит–леллингит (непрерывный изоморфный ряд $\text{CoAs}_2\text{--FeAs}_2$), кобальтин, Co-содержащий герсдорфит (NiAsS), арсенопирит с изоморфным кобальтом (FeAsS). В мышьяковых кобальтовых рудах присутствуют также Cu, Au, Ag, Bi, U. Перерабатывают эти руды в автоклавном процессе.

Среди окисных руд, развитых в коре выветривания ультраосновных пород и в зоне окисления медистых песчаников, содержащих первичные минералы кобальта, выделяются гидроксиды и карбонаты кобальта. Руду чаще всего обогащают и затем перерабатывают пирометаллургическими методами.

Главные месторождения кобальта в России – Норильский район, Кольский п-ов, Урал, Тува. Ежегодная мировая добыча кобальта около 20 тысяч тонн. Главные производители – Заир, Замбия, Австралия, Канада, Индонезия.

Важный для жизни элемент - входит в состав витамина B_{12} . Нехватка кобальта в пище приводит к похуданию животных, в крови резко снижаются гемоглобин и количество эритроцитов – развивается «сухотка» животных – акогоальтоз.

Некоторые соединения кобальта ядовиты – токсичная доза 500 мг. ПДК для кобальтовой пыли $0,1 \text{ мг/м}^3$, для воды – 1 мг/л.

Основные реакции на кобальт:

1. Если подействовать на нейтральный или слабокислый раствор кобальтового минерала ртутно-родановой солью - тетрароданмеркуриатом аммония $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$, то при наличии Co выпадают темно-синие звездчатые агрегаты тетрароданмеркуриата кобальта $\text{Co}[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$, растворимые в избытке кислоты. Ртутно-родановая соль готовится, растворяя в 100 мл воды 8 г **хлорной ртути HgCl_2 (ядовита)** и 9 г роданистого аммония NH_4CNS .

2. Из горячего уксуснокислого раствора под действием азотистокислого калия KNO_2 выпадают желтые кубы и неправильные октаэдры $\text{K}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

3. Стекло с бурой ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) или с фосфорной солью (например с $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) имеет синюю окраску. При наличии в минерале никеля или меди сплав вынимают из петли платиновой проволоочки и сплавляют его на угле обязательно в сильном восстановительном пламени, чтобы и никель и медь восстановились до металлов. Тогда синяя окраска от кобальта становится хорошо заметной.

4. Порошок минерала смешивается и нагревается в фаянсовом или фарфоровом тигле с 5-ю объемами твердой царской водки (смесь из одной части NH_4Cl и трех частей NH_4NO_3). Через несколько минут появляется синяя окраска.

5. Порошок минерала смешивают с небольшим количеством роданида аммония NH_4CNS и растирается. Затем капают концентрированную соляную кислоту, от которой смесь синеет. При наличии в минерале железа образуется родановое железо $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ красно-бурого цвета и синяя окраска подавляется этим красным цветом. Тогда добавляют тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и снова растирают. Синий цвет появляется вновь.

КРЕМНИЙ Si

Элемент IV группы периодической системы. Название от латинского *silicis* – кремнь. Открыт в 1824 г. шведским химиком Йенсом Якобом Берцелиусом.

Атомный номер 14. Атомный вес 28,0855. Плотность 2,328 г/см³. Температура плавления 1415°C.

Состоит из трех стабильных изотопов (в %): ^{28}Si (92,21), ^{29}Si (4,70), ^{30}Si (3,09).

Радиус атома 1,34 А, радиус иона Si^{4+} - 0,39 А. Для иона Si^{4+} в кристаллических решетках минералов характерно образование комплекса $[\text{SiO}_4]^{4-}$, для которого имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с комплексом $[\text{GeO}_4]^{4-}$ и сложным комплексом бора $[\text{BO}_3]^{3-}\text{OH}^-$, а также совершенный гетеровалентный изоморфизм с комплексами $[\text{CO}_3]^{2-}$, $[\text{PO}_4]^{3-}$, $[\text{AlO}_4]^{5-}$, и несовершенный гетеровалентный изоморфизм - с комплексами $[\text{SO}_4]^{2-}$ и $[\text{CrO}_4]^{2-}$.

Кларк кремния 29,0% - это второй после кислорода по распространенности элемент земной коры. В ультраосновных породах среднее содержание кремнезема около 19%, в основных – 24, в средних – 26, в кислых – 32,3, в осадочных – 23,8% (в песчаниках – 36,8, в глинах – 7,3%).

Содержание Si в морской воде – 3 мг/л.

Известно более 400 минералов, содержащих Si. Примерно 12% литосферы представлена кварцем, халцедоном и опалом (все SiO_2) и 75% - различные силикаты и алюмосиликаты.

Получают кремний из кварца и из различных силикатов. Чистый кремний – полупроводник и применяется в транзисторах, термисторах, фотоэлементах (ежегодное мировое производство 5 тысяч тонн). Технический кремний и феррокремний используется в различных сплавах и в полимерах (производится более 800 тысяч тонн). Кварцевая

пыль вызывает заболевание легких – силикоз. ПДК на содержание SiO_2 в воздухе составляет 1 мг/м^3 .

Основные реакции на кремний:

1. Некоторые силикаты растворяются в кислотах. Например, к порошку нефелина (NaAlSiO_4) добавляют немного воды, потом добавляют несколько больше азотной или соляной кислоты и нагревают. При кипячении получается студенистый осадок SiO_2 .

2. Иногда при растворении некоторых силикатов кремнезем выпадает в осадок сразу в виде тонкого порошка. Осадок следует отфильтровать, а оставшийся фильтрат выпарить либо на платиновой пластинке, либо на часовом стекле – если после выпаривания появляется остаток, то это свидетельствует о наличии в фильтрате Al, Fe, Na, K, Ca или Mg. Для полной уверенности о наличии кремнезема следует растворы, полученные после обработки минерала кислотой (HNO_3 или HCl) полностью выпарить, остаток снова смочить концентрированной азотной или соляной кислотой, затем добавить горячей воды и вскипятить. Если имеется кремнезем, то он в виде порошка выпадет в осадок. Его нужно отфильтровать и прокипятить в растворе щелочи (KOH). Кремнезем при этом полностью растворится.

3. Если силикат не разлагается кислотами сразу, то минерал сначала сплавляют с тремя объемами соды Na_2CO_3 в петле платиновой проволоочки, а затем растворяют в разбавленной азотной кислоте. Потом поступают, как указано выше. Можно вместо соды взять буру ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$).

4. С фосфорной солью кремнезем сплавляется плохо, поэтому при сплавлении с ней порошка силиката получается своего рода как бы «скелет» крупинки минерала, взятого для анализа.

СКАНДИЙ (Sc), ИТТРИЙ (Y), ЛАНТАНОИДЫ

(La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yt, Lu)

В данную группу относятся элементы III группы периодической системы, и геохимически и химически очень похожие друг на друга. Различия в радиусах ионов определяют различие в геохимическом поведении этих элементов.

Эта группа элементов в литературе известна также и под другим названием – редкоземельные элементы (РЗЭ, TR - от латинского terra rara). Такое название дано потому, что в 19 веке эти элементы считались малораспространенными (фактически это не так), а «земли» идет от старого названия труднорастворимых окислов, весьма типичных для этих элементов.

Сюда относят Sc, Y, La и элементы лантаноидного семейства – Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm (иногда пишут Tu), Yt, Lu.

Обычно лантаноиды делят на подгруппу церия (La – Gd) и подгруппу иттрия (Tb – Lu). Иногда делят и на три подгруппы – лантановую (La – Nd), иттриевую (Sm – Ho) и

скандиевую (Er – Lu). Так как радиусы лантаноидов уменьшаются от La к Lu (происходит так называемое «лантаноидное сжатие»), то именно из-за этого элементы цериевой группы (TR_{Ce3+}) тесно связаны с ионами Sr^{2+} , Ba^{2+} , Th^{4+} , тогда как лантаноиды иттриевой группы (TR_{Y3+}) связаны с ионами Sc^{3+} , Mn^{2+} , Zr^{4+} . Поэтому из-за близости размеров ионных радиусов у TR_{Ce3+} наблюдается изоморфизм с Th^{4+} , а у TR_{Y3+} - с U^{4+} .

Ca^{2+} близок обеим группам TR.

Известно более 300 минералов TR, из них главные минералы лантаноидов, иттрия и скандия накапливаются в кислых и щелочных породах, в гранитных пегматитах и в карбонатитах. В ультраосновных и основных породах TR немного.

Основные минералы, в которых содержатся редкоземельные элементы:

Апатит (фосфорит) – $Ca_5[PO_4]_3(F, OH)$

Бастнезит – $Ce[CO_3]F$

Баццит – $Be_3(Al, Sc)_2[Si_6O_{18}]$

Бефанамит - $(Sc, Al)[Si_2O_7]$

Бритолит – $Ca_2TR_3[SiO_4]_3(OH)$

Вольфрамит – $(Fe, Mn)WO_4$

Гадолинит – $Y_2FeBe_2Si_2O_{10}$

Галенит – PbS

Давидит – $Fe^{2+}_2(Fe^{3+}, Ce)_2Ti_6O_{17}$

Иттриалит – $(Y, Th)_2[Si_2O_7]$

Иттропаризит – $Ca(Y, Ce, La \dots)_2[CO_3]_3F_2$

Иттрофлюорит – $(Ca, Y)F_{2-3}$

Иттроцерит - $(Ca_3, Y_2, Ce_2)F_6$

Касситерит – SnO_2

Ксенотим – $Y[PO_4]$

Лопарит – $(Na, Ce, Ca)(Ti, Nb)O_3$

Монацит – $(Ce, La)[PO_4]$

Ортит – $Ce_2Fe_2Al[SiO_4][Si_2O_7]O(OH)$

Паризит – $Ca(Ce, La)_2[CO_3]F_2$

Пирохлор – $(Na, Ca, Ce)_2(Nb, Ti)_2O_6(F, OH)$

Приорит – $(Y, Er, Ca, Th)(Ti, Nb)_2O_6$

Самарскит – $(Y, Er, Ce)_4[(Nb, Ta)_2O_7]_3$

Тенгерит - $Y_3Ca[CO_3]_4[OH]_3 \times 3H_2O$

Тортвейтит – $Sc[Si_2O_7]$

Фергюсонит – $(Y, Er, Ce, U)(Nb, Ta, Ti)O_4$

Флюоцерит – $(Ce, La)F_3$

Церианит – CeO_2

Церит – $(Ca, Y, Pr)_2[Si_2O_7] \times H_2O$

Циркон – $Zr[SiO_4]$

Черчит – $(Ce, Ca)[PO_4] \times 2H_2O$

Эвксинит – $(Y, Ca, Ce, U, Th)(Nb, Ta, Ti)_2O_6$

Скандий (Sc) – от латинского Scandia – Скандинавия, предсказан Д. И. Менделеевым в 1870 г. Открыл скандий в 1879 г. шведский химик Ларс Фредерик Нильсон. Это мягкий серебристо-белый металл с желтым оттенком. Атомный номер 21. Атомный вес 44,95591. Плотность 3,02 г/см³. Температура плавления 1541°C. Радиус атома 1,64 А. Представлен одним стабильным изотопом ⁴⁵Sc. Типичный ион – Sc³⁺ (радиус 0,83 А). Отмечается совершенный изовалентный изоморфизм с другими лантаноидами и с иттрием, несовершенный изовалентный – с Al³⁺, совершенный гетеровалентный – с Fe²⁺ и Zr⁴⁺ и несовершенный гетеровалентный – с Mg²⁺ и Hf⁴⁺.

Кларк скандия в земной коре 0,001%. Содержание в морской воде 4×10⁻⁵ мг/л. Добывается в основном из гранитных пегматитов и вольфрамитовых грейзенов. Получается при переработке бокситов и руд W, Sn, Ti, U. Главный минерал – тортвейтит, довольно редок, но более сотни минералов содержат изоморфный скандий (от 0,001 до 0,4%) – вольфрамит, бефанамит, бацит, эвксинит, давидит, самарскит, ортит, циркон, касситерит.

Скандий взаимодействует с разбавленными кислотами, на воздухе покрывается пленкой окисла, легко загорается. Почти все соли скандия хорошо растворимы. Используется в основном в легких сплавах с хорошими антикоррозионными и прочностными свойствами, в атомной технике. Мировое производство – 50 кг в год.

Иттрий (Y) - название по минералу иттербиту, найденного около шведского поселка Иттербю. Открыт в 1794 г. финским химиком Юханом Гадолиным. Иттрий – мягкий, серебристо-белый металл. Атомный номер 39. Атомный вес 88, 9059. Плотность 4,472 г/см³. Температура плавления 1528°C. Радиус атома 1,81 А. Представлен одним стабильным изотопом ⁸⁹Y. Типичный ион – Y³⁺ (радиус 0,97 А). Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм со всеми другими элементами данной группы. Также имеет место совершенный гетеровалентный изоморфизм с Ca²⁺ и U⁴⁺ и несовершенный – с Na⁺, Mn²⁺, Zr⁴⁺, Th⁴⁺.

Кларк Y в земной коре 0,002%, содержание в морской воде – 0,0003 мг/л. Добывается в основном из гранитных пегматитов, альбититов, россыпей. Известно около 70 минералов с иттрием – фергюсонит, эвксинит, галенит, ксенотим, черчит, тенгерит, гадолинит, иттриалит. Главный минерал – ксенотим.

На воздухе покрывается защитной пленкой, легко загорается. Реагирует с водой, кислотами. Используется в цветном телевидении, спецсплавах, сверхпроводниках. Вся мировая годовая добыча – 5 тонн.

Лантан (La) – название от греческого lanthanein – скрываться. Открыт в 1839 г. шведским химиком Карлом Густавом Мозандером.

Атомный номер 57. Атомный вес 138,9055. Плотность 6,162 г/см³. Температура плавления 920°C. Атомный радиус 1,87 А. Представлен двумя изотопами - ¹³⁸La (0,09%, радиоактивен) и ¹³⁹La (99,91%, стабилен).

Типичный ион – La^{3+} (радиус атома 1,03 Å). Со всеми элементами данной группы проявляет хороший изовалентный изоморфизм. С ионами Ca^{2+} , Th^{4+} , U^{4+} наблюдается совершенный гетеровалентный изоморфизм, с ионами K^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} – несовершенный.

Лантан – мягкий, серебристо-белый металл. На воздухе покрывается защитной пленкой окисла. Легко загорается. Растворяется в кислотах.

Кларк лантана 0,003%. Содержание в морской воде $1,2 \times 10^{-5}$ мг/л. Присутствует во многих минералах (более 60), основные минералы – монацит и бастнезит. Промышленные типы месторождений – карбонатиты и карбонатные жилы с бастнезитом, фосфатизированные органические остатки, россыпи. Ежегодная мировая добыча – 8,5 тысяч тонн.

Используется в производстве спецсталей, оптических стекол, люминофоров, фотокатодов.

Церий (Ce). Название дано в честь малой планеты Цецера, открытой в 1801 г. Открыт в 1803 г. шведскими химиками Йенсом Якобом Берцелиусом и В. Гизингером.

Атомный номер 58. Атомный вес 140,12. Плотность 6,789 г/см³. Температура плавления 804°C. Атомный радиус 1,83 Å. Представлен 4-мя изотопами (в %): ¹³⁶Ce (0,19), ¹³⁸Ce (0,25), ¹⁴⁰Ce (88,48), ¹⁴²Ce (11,08).

Церий – металл серого цвета, при нагревании горит, бурно реагирует с водой, растворяется в кислотах. На воздухе покрывается пленкой окисла.

Характерные степени окисления Ce^{3+} (радиус 1,07 Å) и Ce^{4+} (радиус 0,94 Å). Типичный ион Ce^{3+} . Изоморфен со всеми лантаноидами. С ионами Ca^{2+} и Th^{4+} изоморфен по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма, с ионами K^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} – по типу несовершенного.

Это наиболее распространенный лантаноид. Его кларк в земной коре 0,007%. Содержание в морской воде $5,2 \times 10^{-6}$ мг/л. Главные минералы – монацит и бастнезит. Входит также в состав лопарита, паризита, церита, флюоцерита. Основные промышленные типы руд – как и у лантана. Ежегодное мировое производство – 9,5 тысяч тонн.

Используется в спецсплавах, в керамике, в спецстеклах.

Празеодим (Pr). Название от греческого praios didymos – зеленый близнец. Открыт в 1885 г. австрийским химиком Ауэром фон Вельсбахом.

Атомный номер 59. Атомный вес 140,9077. Плотность 6,475 г/см³. Температура плавления 932°C. Атомный радиус 1,82 Å. Представлен одним изотопом ¹⁴¹Pr.

Празеодим – серый с желтым оттенком металл. Покрывается пленкой окисла, взаимодействует с кислотами, при нагревании – с галогенами. Типичная степень окисления Pr^{3+} , (радиус 1,0 Å). Изоморфен со всеми лантаноидами. С ионами Ca^{2+} и Th^{4+} изоморфен по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма, с ионами K^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} – по типу несовершенного.

Кларк Pr 0,0009%. Содержание в морской воде $2,6 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, лопарита, самарскита, бастнезита.

Используется в магнитных сплавах, оптических стеклах, в том числе в защитных стеклах электросварщиков. Мировое ежегодное производство – 1 тысяча тонн.

Неодим (Nd). Название от греческого neos didymos - новый близнец. Открыт в 1885 г. австрийским химиком Ауэром фон Вельсбахом.

Атомный номер 60. Атомный вес 144,24. Атомный радиус 1,82 А. Представлен 7-ю изотопами (в %): ^{142}Nd (27,11), ^{143}Nd (12,17), ^{144}Nd (23,85), ^{145}Nd (8,30), ^{146}Nd (17,22), ^{148}Nd (5,73), ^{150}Nd (5,62).

Неодим – серебристо-белый металл. Плотность 6,908 г/см³. Температура плавления 1016°C. Покрывается пленкой окисла, взаимодействует с кислотами, при нагревании – с галогенами. Многие соединения неодима имеют разную окраску: окись – голубая, карбонат и нитрат – сиреневые, сульфид – зеленый. Это свойство используется при изготовлении цветных стекол.

Типичная степень окисления - Nd^{3+} (радиус 0,99 А). Изоморфен со всеми лантаноидами. С ионами Ca^{2+} и Th^{4+} изоморфен по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма, с ионами K^{+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} - по типу несовершенного.

Кларк Nd 0,0037%. Содержание в морской воде $9,2 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, лопарита, ксенотима, ортита, самарскита, бастнезита.

Используется в магнитных сплавах, оптических стеклах, глазури. Мировое ежегодное производство – 3 тысячи тонн.

Прометий (Pm) – радиоактивный металл семейства редкоземельных элементов. Открыли его в 1947 г среди продуктов в атомном реакторе американские физики Л. Гленденин, Ч. Кориэлл, Дж. Маринский.

Атомный номер прометия 61. Атомный вес 144,9128.

Практически в природе не встречается, так как существует только в виде радиоактивных изотопов, из которых самый долгоживущий ^{145}Pm имеет период полураспада 17,7 года. Получается в миллиграммах в атомных реакторах. Плотность 7,26 г/см³, температура плавления 1170°C. Изотоп ^{147}Pm применяется в люминофорах и в атомных батареях.

Самарий (Sm) - Открыт в 1879 г. французским химиком Лекоком де Буабодраном.. Название от минерала самарскита, который в свою очередь назван так в честь полковника Василия Евграфовича Самарского – который с 1845 г. по 1861 г. был начальником штаба Корпуса горных инженеров России и дал для изучения образцы черного минерала – самарскита, в котором и был открыт новый химический элемент – самарий.

Атомный номер 62. Атомный вес 150,36. Атомный радиус 1,81 А. Представлен 7-ю изотопами (в %): ^{144}Sm (3,09), ^{147}Sm (14,97), ^{148}Sm (11,24), ^{149}Sm (13,83), ^{150}Sm (7,44), ^{152}Sm (26,72), ^{154}Sm (22,71).

Самарий – серебристо-белый металл. Плотность 7,536 г/см³. Температура плавления 1072°C. На воздухе устойчив, взаимодействует с водой, минеральными

кислотами, с галогенами.

Типичная степень окисления - Sm^{3+} (радиус 0,97 А). Изоморфен со всеми лантаноидами. С ионами Ca^{2+} и Th^{4+} изоморфен по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма, с ионами K^+ , Sr^{2+} - по типу несовершенного.

Кларк Sm 0,0008%. Содержание в морской воде $1,7 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, лопарита, самарскита, бастнезита.

Используется в магнитных сплавах, оптических стеклах, глазури, катализаторах. Мировое ежегодное производство самария и остальных других лантаноидов – около 100 тонн.

Европий (Eu). Назван в честь Европы. Открыт в 1901 г. французским химиком Е. А. Демарсе.

Атомный номер 63. Атомный вес 151,96. Атомный радиус 2,02 А. Представлен двумя изотопами: ^{151}Eu (47,82%) и ^{153}Eu (52,18%).

Европий – мягкий, серебристый металл, взаимодействует с кислородом и водой. Плотность 5,245 г/см³. Температура плавления 826°C. Степень окисления - Eu^{2+} (радиус 1,09 А) и Eu^{3+} (радиус 0,97 А).

Eu^{3+} изоморфен по типу совершенного изовалентного изоморфизма со всеми лантаноидами и с иттрием.

Eu^{2+} замещается по тому же типу изоморфизма с Ca^{2+} , Ba^{2+} и Pb^{2+} . С ионом Sr^{2+} замещается по типу несовершенного изовалентного изоморфизма, а с U^{4+} и с Th^{4+} - по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма.

Кларк Eu 0,00013%. Содержание в морской воде $4,6 \times 10^{-7}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, бастнезита, фергюсонита, самарскита.

Используется в спецсплавах.

Гадолиний (Gd). Назван в честь финского химика Юхана Гадолина. Открыт в 1880 г. швейцарским химиком Жаном Шарлем Галиссар де Мариньяком.

Атомный номер 64. Атомный вес 157,25. Атомный радиус 1,79 А. Представлен 7-ю изотопами (в %): ^{152}Gd (0,20), ^{154}Gd (2,15), ^{155}Gd (14,73), ^{156}Gd (20,47), ^{157}Gd (15,68), ^{158}Gd (24,87), ^{160}Gd (21,90).

Гадолиний – серебристо-белый металл, медленно взаимодействует с кислородом и водой, растворяется в кислотах. Плотность 7,895 г/см³. Температура плавления 1312°C. Степень окисления - Gd^{3+} (радиус 0,94 А).

Gd^{3+} изоморфен по типу совершенного изовалентного изоморфизма со всеми лантаноидами и с иттрием. По типу совершенного гетеровалентного изоморфизма Gd^{3+} замещается в минералах на Ca^{2+} , U^{4+} и Th^{4+} , а по типу несовершенного гетеровалентного – на Sr^{2+} .

Кларк Gd 0,0008%. Содержание в морской воде $2,4 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, бастнезита, фергюсонита, самарскита. Главный источник – гадолинит и апатит.

Используется в магнитных сплавах, в электронике, в огнеупорах. Отличается са-

мым высоким поперечным сечением захвата тепловых нейтронов, поэтому применяется в качестве регулирующих стержней в атомных реакторах.

Тербий (Tb). Название дано по минералу иттербиту, найденному около селения Иттербю в Швеции. Тербий открыт в 1843 г. шведским химиком Карлом Густавом Мозандером.

Атомный номер 65. Атомный вес 158,9254. Атомный радиус 1,77 А. Представлен одним стабильным изотопом ^{159}Tb . Тербий – серебристо-белый металл, медленно окисляется на воздухе, реагирует с холодной водой, растворяется в кислотах. Плотность 8,272 г/см³. Температура плавления 1450°C. Степень окисления - Tb^{3+} (радиус 0,89 А).

Tb^{3+} проявляет в минералах тот же изоморфизм, что и Gd^{3+} . Кларк Tb 0,00043% - это один из редких элементов в группе лантаноидов.

Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, самарскита, гадолинита, ксенотима, эвксенита.

Используется в лазерах, ферритах, люминофорах, в огнеупорах.

Диспрозий (Dy). Название от греческого desprositos – получаемый с трудом. Открыт в 1886 г. французским химиком Лекоком де Буабодраном.

Атомный номер 66. Атомный вес 162,50. Атомный радиус 1,77 А. Представлен 7-ю изотопами (в %): ^{156}Dy (0,0524), ^{158}Dy (0,0902), ^{160}Dy (2,294), ^{161}Dy (18,88), ^{162}Dy (25,53), ^{163}Dy (24,97), ^{164}Dy (28,18).

Диспрозий – серебристый твердый металл, взаимодействует с кислородом и бурно реагирует с водой, растворяется в кислотах. Плотность 8,66 г/см³. Температура плавления 1409°C. Степень окисления - Dy^{3+} (радиус 0,88 А).

Dy^{3+} изоморфен по типу совершенного изовалентного изоморфизма со всеми лантаноидами, с иттрием и со скандием. По типу совершенного гетеровалентного изоморфизма Dy^{3+} замещается в минералах на Ca^{2+} , Mn^{2+} , Zr^{4+} и U^{4+} .

Кларк Dy $5 \times 10^{-4}\%$. Содержание в морской воде $2,9 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав монацита, бастнезита, фергюсонита, самарскита, эвксенита, ксенотима, иттриалита.

Используется в магнитных сплавах, в электронике.

Мировое производство – около 100 тонн в год.

Гольмий (Ho). Название от латинского Holmia - Стокгольм. Открыт в 1879 г. шведским химиком Пер-Теодором Клеве.

Атомный номер 67. Атомный вес 164,9304. Атомный радиус 1,75 А. Представлен одним изотопом ^{165}Ho .

Гольмий - серебристый металл. Плотность 8,80 г/см³. Температура плавления 1470°C. Медленно реагирует с кислородом и с водой, растворяется в кислотах. Степень окисления - Ho^{3+} (радиус 0,85 А).

Ho^{3+} в минералах замещается на другие ионы аналогично диспрозию и тербию.

Кларк Ho 0,00017%. Содержание в морской воде $8,8 \times 10^{-7}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав фергюсонита, самарскита, эвксенита, гадолинита,

ксенотима, иттраилита.

Используется в магнитных сплавах, в люминофорах.

Эрбий (Er). Назван по селению Иттербю в Швеции. Открыт в 1842 г. шведским химиком Карлом Густавом Мозандером.

Атомный номер 68. Атомный вес 167,26. Атомный радиус 1,75 А. Представлен 6-ю изотопами (в %): ^{162}Er (0,14), ^{164}Er (1,56), ^{166}Er (33,41), ^{167}Er (22,94), ^{168}Er (27,07), ^{170}Er (14,18).

Эрбий – мягкий серебристо-серый металл. Плотность 9,045 г/см³. Температура плавления 1522°C. Медленно взаимодействует с кислородом, давая розовый оксид, реагирует с водой, растворяется в кислотах. Степень окисления - Er^{3+} (радиус 0,85 А).

Er^{3+} в минералах замещается на другие ионы аналогично диспрозию и гольмию. Кларк Er 0,00033%. Содержание в морской воде $2,4 \times 10^{-6}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав фергюсонита, самарскита, эвксенита, ксенотима, приорита, иттроалита.

Используется в сплавах с титаном, в магнитных сплавах, применяется в стеклах, поглощающих в ИК-области спектра.

Тулий (Tm). Назван в честь Thule – древнее название Скандинавии. Открыт в 1879 г. шведским химиком Пер-Теодором Клеве.

Атомный номер 69. Атомный вес 168,9342. Атомный радиус 1,74 А. Представлен одним изотопом ^{169}Tm .

Тулий – мягкий серебристо-белый металл, наиболее редкий из лантаноидов. Плотность 9,318 г/см³. Температура плавления 1545°C. Реагирует с водой, растворяется в кислотах. Степень окисления - Tm^{3+} (радиус 0,85 А).

Tm^{3+} в минералах замещается на другие ионы аналогично диспрозию, гольмию и эрбию.

Кларк Tm 0,000027%. Содержание в морской воде $5,2 \times 10^{-7}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав фергюсонита, самарскита, эвксенита, гадолинита, ксенотима, иттриалита.

Изотоп ^{170}Tm ($T_{1/2} = 128,6$ сут.) используется в качестве источника радиации при рентгеновских исследованиях.

Иттербий (Yb). Назван по минералу иттербиту, найденному вблизи селения Иттербю, в Швеции. Открыт в 1878 г. швейцарским химиком Жан Шарль Галиссар де Мариньяком.

Атомный номер 70. Атомный вес 173,04. Атомный радиус 1,93 А. Представлен 7-ю изотопами (в %): ^{168}Yb (0,14), ^{170}Yb (3,03), ^{171}Yb (14,13), ^{172}Yb (21,82), ^{173}Yb (16,13), ^{174}Yb (31,84), ^{176}Yb (12,73).

Иттербий – мягкий, серебристо-белый металл. Плотность 7,02 г/см³. Температура плавления 824°C. Медленно реагирует с кислородом и с водой, растворяется в кислотах и щелочах. Степень окисления - Yb^{3+} (радиус 0,81 А).

Yb^{3+} в минералах замещается на другие ионы аналогично диспрозию, гольмию,

эрбию, тулию.

Кларк Yb 0,000035%. Содержание в морской воде 2×10^{-6} мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав фергюсонита, самарскита, эвксенита, гадолинита, ксенотима, иттриалита, иттрофлюорита.

Используется в спецсплавах, в люминофорах, как газопоглотитель в электровакуумных приборах.

Лютеций (Lu). Назван в честь Парижа (от латинского – Lutetia). Открыт в 1907 г. одновременно французским химиком Жоржем Урбенем и американским химиком Ч. Джеймсом.

Атомный номер 71. Атомный вес 174,967. Атомный радиус 1,74 А. Представлен двумя изотопами - ^{175}Lu (97,41%) и ^{176}Lu (2,59%).

Лютеций – мягкий серебристо-белый металл. Плотность 9,849 г/см³. Температура плавления 1660°C. На воздухе покрывается окисной пленкой. Растворяется в кислотах. Степень окисления - Lu^{3+} (радиус 0,80 А).

Lu^{3+} в минералах замещается на другие ионы аналогично диспрозию, гольмию, эрбию, тулию, иттербию.

Кларк Lu 0,00008%. Содержание в морской воде $4,8 \times 10^{-7}$ мг/л. Вместе с другими лантаноидами входит в состав фергюсонита, самарскита, эвксенита, ксенотима, иттриалит, тортвейтита.

Используется главным образом в научных исследованиях.

Реакции на лантаноиды:

1. Порошок минерала обрабатывается в тигле концентрированной серной кислотой, затем кислота выпаривается. К части полученного холодного сплава в фарфоровой чашке добавляется карбонат калия K_2CO_3 , смесь растирается и обрабатывается перекисью водорода H_2O_2 . Наличие церия вызывает желтую окраску. Для усиления окраски можно смесь подогреть.

2. Порошок минерала нагревают в фарфоровом тигле с 1 каплей HNO_3 и 3 каплями H_2SO_4 . Выделяются белые пары SO_3 . К этому раствору на предметном стекле добавляют железистосинеродистый калий $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Лантан дает ромбические или гексагональные таблитчатые кристаллы.

3. Порошок минерала кипятят в пробирке с азотной кислотой в присутствии перекиси водорода H_2O_2 . При наличии церия раствор в холодном состоянии оранжевый.

ЛИТИЙ – Li

Находится в I группе периодической системы. По гречески lithos – камень. Атомный номер 3. Атомный вес 6,941. Состоит из двух изотопов: ^6Li (7,42%) и ^7Li (92,58%). Открыт в 1817 г. шведским химиком Илганом Августом Арфведсоном. Это самый легкий металл. Плотность 0,533 г/см³. Температура плавления 180,5°C.

Атомный радиус лития 1,55 А, радиус иона Li^+ - 0,68 А.

Для иона Li^+ характерен несовершенный изовалентный изоморфизм с Na^+ , а также совершенный гетеровалентный изоморфизм с Mg^{2+} , Fe^{2+} и несовершенный – с Mn^{2+} и Al^{3+} .

Кларк лития в земной коре $3,2 \times 10^{-3}\%$. В ультраосновных породах его 5×10^{-5} , в основных – $1,5 \times 10^{-3}$, в средних – 2×10^{-3} , в кислых – 4×10^{-3} , в осадочных – $6 \times 10^{-3}\%$.

Содержание лития в морской воде – 0,17 мг/л.

Главные промышленные минералы лития: сподумен – $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$, лепидолит – $\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{F},\text{OH})_2$, цинвальдит – $\text{KLiFeAl}[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}](\text{Fe},\text{OH})_2$, петалит – $(\text{Li},\text{Na})[\text{AlSi}_4\text{O}_{10}]$, амблигонит – $\text{LiAl}[\text{PO}_4](\text{F},\text{OH})$, трифилин – $\text{LiFe}[\text{PO}_4]$, литиофилит – $\text{LiMn}[\text{PO}_4]$.

Прозрачный малиновый, с фиолетовым оттенком, сподумен (кунцит) и зеленый (гидденит) используются как драгоценные камни.

Главные промышленные типы литиевых руд – гранитные редкометальные пегматиты. Попутно литий добывается при переработке редкометальных танталоносных гранитов, лепидолитовых или циннвальдитовых грейзенов, слюдисто-флюоритовых метасоматитов.

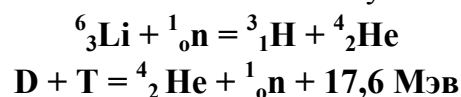
Все литиевые месторождения разрабатываются комплексно, с целью извлечения всех ценных компонентов, таких как Ta, Nb, Be, Rb, Cs, W, Sn и др. Добывается литий и из естественных минерализованных вод – из рапы, из геотермальных рассолов, из попутных вод нефтяных скважин.

Руда обогащается с целью получения концентрата сподумена, (содержание Li_2O от 4,5 до 6%), лепидолита (Li_2O от 3 до 4%), петалита (Li_2O от 2,5 до 3,5%), амблигонита (Li_2O от 7 до 8%). Затем предварительно обожженный при температуре около 1000°C концентрат обрабатывают серной кислотой и нейтрализуют полученный раствор известью. В итоге получают Li_2CO_3 , который и является итоговым сырьем для получения самого лития.

Из минерализованных вод Li добывают путем выпаривания раствора и дальнейшей экстракцией лития на ионнообменных смолах.

Наиболее важное использование лития – ядерная энергетика. Дейтерид лития-6 (${}^6\text{Li}^2\text{H}$ или LiD) – твердое вещество. Это позволяет хранить дейтерий при обычных температурах. Из самого ${}^6\text{Li}$ при атомном взрыве получается тритий – T (${}^3\text{H}$), который, вместе с дейтерием, и являются взрывчаткой в водородной бомбе.

${}^6\text{Li}$ – единственный промышленный источник получения трития:



При реакции соединения D и T выделяется энергия больше, чем при распаде ядер урана:

Совместно с магнием и алюминием дает спецсплавы с большой пластичностью, прочностью, антикоррозийностью.

Ежегодная мировая добыча лития около 40 тысяч тонн.

Некоторые соединения лития ядовиты. Токсичная доза около 200 мг. ПДК в воздухе для Li 0,02 мг/м³. ПДК в воде 0,003 мг/л.

Основные реакции на литий:

1. Действие на горячий нейтральный раствор трехзамещенным фосфорнокислым натрием - Na_3PO_4 вызывает образование табличек, розеток и крестообразных сростков Li_3PO_4 .

2. При нагревании минерала лития пламя имеет красный цвет и не видно через зеленое стекло.

МАГНИЙ – Mg

Элемент II группы периодической системы. Название от греческого Магnezия – греческого полуострова. Атомный номер 12. Атомный вес 24,305. Открыт английским химиком Хемфри Дэви в 1808 г.

Природный магний состоит из трех стабильных изотопов (в %): ^{24}Mg (78,70), ^{25}Mg (10,13) и ^{26}Mg (11,17). Плотность 1,74 г/см³. Температура плавления 650°C. Радиус атома 1,60 А, радиус иона Mg^{2+} - 0,74 А. Для магния характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} и несовершенный с Ca^{2+} . Кроме того имеет место совершенный гетеровалентный изоморфизм с Li^+ и несовершенный – с Al^{3+} , Cr^{3+} , Sc^{3+} .

Кларк магния в земной коре 2,33%, его содержание в ультраосновных породах – 25,9, в основных – 4,5, в средних – 2,18, в кислых – 0,56, в осадочных - 1,34%. Магний в природе в свободном состоянии не встречается.

Содержание магния в морской воде 1,35 г/л.

Магний входит в состав нескольких сотен минералов, основные же промышленные его источники – магнезит – $\text{Mg}[\text{CO}_3]$, доломит - $\text{CaMg}[\text{CO}_3]_2$, бишофит - $\text{MgCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$, карналлит - $\text{KMgCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$, кизерит – $\text{Mg}[\text{SO}_4] \times \text{H}_2\text{O}$, оливин – $(\text{Mg},\text{Fe})_2[\text{SiO}_4]$. Прозрачный маложелезистый желто-зеленый и зеленый оливин называется хризолит и относится к драгоценным камням.

Промышленными типами магниевых месторождений являются пластообразные и линзообразные залежи магнезита в карбонатных породах, а также галогенные отложения.

Используется магний в составе различных сплавов, в металлургии как раскислитель при выплавке высокопрочного чугуна и стали, при получении Ti, V, Zr, U, Sr. Применяется также в пиротехнике, фотографии, медицине, в военном деле. Мировое производство магния достигает 325 тысяч тонн в год. ПДК на MgSO_4 2 мг/м³.

Основные реакции на магний:

1. Порошок минерала растирают с хинализарином ($\text{C}_{14}\text{H}_8\text{O}_6$), добавляют немного КОН или NaOH и растирают снова. При наличии магния появляется синий цвет. Если

магния нет, то цвет смеси будет сине-фиолетовый.

2. Светлый минерал смачивают раствором азотнокислого кобальта - $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и затем сильно прокаливают. Должен быть красный цвет.

3. К капле раствора соли магния добавляют каплю раствора хлористого аммония - NH_4Cl и каплю раствора аммиака - NH_4OH , а затем капают 5%-ный раствор оксихинолина ($\text{C}_9\text{H}_7\text{ON}$). При наличии магния образуется зеленовато-желтый осадок.

4. Смешивают в пробирке 2 капли раствора соли магния с 2 каплями 2 н. раствора двузамещенного фосфата натрия Na_2HPO_4 . Затем при интенсивном перемешивании добавляют по капле 2н. раствор NH_4OH . При наличии магния выпадают моховидные дендриты кристаллов MgNH_4PO_4 .

МАРГАНЕЦ – Mn

Элемент VII группы периодической системы. Атомный номер 25. Атомный вес 54,9380.

Название от латинского *magnes* - магнит, по другой версии – от немецкого *manganers* - марганцевая руда. Выделен в виде металла в 1774 г. шведским химиком Юханом Готлибом Ганом.

Природный марганец состоит из одного стабильного изотопа ^{55}Mn . Плотность 7,44 г/см³. Температура плавления 1244°C.

Радиус атома 1,30 Å; радиусы ионов Mn^{2+} - 0,91 Å, Mn^{3+} - 0,70 Å, Mn^{4+} - 0,52 Å. Кристаллохимически Mn близок к основным петрогенным элементам – Fe, Mg, Ca, поэтому он в виде изоморфной примеси весьма часто входит в состав оливинов, гранатов, слюд, карбонатов, т. е. в большинство породообразующих минералов.

Для иона Mn^{2+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{2+} и Ca^{2+} и несовершенный изовалентный с Mg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Pb^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , а также несовершенный гетеровалентный с Na^+ и Y^{3+} .

Для иона Mn^{3+} имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{3+} .

Марганец легко растворяется в кислотах. Соединения Mn^{2+} - восстановители, соединения Mn^{4+} - и окислители и восстановители.

Кларк марганца 0,1%. Его содержание в ультраосновных породах составляет 0,15, в основных – 0,02, в средних – 0,12, в кислых – 0,06, в осадочных – 0,067%.

Содержание марганца в морской воде 0,002 мг/л.

Главные марганцевые минералы – пиролюзит – MnO_2 , гаусманит – Mn_3O_4 , псиломелан – $m\text{MnO} \times \text{MnO}_2 \times n\text{H}_2\text{O}$, манганит – $\text{Mn}^{2+}\text{Mn}^{4+}\text{O}_2[\text{OH}]_2$, браунит – Mn_2O_3 , родохрозит – $\text{Mn}[\text{CO}_3]$, родонит – MnSiO_3 .

Главные промышленные месторождения марганца представлены пластами окисных и карбонатных руд среди осадочных пород, жилами и метасоматическими залежами силикатно-окисных и карбонатных руд, а также остаточными “марганцевыми шляпами”

в корях выветривания.

Громадное количество марганца содержится в железо-марганцевых конкрециях на дне морей и океанов. По некоторым оценкам запасы марганца в этих конкрециях на два порядка превышают все разведанные мировые запасы марганца. Содержание металлов в этих Fe-Mn конкрециях составляет в %: Mn – в среднем 20 (колебания от 8 до 40%), Fe – 16 (2,5 – 26), Co - 0,33 (0,2 – 2,5), Ni - 0,6 (0,2 – 2), Cu - 0,35 (0,03 – 1,6), Pb (0,2 – 0,35), Zn (0,08 – 0,4), Ag – 0,0003%.

Марганец используется главным образом при производстве стали. Применяется он в керамике, в качестве удобрения и добавки в корм скоту, в медицине (перманганат калия – KMnO_4 , известен в быту как «марганцовка»).

Мировые запасы марганца 15 млрд. тонн. Мировое производство около 5 млн. тонн в год. Основная добыча – ЮАР, Австралия, Бразилия, Габон.

Важный для жизни элемент. Многие соединения ядовиты, токсическая доза 15 мг. Марганец вызывает поражение центральной нервной системы, пневмонию, летаргию, развивается болезнь Паркинсона (нарушается память, дрожат руки, дергаются мышцы лица).

ПДК марганца в воздухе составляет $0,1 \text{ мг/м}^3$ (сварочный аэрозоль), для MnO_2 $0,3 \text{ мг/м}^3$.

Основные реакции на марганец:

1. Сплав марганцевого минерала с бурой ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$) в холодном состоянии имеет фиолетовый цвет.

2. Сплав с содой (Na_2CO_3) в окислительном пламени в горячем состоянии зеленый, при охлаждении голубовато-зеленый (Na_2MnO_4), тот же сплав в восстановительном пламени бесцветный (MnO).

3. В азотнокислый раствор с марганцем добавляют либо двуокись свинца - PbO_2 , либо закись-окись свинца - Pb_3O_4 (сурик) и крепкую азотную кислоту. Затем кипятят. После охлаждения раствор становится фиолетовым.

4. Минералы марганца, за исключением силикатов, растворимы в кислотах. Зерно минерала помещают на фильтровальную бумагу и смачивают 3% раствором уксусно-кислого бензидина. Вскоре появляется синий цвет.

МЕДЬ – Cu

Относится к I группе периодической системы. Атомный номер 29. Атомный вес 63,546. Состоит из двух стабильных изотопов – ^{63}Cu (69,09%) и ^{65}Cu (30,91%).

Название происходит от латинского *Cuprum* – так назывался остров Кипр, где в древности добывали медь.

Часто встречается в самородном виде. Плотность $8,92 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $1083,4^\circ\text{C}$. Радиус атома меди 1,28 Å. Образует ионы Cu^+ (радиус 0,96 Å) и

Cu^{2+} (радиус 0,80 Å).

Для иона Cu^+ характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Ag^+ и несовершенный с Au^+ , Hg^+ , Tl^+ . Имеет место и несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Pb^{2+} .

Для иона Cu^{2+} наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{2+} , несовершенный изовалентный – с Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Ge^{2+} и несовершенный гетеровалентный – с Ga^{3+} .

Кларк меди в земной коре $4,7 \times 10^{-3}\%$. В ультраосновных породах ее 0,002, в основных – 0,01, в средних – 0,0035, в кислых – 0,002, в осадочных – 0,0057%.

Содержание меди в морской воде 0,003 мг/л.

Наиболее характерна медь для основных пород, с которыми она дает магматические и скарновые руды. Характерна медь также и для кислого магматизма, давая медно-порфировые и жильные руды. Среднее содержание меди в разных типах месторождений изменяется от 0,3 до 5%. Чаще всего совместно с медью в руде в том или ином количестве присутствуют платиноиды, Au, Ag, In, Ga, Ge, Tl, Se, Te, Mo, Bi, Cd, Co, Zn, Pb, Ni, Ti, V, Fe, S, P. Мышьяк, сурьма и ртуть являются вредными примесями, так как снижают качество конечного продукта.

Большая часть руды добывается открытым способом и обогащается методом флотации. Медь обладает высокой электропроводностью, поэтому основная часть добытой меди используется в электротехнической промышленности. Много меди (от 30 до 40%) идет на различные сплавы: латунь ($\text{Cu} + \text{Zn}$), бронзы ($\text{Cu} + \text{Sn}$, $\text{Cu} + \text{Al}$, $\text{Cu} + \text{Pb}$, $\text{Cu} + \text{Be}$). Эти сплавы используются в различных отраслях промышленности. Находят очень широкое применение и многочисленные соли меди.

Минералов меди более 200. Промышленное значение имеют: самородная медь (Cu), халькозин - Cu_2S , халькопирит - CuFeS_2 , борнит - Cu_5FeS_4 , ковеллин - CuS , куприт - Cu_2O , энаргит - Cu_3AsS_4 , тетраэдрит - $\text{Cu}_{12}\text{Sb}_4\text{S}_{13}$, теннантит - $\text{Cu}_{12}\text{As}_4\text{S}_{13}$, бурнотит - PbCuSbS_3 , малахит - $\text{Cu}_2[\text{CO}_3][\text{OH}]_2$, азурит - $\text{Cu}_3[\text{CO}_3]_2[\text{OH}]_2$, брошантит - $\text{Cu}_4[\text{SO}_4][\text{OH}]_6$, хризоколл - $\text{CuSiO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Медь в первичных рудах чаще всего присутствует в виде сульфидов. В зоне окисления преобладают карбонаты, сульфаты, силикаты, оксиды и другие минералы.

Главные промышленные типы медных руд в России – медно-никелевый, медистых песчаников и сланцев, медно-колчеданный и медно-порфировый. За рубежом – медно-порфировый и медистых песчаников и сланцев.

Ежегодно в мире добывают свыше 7 млн. тонн меди. Мировые запасы около 1 млрд. тонн. Основные производители – Чили, США, Канада, Замбия, Заир, Перу.

Медь – важный для жизни элемент. Вреден как недостаток, так и избыток меди. Токсическая доза >250 мг. ПДК меди в воздухе составляет 1 мг/м^3 , на CuSO_4 $0,5 \text{ мг/м}^3$. ПДК в воде – 2 мг/л. Медь вызывает интоксикацию организма, приводит к заболеванию гепатитом, к анемии.

Основные реакции на медь:

1. Прибавление первых капель аммиака к солянокислому или азотнокислому раствору минерала вызывает появление синей окраски раствора.
2. Воздействие на кислый медьсодержащий раствор уксуснокислого свинца - $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и азотистокислого калия - KNO_2 вызывает образование оранжевых, темно-бурых и черных кубов $\text{K}_2\text{PbCu}(\text{NO}_2)_6$, обесцвечивающихся от капли аммиака.
3. Добавление в уксуснокислый раствор меди тетрароданмеркуриата аммония - $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$ вызывает осаждение моховидных агрегатов желто-зеленых игольчатых кристаллов тетрароданмеркуриата меди $\text{Cu}[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$.
4. После обжига и сплавления с тремя объемами смеси буры и соды в восстановительном пламени получается королек красной меди.
5. Порошок минерала в смеси с твердой царской водкой (один объем азотнокислого аммония - NH_4NO_3 и три объема хлористого аммония – NH_4Cl) в соотношении 1:5 нагревают в пробирке. Затем к небольшой порции полученного сплава добавляют соляную или азотную кислоту и избыток аммиака. При наличии меди раствор становится синим.
6. В сернокислый раствор минерала добавляют металлический алюминий, или цинк, или железо. Чистая медь при этом выпадает в виде красного осадка.
7. Соли меди окрашивают бесцветное пламя спиртовки или газовой горелки в синий либо в зеленый цвет.
8. Зерно малахита или азурита помещают на цинковую пластинку и смачивают соляной кислотой (1:1). Минерал покрывается красной пленкой меди, растворимой в избытке кислоты.

МОЛИБДЕН – Mo

Элемент VI группы периодической системы. Атомный номер 42. Атомный вес 95,94.

Название происходит от греческого molybdos – свинец. Открыт в 1778 г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле. Природный молибден состоит из семи стабильных изотопов (в %): ^{92}Mo (15,84), ^{94}Mo (9,04), ^{95}Mo (15,72), ^{96}Mo (16,53), ^{97}Mo (9,46), ^{98}Mo (23,78), ^{100}Mo (9,63). Плотность 10,2 г/см³. Температура плавления 2623°C.

Радиус атома Mo - 1,39 А, радиус ионов Mo^{4+} - 0,68 А и Mo^{6+} - 0,65 А соответственно.

Для иона Mo^{4+} имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с Re^{4+} и несовершенный – с Re^{7+} (практически весь рений добывают из молибденита). Для иона Mo^{6+} отмечается несовершенный изовалентный изоморфизм с W^{6+} .

Кларк Mo в земной коре – 0,00011%. В ультраосновных породах содержание молибдена составляет 2×10^{-5} , в основных – $1,4 \times 10^{-4}$, в средних – 9×10^{-5} , в кислых – 1×10^{-4} , в осадочных – $2 \times 10^{-4}\%$. Обладает сродством к сере и кислороду.

Содержание молибдена в морской воде 0,01 мг/л.

Известно около 20 минералов Мо. Главные из них – молибденит - MoS_2 , повеллит – $\text{Ca}[\text{MoO}_4]$, вульфенит – $\text{Pb}[\text{MoO}_4]$.

Из молибденовой руды сначала получают молибденовый концентрат. Главное использование молибдена – спецстали, обладающие высокими жаропрочными и антикоррозийными свойствами. Эти стали применяются в авиационной, ракетной, ядерной, химической, турбинной и электротехнической промышленности. Молибденит – один из лучших смазочных материалов. Это главный минерал молибденовых руд. Главный источник рения. Получают молибден как побочный продукт при производстве меди.

Ежегодное мировое производство молибдена - 80 тысяч тонн. Мировые запасы более 11 млн. тонн. Основные производители – США, Чили, Канада, Перу.

В минералах молибден присутствует в виде Mo^{4+} и Mo^{6+} . Главные типы молибденовых руд образуются в эндогенных (скарновые, грейзеновые и гидротермальные руды) условиях. Попутно из этих руд, кроме Re, извлекают Cu, W, Be, Bi, Sn, Ag, Au.

В экзогенных условиях образуются бедные руды (содержащие Мо угли и углисто-кремнисто-глинистые сланцы), которые пока не находят промышленного использования.

В России добыча молибдена осуществляется в Красноярском крае и в ряде других мест.

Молибден важный для жизни элемент. Некоторые его соединения ядовиты – токсическая доза 5 мг. ПДК на Мо в воздухе 3 мг/м³. От молибдена развивается подагра, наблюдаются нарушения в центральной нервной системе, нарушается походка. Избыток Мо в кормах очень вреден для домашнего скота. Молибден в корневой системе растений необходим для жизни фиксирующих азот бактерий.

Основные реакции на молибден:

Минерал молибдена растворяют в конц. HNO_3 или в конц. H_2SO_4 при нагревании. Либо минерал сплавляют с содой, а сплав потом растворяют в HCl (1:1). Можно минерал прокалить, затем растереть и растворить в царской водке.

1. Серноокислый раствор порошка минерала (или его сплава с содой) нейтрализуют раствором аммиака и прибавляют крупинку ксантогената калия – $\text{K}[\text{SC}][\text{SK}][\text{OC}_2\text{H}_5]$, от чего раствор окрашивается в малиново-красный цвет вследствие образования комплекса $\text{MoO}_3([\text{SC}][\text{SK}][\text{OC}_2\text{H}_5])_2$. Реакция идет только в нейтральной среде.

2. Солянокислый раствор сплава порошка минерала с содой и селитрой от прибавления металлического Zn и роданистого калия KCNS окрашивается в вишнево-красный цвет; прибавление металлического олова и кипячение вызывает синюю окраску раствора.

3. Отличить молибденит от графита можно следующим образом. Положить на минерал зерно цинка и смочить каплей раствора сульфата меди (CuSO_4). На графите

появляется медь в виде красноватого пятна, тогда как на молибдените медь не выделяется.

4. При сильном нагревании в открытой трубке мелких чешуек молибденита образуется желтый налет MoO_3 .

5. Порошок минерала помещают в пробирку вместе с маленьким клочком бумаги, приливают несколько капель воды и такое же количество концентрированной серной кислоты. Пробирку нагревают до появления паров кислоты, затем прибавляют несколько капель воды, что вызывает синюю окраску раствора, исчезающую при избытке воды.

6. Порошок минерала растирается с роданидом аммония (NH_4CNS) в соотношении 1:3. Появляется красная окраска. Если красной окраски нет, тогда добавляют хлорид олова (SnCl_2) и растирают снова. Если молибден есть, то выступает вишнево-красная окраска.

7. Порошок минерала растирается с нитратом аммония (NH_4NO_3) в соотношении 1:5 и расплавляется в пробирке. К одной части сплава добавляют роданид аммония (NH_4CNS) и двуххлористое олово (SnCl_2), растирают, появляется вишнево-красная окраска. К другой части сплава добавляют концентрированной серной кислоты и выпаривают досуха. После остывания смесь синеет. Если к этой смеси добавить роданистого аммония NH_4CNS и растереть, то при наличии молибдена смесь краснеет.

8. На фильтровальную бумагу капают кислым раствором SnCl_2 , затем капают раствором с минералом молибдена и добавляют каплю NH_4CNS . Появляется красное пятно, которое исчезает от действия концентрированной соляной кислоты.

МЫШЬЯК – As

Мышьяк – элемент V группы периодической системы. Атомный номер 33. Атомный вес 74,9216. Русское название видимо происходит от слова “мышь”, т. к. соединения As применялись при истреблении мышей и крыс. По гречески arsenikon – желтый пигмент.

В природе встречается только один изотоп – ^{75}As . Мышьяк был известен еще древним египтянам, использовавших его в красках, лекарствах и в ядах. Вероятно первым получил мышьяк немецкий алхимик Альберт Великий в 1250 г.

Встречается в самородном виде (атомный радиус 1,48 А) и входит в состав многих минералов в разной степени окисления – As^{3-} (радиус 1,91 А), As^{3+} (радиус 0,69 А), As^{5+} (радиус 0,47 А). Плотность мышьяка 5,74 г/см³. При атмосферном давлении при 615°C возгоняется, не плавясь, при повышенном давлении температура плавления мышьяка 817°C.

Для иона As^{3-} наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм с Sb^{3-} и несовершенный гетеровалентный – с S^{2-} .

Для As^{3+} отмечается совершенный изовалентный изоморфизм с Sb^{3+} и V^{3+} , также отмечается несовершенный изовалентный с Bi^{3+} .

Для As^{5+} имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с V^{5+} и P^{5+} .

Главные минералы мышьяка – леллингит - FeAs_2 – 72,8% As, реальгар - AsS – 70,1% As, аурипигмент - As_2S_3 – 61%As, арсенопирит - FeAsS – 46%As, леллингит – FeAs_2 – 72,8%As, теннантит – $\text{Cu}_{12}\text{As}_4\text{S}_{13}$, - до 20%As, скородит - $\text{Fe}[\text{AsO}_4]_2\text{H}_2\text{O}$. Всего же известно более 120 минералов с мышьяком.

Кларк мышьяка $1,7 \times 10^{-4}\%$. Среднее содержание As в ультраосновных породах – 5×10^{-5} , в основных – 2×10^{-4} , в средних – $2,4 \times 10^{-4}$, в кислых – $1,5 \times 10^{-4}$, в осадочных – $6,6 \times 10^{-4}\%$. Встречается в гидротермальных месторождениях, чаще всего вместе с минералами S, Sb, Se, Ni, Co, Fe, Cu, Zn, Pb, Au, Ag. Выделяют мышьяковые руды (арсенопирит и реальгар-аурипигмент), золото-мышьяковые, медно-мышьяковые, кобальто-мышьяковые, оловянно-мышьяковые и полиметаллические руды.

В морской воде 0,003 мг As в литре.

В промышленности мышьяк получают путем окислительного обжига руды и восстановления на угле получающегося As_2O_3 . Все соединения мышьяка чрезвычайно ядовиты. Токсичная доза 5 - 50 мг, летальная доза от 50 до 340 мг. ПДК мышьяка в воздухе рабочих помещений - 0,01 мг/м³, для воды – 0,05 мг/л. От мышьяка происходит интоксикация всего организма, развивается рак легких и кожи, нарушается слух, наблюдается пигментация кожи и воспаление нервов.

Мышьяковистый водород (арсин – H_3As) – бесцветный, с чесночным запахом, смертоносный газ (температура кипения –62,5°C). Его ПДК в воздухе составляет 0,002 мг/м³. Нахождение в течение получаса в атмосфере с концентрацией арсина 50 мг/м³ приводит к смерти через несколько дней, мгновенная гибель – если содержание H_3As составляет 5 г/м³.

Мышьяк входит в состав бронз, латуни, типографских сплавов, в состав боевых отравляющих веществ. Применяется он в полупроводниках, в пьезо- и сегнетоэлектриках, как пестицид. Много мышьяка выделяется в воздух при сжигании угля.

Основные реакции на мышьяк:

Минерал мышьяка растворяют в конц. HNO_3 или в царской водке.

1. Азотнокислый раствор минерала от прибавления молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ окрашивается в желтый или оранжево-желтый цвет из-за образования порошкового осадка мышьяково-молибденового аммония – $(\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 \cdot 12\text{MoO}_4$.

2. При нагревании с содой и порошком угля в закрытой или запаянной трубке минералы мышьяка разлагаются и дают летучий налет мышьяка (зеркало мышьяка).

3 При разложении минерала, содержащего мышьяк, в HCl в присутствии металлического цинка, **образуется арсин - газообразный H_3As – очень ядовитый газ**, который окрашивает смоченную AgNO_3 полоску фильтровальной бумаги в желтый, а потом в буро-черный цвет. **Реакцию вести обязательно под тягой!**

4. В присутствии соляной кислоты от действия КJ выпадают темно-красные гексагональные таблички, призмочки, игольчатые кристаллы.

5. Минерал растирают с AgNO_3 . Смесь буреет. Прибавление воды вызывает красно-бурю окраску. После выпаривания красный цвет исчезает и появляется вновь от добавления воды.

6. Растирают минерал с молибдатом аммония, добавляют каплю концентрированной азотной кислоты – смесь сразу желтеет (мешает фосфор).

НАТРИЙ – Na

Элемент I группы периодической системы. Название от латинского natrium - сода. Атомный номер 11. Атомный вес 22,98977. Представлен одним стабильным изотопом ^{23}Na . Выделен в 1807 г. английским химиком Хемфри Дэви.

Плотность 0,968 г/см³. Температура плавления 97,86°C.

Размер атома 1,89 А, размер иона Na^+ 0,98 А.

Для натрия типичен несовершенный изовалентный изоморфизм с K^+ и Li^+ , совершенный гетеровалентный изоморфизм с Ca^{2+} и несовершенный гетеровалентный с Mn^{3+} , V^{3+} и TR^{3+} .

Кларк натрия 2,5%. После O, Si, Al, Fe, Ca натрий занимает шестое место по распространенности в земной коре. В ультраосновных породах его 0,57, в основных-1,94, в средних – 3,0, в кислых – 2,7, в осадочных – 0,66% (в глинах – 0,96, в песчаниках – 0,33, в карбонатах – 0,04%).

В морской воде натрия много – 10,5 г/л.

Натрий входит в состав более 200 минералов, но основной его минерал – это галит - NaCl . Образуется он в процессе галогенеза.

Применяется натрий во многих производствах, например в качестве теплоносителя в атомных реакторах. Необходимый для жизни элемент – суточная потребность человека в натрии – от 2 до 15 г. Ежегодная мировая добыча соли оценивается в 30 млн. тонн.

Основные реакции на натрий:

1. Соли натрия окрашивают пламя в желтый цвет, который невидим через синее стекло. Силикаты натрия смешивают с равным объемом гипса, растирают и сплавляют в ушке платиновой проволоки.

2. Добавление к раствору соли натрия такого же количества дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 и последующие кипячение вызывает выпадение крупных кубических кристаллов дигидроантимоната натрия NaH_2SbO_4 .

НИКЕЛЬ – Ni

Элемент VIII группы периодической системы. Название от немецкого Nickel – имя гнома, горного духа, согласно поверью, мешавшего горнякам.

Атомный номер 28. Атомный вес 58,69. Впервые получен шведским химиком Акселем Фредериком Кронстедтом в 1751 г. Это серебристо-белый металл. Плотность 8,90 г/см³. Температура плавления 1455°C.

Природный никель состоит из пяти изотопов (в %): ⁵⁸Ni (67,88), ⁶⁰Ni (26,23), ⁶¹Ni (11,19), ⁶²Ni (3,66), ⁶⁴Ni (1,08). Атомный радиус 1,24 Å, радиус иона Ni²⁺ 0,74 Å.

Для Ni²⁺ характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Mg²⁺, Fe²⁺, Co²⁺ и несовершенный изовалентный – с Cu²⁺, Zn²⁺, Pb²⁺, Pt²⁺.

Кларк никеля в земной коре 0,0058%. Содержание его в ультраосновных породах – 0,2, в основных – 0,016, в средних – 0,0055, в кислых – 0,0008 и в осадочных породах – 0,0095%.

Содержание никеля в морской воде 0,002 мг/л.

Известно более сотни минералов никеля. Главные из них следующие: миллерит - NiS (64,7% Ni), полидимит - Ni₃S₄ (57,9% Ni), пентландит - (Fe,Ni)₉S₈ (34,6% Ni), вазсит - NiS₂ (46% Ni), никелин - NiAs (43,9% Ni), аннабергит - Ni₃(AsO₄)₂×8H₂O (35,5% Ni), хлоантит – NiAs₃₋₂, гарниерит – (Ni,Mg)₄[Si₄O₁₀](OH)₄×4H₂O, ревдинскит – (Ni,Mg)₆[Si₄O₁₀](OH)₈.

Большая часть добываемого никеля используется в сталелитейном производстве. Стали, легированные никелем, очень устойчивы против механических, химических и термических воздействий. Антикоррозийное покрытие из никеля наносят на другие металлы и сплавы. Применяется никель для изготовления монет, в качестве катализатора, в щелочных аккумуляторах и т. д.

Никелевые руды делятся на сульфидные медно-никелевые и силикатные никелевые.

Сульфидные Cu-Ni руды связаны с гипербазитами. Главные минералы – пирротин, пентландит, халькопирит и магнетит. Среднее содержание никеля в этих рудах – от 0,25 до 4,5%. Кроме никеля и меди в руде имеется Co, платиноиды, Au, Ag, Se и Te. Сульфидные руды предварительно обогащаются путем флотации.

Главные месторождения сульфидных ликвационных никелевых руд в России – Печенга, Талнах, Норильск.

Силикатные никелевые руды образуются при выветривании ультрабазитов и содержат от 0,75 до 4% Ni. Основные месторождения связаны с кайнозойскими корами выветривания. Главные минералы никеля – гарниерит Ni₄[Si₄O₁₀](OH)₄×4H₂O, ревдинскит, - (Ni,Mg)₆[Si₄O₁₀](OH)₈. В этих рудах кроме никеля содержится также кобальт. Перерабатываются силикатные руды без предварительного обогащения пирометаллургическим методом.

Главные месторождения силикатных никелевых руд России – Черемшанское и Сахаринское.

Мировое производство никеля порядка 500 тысяч тонн в год. Мировые запасы

оцениваются в 100 млн. тонн. Главные производители Канада, Новая Каледония, Австралия.

ПДК в воздухе на Ni – 0,05 мг/м³, на гидрозоль никеля – 0,005 мг/м³. От никеля может возникнуть бронхиальный рак, аллергия, воспаление кожи.

Основные реакции на никель:

Минерал растворяют в царской водке и нагревают. Затем раствор нейтрализуют аммиаком.

1. К азотнокислomu раствору минерала (или его сплава с содой) прибавляют одну каплю диметилглиоксима (C₄H₈O₂N₂) и каплю раствора аммиака - NH₄OH, а затем кипятят. При наличии никеля раствор окрашивается в малиново-красный или темный розовый цвет.

2. Азотнокислый раствор имеет яблочно-зеленый цвет, который от добавки аммиака переходит в синий (но не темно-синий, как от меди).

3. Силикат никеля растирается с диметилглиоксимом до появления красно-розовой окраски.

4. Порошок сульфида никеля смешивается с 5-ю объемами твердой царской водки (3 части NH₄Cl и 1 часть NH₄NO₃) и нагревается в пробирке. К полученной смеси добавляют тиосульфат натрия (Na₂S₂O₃), затем растирают, добавляют диметилглиоксим и после нового растирания появляется красно-розовая окраска.

НИОБИЙ и ТАНТАЛ (Nb – Ta)

Элементы V группы периодической системы. Название дано по имени Niobe - Ниобы – дочери Тантала в древнегреческой мифологии; Тантал – по имени древнегреческого героя Тантала (Tantalos).

Атомный номер ниобия 41, тантала 73. Атомный вес 92,9064 и 180,9479 соответственно. Природный ниобий состоит из одного изотопа ⁹³Nb, природный тантал – из двух изотопов ¹⁸¹Ta (99,9877%) и ¹⁸⁰Ta (0,0123%). Атомный радиус Nb 1,45 А, Ta 1,46 А.

Впервые ниобий открыл в 1801 г. английский химик Чарльз Хатчетт, тантал открыт в 1802 г. шведским химиком Андресом Густавом Экебергом.

Плотность ниобия 8,57 г/см³. Температура плавления 2477°C. Плотность тантала 16,6 г/см³. Температура плавления 3014°C.

В природе имеют одну степень окисления - Nb⁵⁺ (радиус 0,66 А) и Ta⁵⁺ (радиус 0,66 А).

Для иона Nb⁵⁺ наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм с Ta⁵⁺, совершенный гетеровалентный с Ti⁴⁺, W⁶⁺ и несовершенный гетеровалентный с Fe³⁺, V³⁺, Sn⁴⁺, Zr⁴⁺.

Для Ta⁵⁺ характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Nb⁵⁺ и

совершенный гетеровалентный с Ti^{4+} и W^{6+} . Отмечается также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Fe^{3+} , Ti^{4+} , Zr^{4+} , Sn^{4+} .

Химические свойства обоих металлов близки между собой. Очень устойчивы к воздействию агрессивных сред, в том числе и кислот. Ниобий растворяет только плавиковая кислота, щелочи и смесь $HF + HNO_3$.

Тантал, особенно химически чистый, очень стоек к действию агрессивных сред. Он растворим только в расплавленных щелочах.

Кларк ниобия – 0,002%. Кларк тантала – 0,00025%. Среднее содержание в горных породах Nb – $2 \times 10^{-3}\%$, тогда как содержание Ta практически на порядок меньше. Основным изоморфным аналогом и Nb и Ta являются Ti и W.

Содержание ниобия в ультраосновных породах – 0,0001, в основных, средних, кислых и осадочных – по 0,002%. Содержание тантала в ультраосновных породах – $1,8 \times 10^{-6}$, в основных – $4,8 \times 10^{-5}$, в средних – 7×10^{-5} , в кислых и осадочных – по $3,5 \times 10^{-4}\%$.

Содержание этих металлов в морской воде: –0,00001 мг/л.

Основными минералами данной пары элементов являются колумбит – $(Fe,Mn)(Nb,Ta)_2O_6$, танталит – $(Fe,Mn)Ta_2O_6$, лопарит – $(Na,Ce,Ca)(Nb,Ti)O_3$, фергюсонит – $Y(Nb,Ta)O_4$ и пирохлор $(Na,Ca,TR)_2(Nb,Ta,Ti)_2O_6(F,OH)$. Эти минералы устойчивы в зоне окисления и накапливаются в россыпях.

Руда подразделяется на ниобиевую, когда содержание Nb_2O_5 к Ta_2O_5 колеблется от 40:1 до 200:1 и тантало-ниобиевую, когда соотношение Ta_2O_5 к Nb_2O_5 составляет от 5:1 до 15:1.

Выделяют эндогенные и экзогенные месторождения Nb и Ta. Ниобиевые месторождения связаны со щелочными и субщелочными породами. Выделяют пирохлоровые карбонатиты и альбититы; лопаритовые нефелиновые сиениты; а также колумбит-пирохлоровые щелочные граниты и граносиениты. Экзогенные месторождения связаны с корами выветривания карбонатитов, гранитов, и россыпями колумбита, пирохлора, лопарита.

В качестве примесей в рудах ниобия присутствуют также минералы фтора, стронция, циркония, урана, тория, лития, бериллия, лантаноидов.

Эндогенные танталовые месторождения связаны с пегматитами и редкометалльными гранитами. Экзогенные месторождения – с корами выветривания этих эндогенных месторождений.

Из руды первоначально получает концентрат, из которого потом выделяют сами металлы. Используется ниобий в легированных жаропрочных спецсталях, идущих на изготовление ракет, реактивных двигателей, газовых турбин, химической аппаратуры и других изделий. Тантал применяют в аналогичных отраслях промышленности. Особенно ценным свойством тантала, а именно его химической устойчивостью, пользуются в хирургии, где из него делают проволоку, протезы и целые листы, которые заменяют природный человеческий материал, т. е. костную ткань. Ежегодное мировое производство ниобия оценивается в 15 тысяч тонн, тогда как тантала производится

всего лишь 850 тонн.

Главные производители ниобия Бразилия, Канада, Заир, Нигерия, Австралия.

Главные производители тантала Австралия, Бразилия, Канада, Таиланд.

Основные реакции:

1. Порошок минерала разлагают в пробирке при нагревании с 6-8-кратным количеством сернокислого аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, предварительно смоченным несколькими каплями концентрированной серной кислоты. Сплав охлаждают, растворяют в той же пробирке с горячей H_2SO_4 и приливают 10 – 12 капель 5%-ного солянокислого раствора таннина. Выпадает красно-бурый (в присутствии Nb) или желтый (в присутствии Ta) осадок.

2. При недостатке материала зерно минерала сплавляют в ушке платиновой проволоочки с KHSO_4 , снова добавляя минерал и прокаливая. Полученный перл погружают в раствор таннина. При наличии Nb или Ta сплав окрашивается в оранжево-красный или желтый цвет.

3. В раствор тантало-ниобата добавляют KOH с NaOH и уксуснокислый натрий $(\text{CH}_3\text{COO})\text{Na}$. Выпадают бесцветные призмы, звездочки кристаллов $\text{Na}_8\text{Ta}_6\text{O}_{19} \times 25\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Na}_8\text{Nb}_6\text{O}_{19} \times 16\text{H}_2\text{O}$.

4. Порошок минерала сплавляют с содой (Na_2CO_3) на кварцевом стекле. Затем добавляют конц. HCl и Sn. Кипятят. При наличии Nb появляется голубой цвет. Если вместо Sn взять Zn, то цвет коричневый.

5. Сплавляют минерал в платиновой проволочке с пиррофосфатом калия ($\text{K}_4\text{S}_2\text{O}_7$), потом при нагревании с 5% серной кислотой сплав растворяют. Минерал покрывается голубовато-серой пленкой. Реакцию лучше наблюдать в микроскоп. Аналогичную реакцию дают вольфрамит и ильменит. Затем зерна минерала переносят на другое стекло, просушивают фильтровальной бумагой, капают раствором таннина и нагревают. Тантал дает ярко-желтую пленку, ниобий – оранжевую. От совместного присутствия обоих элементов получается желто-красная пленка.

ОЛОВО – Sn

Элемент IV группы периодической системы. Атомный номер 50. Атомный вес 118,710. Плотность $5,75 \text{ г/см}^3$, (α -Sn). Плотность $7,228 \text{ г/см}^3$ (β -олово), температура плавления олова $231,91^\circ\text{C}$.

Состоит из десяти стабильных изотопов (в %): ^{112}Sn (0,96), ^{114}Sn (0,66), ^{115}Sn (0,35), ^{116}Sn (14,30), ^{117}Sn (7,61), ^{118}Sn (24,03), ^{119}Sn (8,58), ^{120}Sn (32,85), ^{122}Sn (4,72), ^{124}Sn (5,94) (из всех химических элементов олово имеет самое большое число стабильных изотопов).

Радиус атома олова 1,58 А, радиус иона Sn^{2+} - 1,02 А, радиус иона Sn^{4+} - 0,67 А. Для Sn^{4+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Ge^{4+} и несовершенный

изовалентный с Ti^{4+} и Zr^{4+} . Несовершенный гетеровалентный изоморфизм наблюдается с Fe^{2+} , Mg^{2+} , In^{3+} , V^{3+} , Nb^{5+} , Ta^{5+} , W^{6+} .

Кларк олова 0,00025%. В ультраосновных породах содержание олова 5×10^{-5} , в основных – $1,5 \times 10^{-4}$, в кислых – 3×10^{-4} , в осадочных - 0,001%.

В морской воде 0,0008 мг олова на литр.

Минералов олова более 90. Главные промышленные минералы – касситерит - SnO_2 , цилиндрит – $Pb_3Sn_4Sb_2S_{14}$, тиллит- $PbSnS_2$ и станнин - Cu_2FeSnS_4 . Месторождения олова бывают коренными (эндогенными) и россыпными (экзогенными). Основной промышленный тип олова – кварц-касситеритовые жилы и штокверки, касситерит-сульфидные жилы и метасоматические залежи, а также и касситеритовые россыпи.

Основной район на олово в России – Восточная и Северо-Восточная Сибирь. Разрабатываются как коренные месторождения, так и россыпи.

Используется олово в различных сплавах - с медью (бронза), с медью и цинком (латунь), с сурьмой (баббит), со свинцом (припой), с титаном (турбины) и т.д. Широко применяется олово в качестве антикоррозийного покрытия в консервной промышленности.

Мировое производство – 165 тысяч тонн в год. Основная добыча олова производится в Малайзии, Индонезии, Бразилии, Таиланде, Боливии.

Олово существует в двух кристаллических структурах – α -Sn - серое олово (кубическая решетка типа алмаза, устойчиво до $13,2^\circ C$) и β -Sn - белое олово, образуется при комнатной температуре (тетрагональная решетка, устойчиво до $173^\circ C$). При понижении температуры ниже $14^\circ C$ металлическое белое олово переходит в серое олово и превращается в порошок (оловянная чума). Этот переход совершается особенно быстро при сильном морозе.

ПДК на SnO_2 в воздухе 6 мг/м³. Для консервированных продуктов ПДК на олово составляет 0,1 г/кг.

Основные реакции на олово:

1. Полоска фильтровальной бумаги, смоченной солянокислым раствором минерала (или его сплава с содой) и затем обработанная каплей раствора молибденовокислого аммония $(NH_4)_2MoO_4$, окрашивается в синий цвет.

2. Зерна минерала (касситерита), обработанные концентрированной соляной кислотой на цинковой пластинке (или на часовом стекле в присутствии цинковой пыли), покрываются стально-серой пленкой металлического олова. При этом выделяется водород. После растворения пленки в концентрированной HCl и прибавления к раствору капли какотелина раствор приобретает фиолетовую окраску. Можно к солянокислому раствору добавить молибденовокислого аммония – $(NH_4)_2MoO_4$ (делать на фильтре). При наличии олова появляется синий цвет.

3. Действие на нейтральный насыщенный раствор щавелевокислым калием $K_2C_2O_4$ дает бесцветные остроконечные призмы и удлиненные таблички SnC_2O_4 .

4. Растирают минерал, добавляют цинк и капают раствором соляной кислоты.

Затем выпаривают, добавляют диметилглиоксим и растирают – должна быть красная окраска.

ПЛАТИНА и ПЛАТИНОИДЫ – Pt (Ru, Rh, Pd, Os, Ir)

По испански platina – серебро, известна инкам, привезена в Европу в середине 18 века.

Рутений (Ru) - от Ruthenia – Россия, открыт в 1808 г. поляком Е. Снядецким. *Родий (Rh)* – от греческого rhodon - розовый. *Палладий (Pd)* – по названию астероида Паллас, и родий и палладий открыты в 1803 г. английским ученым Уильямом Гайдом Волластоном. *Осмий (Os)* – от греческого osme – запах. *Иридий (Ir)* от латинского iris – радуга, и осмий и иридий открыты в 1803 г. англичанином Смитсоном Теннантом.

В России в Казанском университете рутений был открыт вновь в 1844 г. химиком К. К. Клаусом.

Основные минералы платины и платиноидов: самородная платина, самородный палладий, поликсен - Pt,Fe, палладистая платина - Pd,Pt,Fe, иридистая платина – Ir,Pt,Fe, родистая платина - Rh,Pt,Fe, платинистый иридий – Ir,Pt, осмит – Os,Ir, рутениевый невьянскит – Ir,Os,Ru, куперит - PtS, невьянскит - Ir,Os, сысерскит - Os,Ir, сперрилит - PtAs₂.

Кларк платины – $2 \times 10^{-5}\%$, остальных металлов платиновой группы почти на порядок меньше.

Весьма интересно количество стабильных изотопов среди металлов этой группы. Для четных платиноидов изотопов много, для нечетных – один или два:

Рутений (атомный номер 44) – 7 изотопов (в %): ⁹⁶Ru (5,51), ⁹⁸Ru (1,87), ⁹⁹Ru (12,72), ¹⁰⁰Ru (12,62), ¹⁰¹Ru (17,07), ¹⁰²Ru (31,61), ¹⁰⁴Ru (18,58). Атомный вес 101,07. Плотность рутения 12,45 г/см³. Температура плавления 2334°C.

Родий (атомный номер 45) – 1 изотоп: ¹⁰³Rh. Атомный вес 102,9055. Плотность родия 12,41 г/см³. Температура плавления 1963°C.

Палладий (атомный номер 46) – 6 изотопов (в %): ¹⁰²Pd (0,96), ¹⁰⁴Pd (10,97), ¹⁰⁵Pd (22,23), ¹⁰⁶Pd (27,33), ¹⁰⁸Pd (26,71), ¹¹⁰Pd (11,81). Атомный вес 106,42. Плотность палладия 12,02 г/см³. Температура плавления 1554°C.

Осмий (атомный номер 76) – 7 изотопов (в %): ¹⁸⁴Os (0,018), ¹⁸⁶Os (1,59), ¹⁸⁷Os (1,64), ¹⁸⁸Os (13,3), ¹⁸⁹Os (16,1), ¹⁹⁰Os (26,4), ¹⁹²Os (41,0). Атомный вес 190,2. Плотность осмия 22,61 г/см³ – это самый тяжелый металл. Температура плавления осмия 3027°C.

Иридий (атомный номер 77) - 2 изотопа: ¹⁹¹Ir (37,3%), ¹⁹³Ir (62,7%). Атомный вес 192,22. Плотность иридия 22,65 г/см³. Температура плавления 2447°C.

Платина (атомный номер 78) – 6 изотопов (в %): ¹⁹⁰Pt (0,012), ¹⁹²Pt (0,78), ¹⁹⁴Pt (32,09), ¹⁹⁵Pt (33,8), ¹⁹⁶Pt (25,3), ¹⁹⁸Pt (7,21). Атомный вес 195,08. Плотность платины 21,45 г/см³. Температура плавления 1769°C.

Платина растворяется только в царской водке и в расплавах щелочей. Это

серебристо-белый, блестящий, ковкий и пластичный металл. Радиус атома 1,38 А, проявляет валентность Pt^{2+} (радиус 0,80 А) и Pt^{4+} (радиус 0,64 А). Более всего платины в основных и ультраосновных породах – $1-2 \times 10^{-5}\%$.

Для иона Pt^{2+} характерен совершенный изовалентный изоморфизм с ионом Pd^{2+} и несовершенный – с ионом Ni^{2+} . В основном же платиноиды встречаются совместно.

Рутений растворяется в расплавах щелочей, не реагирует с кислотами. Блестящий, серебристый металл. Радиус атома 1,34 А, проявляет валентность Ru^{4+} (радиус 0,62 А). Встречается в месторождениях платины с иридием и осмием. Получают рутений (около 120 кг в год) в основном из отходов при очистке никеля. Используется в качестве катализатора.

Родий не реагирует с кислотами, растворяется в расплавах щелочей. Блестящий, серебристый, твердый металл. Радиус атома 1,30 А, радиус иона Rh^{3+} 0,75 А. Встречается вместе с платиной. Ежегодная добыча 3 тонны. Основным источником родия – медные и никелевые руды. Используется как катализатор.

Осмий растворяется только в расплавах щелочей. Блестящий, серебристый металл. Обладает запахом, похожим на смесь запаха йода и озона, так как образуется летучий OsO_4 . Радиус атома 1,31 А, радиус иона Os^{4+} 0,65 А. Встречается совместно с платиной. Ежегодная добыча 60 кг, получается в основном при очистке никеля. Используется как катализатор.

Иридий реагирует с расплавленным $NaOH$, но не реагирует с кислотами. В царской водке не растворяется. Блестящий, серебристый металл. Радиус атома 1,35 А, радиус иона Ir^{4+} 0,65 А. Встречается в рудах платины. Ежегодная добыча 3 тонны. Применяется в спецсплавах и в свечах зажигания, в кончиках „вечных перьев”.

Палладий растворяется в расплавах щелочей и в кислотах-окислителях. Блестящий, ковкий, серебристо-белый металл. Радиус атома 1,37 А, радиус иона Pd^{2+} 0,80 А, Pd^{4+} 0,65 А. Встречается в месторождениях платины. Ежегодная добыча 24 тонны, в основном палладий извлекается при очистке меди и цинка. Применяется в качестве катализатора.

Основные промышленные типы месторождений металлов платиновой группы – медно-никелево-платиновые месторождения в основных породах и россыпи.

Платина используется в ювелирном деле, как катализатор, в очень агрессивных средах. Мировое производство около 30 тонн в год. Главные производители – ЮАР, Канада, Колумбия, Финляндия, США, РФ.

В РФ узаконены государственные пробы на платину – 950 (добавка меди) и палладий – 850 и 500.

Основные реакции на платину и платиноиды:

1. Раствор в царской водке имеет красновато-желтый цвет.
2. Если этот раствор полностью выпарить, остаток растворить в соляной кислоте и снова выпарить до консистенции густой пасты, а затем добавить воды, немного серной кислоты и крупинку йодистого калия - KJ , то должен получиться фиолетово-красный

цвет.

3. Получить аналогичным образом густую пасту и добавить хлористый калий. При наличии платины образуются лимонно-желтые октаэдрические кристаллы хлорплатината калия - K_2PtCl_6 , которые нерастворимы в спирте.

4. Наибольшей чувствительностью (1 : 200000) обладает реакция, рекомендованная Л.А. Чугаевым. К раствору платины в царской водке добавляют воды, каплю соляной кислоты и демитилглиоксим (последний в избытке). Затем кипятят. После охлаждения должен получиться сине-зеленый осадок.

5. Порошок минерала смешивают в пробирке с твердой царской водкой (3 части NH_4Cl и 1 часть NH_4NO_3) и после 5-ти минутного нагревания смесь желтеет (образуется $(NH_4)_2[PtCl_6]$). Отобрав часть смеси, добавляют к ней йодистый калий – KJ , растирают, слегка увлажняют (можно дыханием), и смесь становится красной.

РАДИЙ – Ra

Элемент II группы периодической системы. Название от латинского *radius* – луч.

Открыт в 1898 г. во Франции Пьером и Марией Кюри.

Атомный номер 88, атомный вес 226,0254. Плотность 5,5 г/см³, температура плавления 969°C.

Радиус атома 2,35 А, радиус иона Ra^{2+} 1,52 А. Для иона Ra^{2+} наблюдается несовершенный изовалентный изоморфизм с Ba^{2+} и Pb^{2+} .

Известно 4 природных радиоактивных изотопа ^{223}Ra (период полураспада $T_{1/2} = 11,434$ суток, α -излучатель), ^{224}Ra ($T_{1/2} = 3,66$ суток, α -излучатель), ^{226}Ra ($T_{1/2} = 1602$ лет, α -излучатель) и ^{228}Ra ($T_{1/2} = 5,75$ лет, β -излучатель). Практически все изотопы радия одновременно являются и сильными γ -излучателями.

Изотоп ^{223}Ra по своему положению в радиоактивных рядах называется актиний-икс и обозначается AcX . Изотоп ^{224}Ra называется торий-икс, обозначается как ThX , ^{226}Ra и ^{228}Ra называются мезоторием-I и обозначаются как $MsThI$. Изотопы ^{223}Ra и ^{226}Ra наблюдаются в урановых рудах, изотопы ^{224}Ra и ^{228}Ra характерны для ториевых руд. Присоединив два электрона, α -частицы становятся ядрами гелия и их свободный пробег в воздухе равен 3,9 см.

Кларк радия в земной коре оценивается величиной – $1 \times 10^{-10}\%$.

Радий является одним из главных источников естественного радиоактивного фона. Сам Ra и его соединения светятся на воздухе бледно-голубым светом. При распаде 1 грамма ^{226}Ra выделяется 1 мм³ радиоактивного газа радона - Rn .

Радий – радиоактивный серебристо-белый металл, химически похож на барий, но более активный. Реагирует с азотом, кислородом, водой. Его хлорид, бромид, сульфид хорошо растворимы, тогда как карбонат, сульфат фторид растворимы плохо.

Радий токсичен из-за своей радиоактивности. Добывается радий из урановых

месторождений и из подземных вод нефтяных месторождений. Встречается он в минералах урана, в барите, флюорите, кальците, лимоните.

Применяется радий как источник α -частиц, в смеси с сульфидом цинка входит в светосоставы, используется в дефектоскопах и для лечения радоновыми ваннами.

По изотопу ^{228}Ra определяют возраст осадков океана.

В практике нефтедобычи отмечаются случаи радиоактивного загрязнения радием бурового оборудования. Радий, образующийся за счет радиоактивного распада урана и тория, содержащихся в земной коре, накапливается в нефтяных ловушках и в самих нефтях растворяется плохо. При вскрытии залежи или при выходе пластовых вод, содержащих ионы хлора, образуется хлорид радия $-\text{RaCl}_2$, который хорошо растворим и движется вместе с пластовыми водами к забою скважины. При контакте с окислительной обстановкой имеющийся растворенный сероводород дает серную кислоту (ион SO_4^{2-}). Поскольку буровые растворы практически всегда содержат утяжелитель – барит (а чаще всего и примесь виверита – BaCO_3), то в буровом растворе имеется ион Ba^{2+} . При контакте бурового раствора с водами, содержащими ион SO_4^{2-} , возникает уже новообразованный барит – BaSO_4 , в кристаллическую решетку которого за счет одинакового заряда ионов (Ra^{2+} и Ba^{2+}) и близости ионных радиусов ($r_{\text{Ba}^{2+}} = 1,43 \text{ \AA}$, $r_{\text{Ra}^{2+}} = 1,52 \text{ \AA}$) и входит радий, давая радиобарит $(\text{Ba,Ra})\text{SO}_4$. Этот радиобарит дает сильное γ -излучение и отлагается на нефтяном оборудовании (насосы, трубы) в виде тонких пленок. Попадает этот радиобарит в виде тонкодисперсной взвеси и в буровой раствор. Количество радия определяется литологией нефтеносных толщ и подстилающих пород, а также продолжительностью эксплуатации скважины и нефтяного оборудования.

Ежегодное мировое производство – всего 100 грамм.

РЕНИЙ –Re

Элемент VII группы периодической системы. Название - от латинского Rhenus – Рейн. Открыт в 1925 г. немецкими химиками Вальтером Ноддак, Идой Такке, О. Бергом.

Атомный номер 75. Атомный вес 186,207. Природный рений состоит из двух изотопов: стабильного - ^{185}Re (37,07%), и слаборадиоактивного - ^{187}Re (62,93%), с периодом полураспада в 43 млрд. лет, который превращается в ^{188}Os . По Re–Os методу определяют возраст минералов.

Рений – серебристый металл, получается обычно в виде серого порошка. Растворим в HNO_3 , в других кислотах растворяется плохо. Не реагирует с водородом и азотом. Плотность Re $21,01 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 3180°C . Радиус атома $1,37 \text{ \AA}$. Радиус иона Re^{4+} $0,72 \text{ \AA}$ (практически совпадает с радиусом иона $\text{Mo}^{4+} = 0,68 \text{ \AA}$, поэтому между ними наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм), радиус иона Re^{7+} $0,53 \text{ \AA}$.

Среднее содержание рения в земной коре очень невелико – $7 \times 10^{-8}\%$.

Промышленно важными минералами, из которых получают рений, являются молибденит (MoS_2) и редкий джезканганит (CuReS_4). Рений встречается также совместно с платиной и с осмием. Главными рудными промышленными типами рения являются молибденовые и медно-молибденовые месторождения и медистые песчаники.

Рений довольно пластичен и жаропрочен. Это один из наиболее тугоплавких металлов – его температура плавления 3180°C (более тугоплавков лишь вольфрам – 3380°C). Он также повышает прочность и пластичность Mo и W в их сплавах. Поэтому рений применяется в нитях накаливания электроламп, в специальных тугоплавких сплавах с Mo и W, в электротехнике, используется как катализатор при переработке нефти. Ежегодное мировое производство – около 10 тонн.

РТУТЬ– Hg

Элемент II группы периодической системы. Названа в честь планеты Меркурий. По латинск. hydrargyrum – жидкое серебро. Атомный номер 80. Атомный вес 200,59.

Плотность ртути $13,53 \text{ г/см}^3$. Ртуть единственный жидкий металл (это самая тяжелая жидкость), затвердевает при температуре $-38,87^\circ\text{C}$, кипит при $356,58^\circ\text{C}$. Плотность твердой ртути $14,19 \text{ г/см}^3$.

Природная ртуть состоит из 7 изотопов (в %): ^{196}Hg (0,146), ^{198}Hg (10,02), ^{199}Hg (16,84), ^{200}Hg (23,13), ^{201}Hg (13,22), ^{202}Hg (29,80), ^{204}Hg (6,85). Радиус атома 1,60 А. Проявляет валентность Hg^{2+} (радиус иона 1,13 А).

Для Hg^{2+} отмечается несовершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} и несовершенный гетеровалентный с In^{3+} . Ртуть дает амальгаму с золотом, чем пользуются при добыче золота. Амальгама ртути получается с металлом, который она смачивает. Ртуть реагирует с азотной кислотой, с царской водкой и с горячей концентрированной серной кислотой.

Кларк ртути $8,3 \times 10^{-6}\%$. В земной коре ртуть рассеяна, ее повышенные содержания характерны для осадочных пород – $4 \times 10^{-5}\%$.

В морской воде ртути очень мало – $3 \times 10^{-5} \text{ мг/л}$.

Главные минералы ртути – киноварь HgS и шватцит (ртутная блеклая руда) – $(\text{Cu,Hg})_{12}\text{Sb}_4\text{S}_{13}$.

Основные промышленные типы ртутных месторождений – пластовые тела в осадочных породах, зоны ртутных и сурьмяно-ртутных руд в силикатных породах.

Используется ртуть в производстве хлора и щелочи, в электроаппаратуре, как инициирующее взрывчатое вещество (гремучая ртуть $\text{Hg}[\text{CNO}]_2\text{H}_2\text{O}$). Очень много Hg идет на термометры. Пары ртути при электрическом разряде и высокой температуре дают голубовато-зеленый свет и испускают ультрафиолетовые лучи.

Ежегодное мировое производство ртути достигает 8,5 тысяч тонн. Главные про-

изводители Испания, Алжир, США, Мексика.

Соединения ртути ядовиты. Токсическая доза 0,4 мг, летальная доза от 150 до 300 мг. ПДК в воздухе 0,01 мг/м³, в воде 0,001 мг/л. От ртути развивается отравление всего организма, возникает болезнь Минамата – наблюдаются параличи, поражается генный аппарат, развивается сумасшествие, рождаются дети-уроды. В древней Руси ртуть из-за её токсичности называли змеиным молоком.

Основные реакции на ртуть:

1. Действие на нейтральный раствор поваренной солью дает бесцветные игольчатые кристаллы **HgCl₂** (яд!).

2. Воздействие на азотнокислый раствор 30% раствором азотнокислого кобальта Co(NO₃)₂ и капли насыщенного раствора роданистого аммония NH₄CNS дает фиолетово-синий цвет, если ртути много, то образуются синие призматические кристаллы Hg(CNS)₂×Co(CNS)₂

3. В разбавленный нейтральный или слабокислый ртутьсодержащий раствор добавляют йодистый калий KJ. Образуются желтые и красные квадратные таблички и острые дипирамиды HgJ₂.

РУБИДИЙ - Rb

Элемент I группы периодической системы. Название от латинского rubidius – очень красный цвет. Rb открыт в 1861 г. немецкими химиками Робертом Вильгельмом Бунзеном и Густавом Робертом Кирхгофом.

Атомный номер 37. Атомный вес 85,4678. Природный рубидий состоит из двух изотопов: стабильного ⁸⁵Rb (72,15%) и радиоактивного ⁸⁷Rb (27,85%, период полураспада 48 млрд. лет).

Рубидий – очень мягкий, серебристо-белый металл, бурно реагирует с водой, на воздухе возгорается. Плотность 1,5248 г/см³. Температура плавления 39,32°C.

Радиус атома 2,48 А. Радиус иона Rb⁺ 1,49 А. Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм иона Rb⁺ с K⁺, Cs⁺ и Tl⁺, несовершенный гетеровалентный - с ионом Sr²⁺.

Кларк рубидия в земной коре 0,015%. Содержание рубидия в ультраосновных породах составляет 0,0002%, в основных – 0,0045%, в средних – 0,01%, в кислых и осадочных – 0,02%.

Содержание Rb в морской воде 0,12 мг/л.

Самостоятельных минералов рубидия нет по причине его практически полного рассеяния в минералах калия (радиус K⁺ 1,33 А).

Основными промышленными поставщиками рубидия являются минералы калия и натрия - лепидолит KLi_{1,5}Al_{1,5}[Si₄O₁₀](OH,F)₂, мусковит KAl₂[AlSi₃O₁₀]{OH}₂, поллуцит Cs[AlSi₂O₆], карналлит KMgCl₃×6H₂O, силвин KCl, микроклин K[AlSi₃O₈], берилл

$\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$, лейцит $\text{K}[\text{AlSi}_2\text{O}_6]$, цинвальдит $\text{KLiFeAl}[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}][\text{F},\text{OH}]$.

Основными промышленными типами руд для рубидия являются лепидоллит-рубеллитовые пегматиты, месторождения калийных солей и грейзены.

Рубидий используется в основном в научных целях, в катодах фотоэлементов, как катализатор.

За счет естественного радиоактивного распада ^{87}Rb ($T_{1/2} = 4,88 \times 10^{10}$ лет) в природе накапливается радиоактивный изотоп ^{87}Sr . Соотношение изотопов $^{87}\text{Sr}/^{86}\text{Sr}$ применяется при определении возраста и генезиса различных природных объектов, но необходимо одновременно определять и содержание рубидия.

СВИНЕЦ – Pb

Известен с древности. Элемент IV группы периодической системы. Атомный номер 82. Атомный вес 207,2.

Свинец состоит из 4-х стабильных изотопов (в %): ^{204}Pb (1,48), ^{206}Pb (23,60), ^{207}Pb (22,60), ^{208}Pb (52,30). Изотоп ^{204}Pb естественный, нерадиогенный, тогда как изотоп ^{206}Pb произошел за счет радиоактивного распада ^{238}U , изотоп ^{207}Pb – за счет распада ^{235}U , изотоп ^{208}Pb – за счет распада ^{232}Th . Поэтому количество изотопа ^{204}Pb в течение геологической истории Земли (4,5 млрд. лет) остается постоянным, тогда как количество трех других изотопов все время увеличивается. Анализ изотопного состава свинца в горных породах и минералах позволяет решать вопросы возраста и генезиса природных объектов.

Плотность свинца $11,34 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $327,5^\circ\text{C}$.

Атомный радиус свинца 0,175 А, ионный радиус у Pb^{2+} - 1,26 А и у Pb^{4+} - 0,76 А.

Для иона Pb^{2+} характерен несовершенный изовалентный изоморфизм с Ca^{2+} , Ba^{2+} , совершенный гетеровалентный изоморфизм с Bi^{3+} и несовершенный гетеровалентный с K^+ , Cu^+ , Ag^+ , Hg^+ , Tl^+ и U^{4+} .

Кларк свинца в земной коре 0,0016%. В ультраосновных породах его 1×10^{-5} , в основных – 0,0008, в средних – 0,0015, в кислых и в осадочных – по 0,002%.

Содержание свинца в морской воде 0,00003 мг/л.

Известно более сотни минералов свинца. Наиболее важные из них: галенит - PbS , церуссит – $\text{Pb}[\text{CO}_3]$, англезит – $\text{Pb}[\text{SO}_4]$, бурнотит – PbCuSbS_3 , буланжерит – $\text{Pb}_5\text{Sb}_4\text{S}_{11}$, джемсонит – $\text{Pb}_4\text{FeSb}_6\text{S}_{14}$, пироморфит – $\text{Pb}_5[\text{PO}_4]_3\text{Cl}$.

Основные месторождения свинца связаны с гидротермальными и гипергенными процессами. Главные промышленные типы свинцовых месторождений связаны со скарпами, с пластовыми залежами свинцовых руд в карбонатных толщах, с метасоматическими полиметаллическими рудами в эффузивно-осадочных породах.

Крупные месторождения находятся на Алтае, в Забайкалье, на Урале, в Приморье.

Используется свинец в аккумуляторах (около трети всего добываемого свинца),

как добавка в бензин (тетраэтилсвинец – $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$), в специальной химической аппаратуре, в спецсплавах и для оболочек электрокабеля. Применяется он в больших количествах в военном деле как инициирующее взрывчатое вещество (азид свинца – $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$) и для изготовления пуль. Свинец хорошо защищает от ионизирующего излучения.

Ежегодное мировое производство свинца около 4-х млн. тонн. Главные производители США, Австралия, Канада, Перу, Мексика.

На свинец не действуют соляная и серная кислота. Хорошо реагирует с азотной и уксусной кислотой, а также с растворами щелочей. Соединения свинца токсичны, опасна доза в 1 мг, летальная доза около 10 г. ПДК свинца в воздухе составляет 0,01 мг/м³. ПДК для воды – 0,03 мг/л. Отравление свинцом приводит к поражению центральной нервной системы, заболеванию мозга, печени, почек, половых органов. Для растений растворенный свинец токсичен.

Основные реакции на свинец:

1. Раствор минерала в концентрированной HNO_3 выпаривают досуха, смачивают несколькими каплями HCl и еще раз высушивают. Остаток растворяют в двух-трех каплях воды и прибавляют каплю раствора йодистого калия (КJ). В присутствии свинца выпадает желтый осадок PbJ_2 . Осадок имеет шелковистый или перламутровый блеск. По блеску отличим от осадков BiJ_3 и AsJ_3 .

2. Добавление бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в нейтральный или слабокислый раствор свинцового минерала дает красновато-желтые иглы и призмы хромата свинца PbCrO_4 .

3. В неглазированной фаянсовой кювете растирается галенит, затем добавляют кислый сернокислый калий KHSO_4 и снова сильно растирают. Сразу появляется запах сероводорода H_2S . Добавляют КJ и снова растирают. При увлажнении появляется желтый цвет.

Если минерал трудно растворим, то его сначала сплавляют с NH_4NO_3 .

4. Минерал обрабатывают нитратом аммония NH_4NO_3 и растирают вместе с бисульфатом калия, затем добавляют КJ и снова растирают. При наличии свинца появляется желтый цвет, который усиливается после смачивания водой.

СЕЛЕН – Se

Элемент VI группы периодической системы. Название от греческого selene – луна. Атомный номер 34. Атомный вес 78,96. Относится к неметаллам. Открыт в 1817 г. шведским химиком Йенсоном Якобом Берцелиусом.

Селен существует в аморфной (красного цвета), стекловидной и в нескольких кристаллических модификациях (термодинамически устойчива гексагональная), которые сосуществуют совместно при комнатной температуре. Плотность селена 4,807 г/см³. Температура плавления 221°C.

Состоит из 6 стабильных изотопов (в %): ^{40}Se (0,87), ^{42}Se (9,02), ^{43}Se (7,58),

$^{44}\text{Se}(23,52)$, $^{46}\text{Se}(49,82)$, $^{48}\text{Se}(9,19)$.

Атомный радиус 1,40 А. В природных условиях проявляет валентность Se^{2-} (радиус 1,98 А), Se^{4+} (радиус 0,47 А), Se^{6+} (радиус 0,40 А).

В минералах селена проявляется совершенный изовалентный изоморфизм иона Se^{2-} на ионы S^{2-} и Te^{2-} . Ион Se^{6+} замещается на ион S^{6+} по типу несовершенного изовалентного изоморфизма.

Самородный селен чаще всего загрязнен серой и теллуром.

Кларк селена $5 \times 10^{-6}\%$. Практически столько же его содержится в различных типах горных пород.

В морской воде содержание селена составляет 0,0004 мг/л.

Изредка селен встречается в самородном виде, известно около 40 редких минералов селена – селенистый теллур - TeSe , науманит - Ag_2Se , клаусталит - PbSe , гуанахуатит - Bi_2Se_3 , доунейт - SeO , тиманит – HgSe , сеносодержащие пирит и галенит.

Добывают селен из медно-никелевых, колчеданных и полиметаллических месторождений. Много селена в вулканической сере. В зоне гипергенеза селен и сера разделяются, так как сульфат-ион очень подвижен, а соединения селена в высокой степени окисления неустойчивы и часто сорбируются гидратами окислов металлов, в основном железа. В гипсе соотношение $\text{S}:\text{Se}=50000:1$.

Селен горит на воздухе, с водой не взаимодействует, не растворяется в соляной и в разбавленной серной кислотах. Растворим в концентрированной азотной кислоте и в щелочах.

Применяется селен в полупроводниках, фотоэлементах, солнечных батареях, для улучшения механических свойств нержавеющей сталей, как катализатор. Ежегодная мировая добыча 1700 тонн.

Селен ядовит, токсическая доза 5 мг. ПДК на Se в воздухе 2 мг/м^3 , на SeO_2 – $0,1 \text{ мг/м}^3$. ПДК на селен в воде – $0,01 \text{ мг/л}$. Отравление селеном вызывает нарушение деятельности кишечника, приводит к ломкости костей, воспалению суставов. Некоторые растения концентрируют селен из почв, что приводит к заболеванию и гибели животных.

Основные реакции на селен:

1. Растирают минерал в фарфоровой или фаянсовой кювете и помещают полученный порошок в колбу со стеклянным отводом. Добавляют в кювету 5-ти кратное количество смеси из одной части азотнокислого аммония NH_4NO_3 и трех частей хлористого аммония NH_4Cl . В боковой отвод колбы помещают немного хлорида олова SnCl_2 . Затем колбу закрывают пробкой и нагревают. При наличии селена в боковом отводе колбы появится красная окраска.

2. При нагревании на угле минералов селена чувствуется запах редьки, а если селена много, то выделяются бурые пары и получается серебристый налет окиси селена (SeO_2), который по краям имеет красный цвет (тонкий порошок металлического селена). Если подействовать восстановительным пламенем на этот красный налет, то пламя ок-

рашивается в лазурно-синий цвет.

3. В открытой трубке при нагревании образуется красно-белый возгон из окиси и металлического селена. Восстановительное пламя приобретает яркий синий цвет.

4. В закрытой трубке при нагревании получается черный возгон селена, в тонком слое имеющий красно-бурый оттенок.

5. Нагревают на часовом стекле серную кислоту для удаления воды. Затем добавляют крупинку таблетки кодеина и раствор минерала. От селена раствор зеленеет.

СЕРА – S

Элемент VI группы периодической системы. Атомный номер 16. Атомный вес 32,066. Плотность серы $2,07 \text{ г/см}^3$ (α -сера). Температура плавления $112,8^\circ\text{C}$. Состоит из 4-х изотопов (в %): ^{32}S (95,018), ^{33}S (0,76), ^{34}S (4,22), ^{36}S (0,017). Встречается в самородном состоянии и дает ионы с валентностью S^{2-} (радиус 1,86 А) и S^{6+} (радиус 0,30 А). Радиус атома серы 1,04 А.

Ион S^{2-} в минералах серы замещается по типу совершенного изовалентного изоморфизма на ионы Se^{2-} и Te^{2-} и по типу несовершенного гетеровалентного на Cl^- , As^{3-} и Sb^{3-} .

Ион S^{6+} дает комплекс $[\text{SO}_4]^{2-}$, который замещается в минералах по типу несовершенного изовалентного изоморфизма с комплексом $[\text{CO}_3]^{2-}$, по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма на комплекс $[\text{PO}_4]^{3-}$, и по типу несовершенного гетеровалентного с ионом Cl^- и комплексом $[\text{SiO}_4]^{4-}$.

Среднее содержание серы в земной коре 0,047%. Основная часть серы находится в осадочных породах (0,3%); в ультраосновных породах серы 0,02%, в основных – 0,03%, в средних – 0,02%, в кислых – 0,04%.

Содержание серы в морской воде составляет 885 мг/л.

Главные минералы серы: самородная сера, сульфиды – пирит - FeS_2 , галенит - PbS , сфалерит - ZnS , пирротин - Fe_{1-x}S и сульфаты - гипс - $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$, ангидрит - CaSO_4 , барит - BaSO_4 и много других минералов

Получают серу из самородных руд, из природного газа, содержащего сероводород, а также при переработке полиметаллов и сульфатов.

Сера входит в состав белков, поэтому при порче яиц появляется запах сероводорода.

Широко используется метод определения генезиса серы по соотношению её изотопов. За основу взято практически постоянное изотопное отношение $^{32}\text{S}/^{34}\text{S}=22,22$ у троилита из железных метеоритов. Сульфатная сера обогащена более тяжелым изотопом, тогда как сера, прошедшая через биологический цикл, обогащена изотопом легким.

Применяется сера при производстве серной кислоты (около половины всей добы-

ваемой серы), при получении сульфитов (около 25% всей серы), в резиновой, медицинской и других отраслях промышленности.

Ежегодно в мире добывается 54 млн. тонн серы. Мировые запасы 1,2 млрд. тонн. Основная добыча серы производится подземной выплавкой через скважины в США, Мексике, Иране.

Некоторые соединения серы токсичны. ПДК на серу в воздухе 6 мг/м³, на SO₃ - 1 мг/м³.

Основные реакции на серу:

1. При растворении некоторых сульфидов в HCl выделяется сероводород H₂S.
2. При нагревании в закрытой пробирке сульфидов с избытком серы (пирит) получается возгон серы бледно-желтого цвета (в горячем состоянии красноватый).
3. Минерал сплавляют на угле с тремя объемами соды Na₂CO₃, полученный красновато-бурый сплав (“серная печень”, содержит сернистый натрий – Na₂S) кладут на серебряную пластинку или монету и смачивают водой. Получается черное пятно (Ag₂S), которое можно потом удалить раствором аммиака. При действии на “серную печень” соляной кислоты выделяется сероводород.
4. При растворении сульфидов в концентрированных кислотах выделяется сероводород. Реакция идет быстрее при нагревании. Минерал при нагревании растворяют в конц. HCl, потом к раствору добавляют 10% раствор BaCl₂ (яд). Выпадает тонкокристаллический осадок барита – BaSO₄.

СЕРЕБРО – Ag

Элемент I группы периодической системы. Название от англ. silofur – серебро.

Атомный номер 47. Атомный вес 107,8682. Состоит из двух стабильных изотопов – ¹⁰⁷Ag (51,835%) и ¹⁰⁹Ag (48,165%).

Серебро, как золото и медь, известно с незапамятных времен. На Востоке серебро применялось как денежный эквивалент уже в 4-м тысячелетии до новой эры.

Плотность серебра 10,50 г/см³. Температура плавления 961,9°C.

В природе бывает в самородном состоянии (атомный радиус 1,44 А) и окисляется до Ag⁺ (ионный радиус 1,13 А). В минералах ион серебра замещается по типу совершенного изовалентного изоморфизма на ион Cu⁺ и по типу несовершенного изовалентного – на ионы Au⁺ и Tl⁺. Отмечаются также случаи несовершенного гетеровалентного изоморфизма с ионом Pb²⁺.

Кларк серебра 7×10⁻⁶%. В ультраосновных и кислых породах серебра 5×10⁻⁶, в основных и осадочных – по 1×10⁻⁵, в средних – 7×10⁻⁶%. Из благородных металлов серебро наиболее широко распространено в природе. Химически малоактивно, в присутствии сероводорода чернеет. Минимальная кондиция на серебро 60-200 г/т.

В РФ на изделия из серебра установлены пробы 960, 925, 916, 875, 800, 750.

В морской воде 0,00004 мг серебра на литр.

Серебро как изоморфная примесь входит в состав многих сульфидов (в основном в галенит). Главные минералы серебра – самородное серебро, аргентит - Ag_2S , пираргирит - Ag_3SbS_3 , прустит - Ag_3AsS_3 , стефанит – Ag_5SbS_4 , полибазит – $(\text{Ag,Cu})_{16}\text{Sb}_2\text{S}_{11}$, пирсеит – $(\text{Ag,Cu})_{16}\text{As}_2\text{S}_{11}$, кераргирит - AgCl . Дает непрерывный изоморфный ряд с золотом (электрум – Au,Ag).

Среди месторождений серебра выделяют собственно серебряные и комплексные. Из собственно серебряных месторождений извлекают, кроме серебра, еще олово, свинец, золото, медь и висмут. Наиболее важное значение имеют комплексные месторождения, они дают около 80% всего серебра. К таким месторождениям относятся полиметаллические, колчеданно-полиметаллические, стратиформные свинцово-цинковые, медно-порфировые, медно-колчеданные и медистых песчаников. Большая часть добываемого серебра поступает из сульфидных Pb , Zn , Cu руд.

Основное использование серебра – денежный эквивалент в виде монет и слитков. Много серебра идет на ювелирные изделия, лабораторную посуду, зеркала, различные приборы. Используется в фотографии. Серебро обладает самой высокой электропроводностью. Ион Ag^+ стерилизует воду. По стоимости серебро примерно раз в пятьдесят дешевле золота. Мировое производство серебра около 10 тысяч тонн в год. Мировые запасы около 1 млн. тонн. Основная добыча производится в Мексике, США, Перу, Канаде, Австралии.

Растворимые соли серебра бесцветны и ядовиты. Токсичная доза 60 мг. Летальная доза от 1,3 до 6,2 г. ПДК на Ag - 1 мг/м³.

Основные реакции на серебро:

1. Из азотнокислого раствора минерала при добавлении капли HCl выпадает белый творожистый осадок AgCl , который темнеет на свету и растворяется в аммиаке. Если этот осадок отфильтровать и сплавить на угле с тремя объемами соды, то можно получить королек серебра.

2. Из разбавленного азотнокислого раствора содержащего серебро минерала при воздействии бихромата аммония - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ выпадают красно-бурые таблитчатые ромбовидные кристаллы хромата серебра - Ag_2CrO_4 .

3. Из почти нейтрального раствора при воздействии фосфорнокислого аммония $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ выпадают желтые скелетные и ромбоэдрические кристаллы Ag_3PO_4 .

4. Серебро не взаимодействует с соляной и с разбавленной серной кислотой. Не взаимодействует оно и с растворами щелочей и с органическими кислотами.

5. Порошок минерала в смеси с твердой царской водкой ($\text{NH}_4\text{Cl} : \text{NH}_4\text{NO}_3$ как 3:1) прогревается в пробирке. Затем к горячей смеси добавляют немного тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и слегка растирают. При наличии серебра смесь сразу краснеет, затем буреет и чернеет.

СТРОНЦИЙ – Sr

Элемент II группы периодической системы. Атомный номер 38. Атомный вес 87,62. Это щелочно-земельный металл. Открыт в 1790 г. шотландцем А. Кроффордом, назван по минералу стронцианиту, найденному в Шотландии у д.Стронциан (Strontian).

Природный Sr состоит из четырех стабильных изотопов (в %): ^{84}Sr (0,56), ^{86}Sr (9,86), ^{87}Sr (7,02), ^{88}Sr (82,56). При атомных взрывах и атомных авариях образуется хорошо мигрирующий в природных водах радиоактивный изотоп ^{90}Sr с периодом полураспада 29,12 года. Для полного исчезновения радиоактивного изотопа необходимо время в 10 периодов полураспада. Стронций является хорошим водным мигрантом и поступает с грунтовыми водами в речную сеть.

Изотоп ^{87}Sr накапливается в природе за счет естественного радиоактивного распада ^{87}Rb ($T_{1/2} = 4,88 \times 10^{10}$ лет), поэтому соотношение изотопов $^{87}\text{Sr}/^{86}\text{Sr}$ применяется при определении возраста и генезиса различных природных объектов (при этом необходимо одновременно определять и содержание рубидия).

Радиус атома стронция 2,15 А. Это мягкий металл, золотисто-желтого цвета. Плотность стронция 2,63 г/см³. Температура плавления 768°C.

Радиус иона Sr^{2+} 1,20 А. В минералах стронция имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с ионами Ca^{2+} и Ba^{2+} , а также несовершенный изовалентный с ионом Eu^{2+} . Отмечается также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с Na^+ , Y^{3+} , ΣCe^{3+} , ΣTb^{3+} .

Кларк Sr в земной коре 0,034%. В породах ультраосновного состава стронция в среднем 0,001, в основных – 0,044, в средних – 0,08, в кислых – 0,03, в осадочных – 0,045%.

Среднее содержание Sr в морской воде 8 мг/л.

Известно около 30 минералов стронция. Промышленно важными являются целестин – $\text{Sr}[\text{SO}_4]$ и стронцианит – $\text{Sr}[\text{CO}_3]$. В виде изоморфной примеси входит в кристаллическую решетку минералов калия, кальция и бария.

Получают стронций из целестиновых и стронцианитовых руд, имеющих чаще всего гидротермальное (стронцианит) и осадочное (целестин) происхождение. Используется стронций в производстве спецсплавов, электровакуумных приборов и оптических стекол. Соли стронция окрашивают пламя в карминно-красный цвет, поэтому их применяют в пиротехнике.

Стронций токсичен. ПДК на его нитрат $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ – 1 мг/м³, на SrCO_3 – 6 мг/м³, на SrSO_4 – 6 мг/м³. Ежегодное мировое производство стронция составляет 140 тысяч тонн.

По химическим свойствам похож на кальций и барий.

Основные реакции на стронций:

1. В насыщенный нейтральный стронций-содержащий раствор добавляют 15%-ный раствор хромовокислого калия K_2CrO_4 . При наличии стронция образуются желтые призмы и сферолиты хромата стронция SrCrO_4 .

2. Если солянокислый раствор стронцианита выпарить и облить спиртом, то вспыхивает ярко-красное пламя.

3. Оба минерала (целестин и стронцианит) под паяльной трубкой плавятся (стронцианит вспучивается) и после смачивания HCl окрашивают пламя в интенсивный красный цвет.

СУРЬМА – Sb

Элемент V группы периодической системы. Название от турецкого *surme*.

Атомный номер 51. Атомный вес 121,75. Природная сурьма состоит из двух изотопов – ^{121}Sb (57,25%) и ^{123}Sb (42,75%). Ещё в древнем Вавилоне из сурьмы делали посуду. Древние египтянки красили порошком антимонита брови. Сурьма условно относится к металлам, она серебристо-белого, с синеватым оттенком, цвета. Плотность сурьмы $6,69 \text{ г/см}^3$. Температура плавления $630,5^\circ\text{C}$. Радиус атома сурьмы 1,61 Å.

Кларк сурьмы в земной коре $5 \times 10^{-5}\%$. В ультраосновных породах её 1×10^{-5} , в основных – 1×10^{-4} , в кислых – $2,6 \times 10^{-5}$, в средних и осадочных – по $2 \times 10^{-5}\%$.

Проявляет валентность Sb^{3-} (радиус 2,08 Å), Sb^{3+} (радиус 0,90 Å), Sb^{5+} (радиус 0,62 Å).

Содержание сурьмы в морской воде 0,0005 мг/л.

Промышленные руды сурьмы связаны с гидротермальными месторождениями. Выделяют месторождения собственно сурьмяные и месторождения Sb-Hg, Sb-Pb, Au-Sb, Sb-W. Наиболее крупное месторождение в России – Раздольнинское (Красноярский край).

Главный промышленный минерал сурьмы – антимонит - Sb_2S_3 . Добывают сурьму также из кермезита (красная сурьмяная руда) – $\text{Sb}_2\text{S}_2\text{O}$, валентинита - Sb_2O_3 , стибиконита - $\text{Sb}_2\text{O}_4 \times \text{H}_2\text{O}$, бертьерита – FeSb_2S_4 , тетраэдрита – $\text{Cu}_{12}\text{Sb}_4\text{S}_{13}$, буланжерита – $\text{Pb}_5\text{Sb}_4\text{S}_{11}$, джемсонита – $\text{Pb}_4\text{FeSb}_6\text{S}_{14}$. Часто входит в состав сульфидов As, Bi, Ni, Pb, Hg, Ag.

В минералах сурьмы имеет место совершенный изовалентный изоморфизм иона Sb^{3+} с ионами As^{3+} и Bi^{3+} . Ион Sb^{3-} замещается по тому же типу изоморфизма на ион As^{3-} , а также на ионы S^{2-} и Te^{2-} по типу несовершенного гетеровалентного изоморфизма.

Сурьма применяется в сплавах для аккумуляторов, подшипников, типографских шрифтов, оболочек электрических кабелей, огнестойких покрытий и пропиток. Ежегодное мировое производство сурьмы около 53 тысяч тонн. Мировые запасы более 2 млн. тонн. Основная добыча производится в ЮАР, Мексике, Китае, Турции, Марокко.

ПДК сурьмы в воздухе $0,5 \text{ мг/м}^3$, в воде 0,05 мг/л.

Основные реакции на сурьму:

1. Прибавление солянокислого раствора минерала к раствору тетраэтилродамина (родамин-В) изменяет красную окраску реактива на фиолетовую.

2. Зерна антимонита и некоторых сульфосолей Sb, обработанные KOH при нагревании, покрываются оранжевой пленкой.

3. Растирают крупинку антимонита вместе с крупинкой KOH. Сначала появляется слабая бледно-желтая окраска, которая постепенно переходит в красно-оранжевую.

ТАЛЛИЙ – Tl

Элемент III группы периодической системы. Название - от греческого thallus – зеленый. Открыт в 1861 г. английским химиком Уильямом Круксом.

Атомный номер 81. Атомный вес 204,383. Природный таллий состоит из двух стабильных изотопов: ^{203}Tl (29,50%) и ^{205}Tl (70,50%).

Радиус атома 1,71 Å. Радиус иона Tl^+ 1,36 Å, радиус иона Tl^{3+} 1,05 Å. Наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм иона Tl^+ с K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Ag^+ , Cu^+ и несовершенный гетеровалентный с ионом Pb^{2+} . Для иона Tl^{3+} имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с Bi^{3+} .

Таллий – мягкий, серебристо-белый металл. Плотность таллия 11,849 г/см³. Температура плавления 303,6°C. Реагирует с кислотами.

Среднее содержание таллия в земной коре 0,0001%.

В ультраосновных породах его 1×10^{-6} , в основных – 2×10^{-5} , в средних – 5×10^{-5} , в кислых – $1,5 \times 10^{-4}$ и в осадочных – 0,0001%.

Содержание таллия в морской воде 1×10^{-5} мг/л.

Главные минералы, из которых добывают таллий – лорандит – TlAsS_2 , вробаит – $\text{Tl}(\text{As,Sb})_3\text{S}_5$, марказит и пирит (FeS_2), авиценнит – Tl_2O_3 и хетчит – $\text{TlPbAs}_2\text{S}_7$.

Основными промышленными типами руд, из которых добывают таллий, являются медноколчеданные, колчеданно-полиметаллические, мышьяковые и ртутно-сурьмяные. Получают таллий также из калиевых полевых шпатов.

Применяется таллий в тяжелых жидкостях, в спецстеклах, пропускающих инфракрасные лучи, в некоторых медицинских препаратах. От таллия выпадают волосы. Ртутная амальгама таллия жидкая и не замерзает до температуры -60°C .

Таллий весьма токсичен – летальная доза 0,6 г. ПДК в воздухе для Tl и его соединений – 0,01 мг/м³, для воды – 0,001 мг/л.

Ежегодное мировое производство – около 30 тонны.

Основные реакции на таллий:

1. Руда или минерал растирается в фарфоровом тигле, добавляется 1 – 2 капли конц. H_2SO_4 и затем кислота выпаривается. После охлаждения добавляется немного гексанитрокобальтата натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, смесь растирается и добавляется капля воды. Таллий дает светло-красный цвет.

2. К порции разложенной серной кислотой руды или минерала добавляют KJ, растирают и снова добавляют немного тиосульфата натрия – $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. После растирания

при наличии таллия появляется желтая окраска.

ТЕЛЛУР – Te

Элемент VI группы периодической системы. Название от латинского tellus – земля. Открыт в 1783 г. венгерским химиком Францем Иозефом Мюллером.

Атомный номер 52. Атомный вес 127,60. Плотность теллура 6,24 г/см³. Температура плавления 450°C.

Относится к неметаллам, хрупкий, имеет серебристо-белый цвет. Полупроводник. В порошке темно-серый. Атомный радиус 1,41 Å.

Состоит из 8 стабильных изотопов (в %): ¹²⁰Te (0,08), ¹²²Te (2,46), ¹²³Te (0,87), ¹²⁴Te (4,61), ¹²⁵Te (6,99), ¹²⁶Te (18,71), ¹²⁸Te (31,79), ¹³⁰Te (34,49).

В природе проявляет валентность Te²⁻ (радиус 2,22 Å), Te⁴⁺ (радиус 0,89 Å), Te⁶⁺ (радиус 0,56 Å). Ион Te²⁻ замещается в минералах по типу совершенного изовалентного изоморфизма на Se²⁻, по типу несовершенного изовалентного изоморфизма - на S²⁻ и по типу несовершенного гетеровалентного – на Sb³⁻.

Очень редкий элемент – его кларк $1 \times 10^{-7}\%$. Добывают теллур из колчеданных, полиметаллических и мышьяковых месторождений. Известно около 40 минералов, содержащих Te – главные из них калаверит - AuTe₂, алтаит – PbTe, тетрадимит - Bi₂Te₂S, самородный Te, сильванит – AuAgTe₄, петцит – Ag₃AuTe₂, нагиагит – AuPb₆(TeS)₁₄, гессит Ag₂Te. Как изоморфная примесь часто входит в состав сульфидов.

Теллур – химический аналог серы и селена. Горит на воздухе, растворяется в азотной кислоте. С водой и с соляной кислотой не взаимодействует. Применяют теллур в полупроводниковой технике, в солнечных батареях, в спецсплавах, как катализатор.

Ежегодное мировое производство 220 тонн.

Теллур очень токсичен, опасная доза - 0,25 мг, летальная доза – 2 г.

ПДК теллура в воздухе составляет 0,01 мг/м³.

Основные реакции на теллур:

1. В окислительном пламени дает белый налет окиси TeO₂, похожий на налет окиси сурьмы. Восстановительное пламя от теллура окрашивается в бледнозеленый цвет.

2. В открытой трубке при нагревании получается белый возгон, который сплавляется в шарики белого цвета.

3. В закрытой трубке получают шарики Te с металлическим характерным блеском.

4. Растирают минерал в порошок, затем капают концентрированной серной кислотой и слегка нагревают. При наличии Te появляются отдельные красные точки, которые при полном растворении минерала исчезают.

ТИТАН – Ti

Химический элемент IV группы периодической системы. Название от греческого Titanes – титаны. Атомный номер 22. Атомный вес 47,88. Это серебристо-белый металл.

Плотность титана 4,505 г/см³. Температура плавления 1671°C.

Природный титан состоит из 5 изотопов (в %): ⁴⁶Ti (7,93), ⁴⁷Ti (7,28), ⁴⁸Ti (73,94), ⁴⁹Ti (5,51), ⁵⁰Ti (5,34). Металлический титан получен в 1910 г. американским химиком М. А. Хантером. Проявляет валентность Ti³⁺ (радиус 0,69 А) и Ti⁴⁺ (радиус 0,64 А). Радиус атома 1,46 А. Чистый титан устойчив к действию разбавленных кислот, щелочей, галогенов.

Ион Ti³⁺ замещается в решетках минералов по типу несовершенного изовалентного изоморфизма на ионы Al³⁺ и Fe³⁺.

Ион Ti⁴⁺ замещается за счет несовершенного изовалентного изоморфизма на ионы Si⁴⁺, Sn⁴⁺, Zr⁴⁺. По типу совершенного гетеровалентного изоморфизма он замещается на Cr³⁺ и V⁵⁺, а по типу несовершенного гетеровалентного – на Fe²⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Fe³⁺, Nb⁵⁺ и Ta⁵⁺.

Кларк Ti в земной коре 0,45%; в ультраосновных породах его 0,03, в основных – 0,9, в средних – 0,8, в кислых – 0,23 и в осадочных – 0,45%.

Наиболее богаты Ti пегматиты. Главные промышленные минералы титана – рутил - TiO₂, перовскит - CaTiO₃, ильменит - FeTiO₃, титанит (сфен) - CaTiSiO₅, титаномагнетит – Fe²⁺(Fe³⁺,Ti)₂O₄. Лейкоксен представляет собой смесь нескольких минералов (титанита, гидрата окиси титана и др.) - это продукт разрушения ильменита, рутила, титаномагнетита.

Содержание титана в морской воде 0,001 мг/л.

Промышленные месторождения титана делятся на магматические, экзогенные и метаморфогенные.

Магматические месторождения связаны с ультраосновными, основными и щелочными породами и представлены ильменитовыми, ильменит-титаномагнетитовыми и ильменит-гематитовыми рудами.

Экзогенные месторождения приурочены к корам выветривания; среди них выделяют ильменитовые, рутиловые и анатазовые руды. Наиболее важный промышленный тип – прибрежно-морские россыпи ильменита, рутила, лейкоксена, циркона, монацита, протягивающиеся на десятки километров вдоль берега при мощности до десятков метров и ширине до тысячи метров. Россыпь залегает среди кварцевых песков. Содержание тяжелых минералов доходит до 1500 кг/м³.

Метаморфизованные месторождения представлены песчаниками с ильменитом, магнетитом и лейкоксеном и возникли за счет метаморфизма магматических титаномагнетитовых руд.

Одним из главных месторождений титановых руд являются Ярегские песчаники девона в Республике Коми.

Применяется титан главным образом в составе спецсталей в авиации, ракетной технике и судостроении (подводный флот). Из титана делают аппаратуру для пищевой и химической промышленности. Карбид титана используется в режущих инструментах, окись – в качестве белой краски. ПДК на титан 10 мг/м³.

Ежегодное мировое производство титана - 3 млн. тонн. Мировые запасы около 400 млн. тонн. Основные производители – Австралия, Канада, США, ЮАР, Норвегия.

Основные реакции на титан:

1. Сернокислый раствор сплава минерала с содой или с KHSO_4 окрашивается от прибавления капли перекиси водорода (H_2O_2) в желтый или оранжево-желтый цвет.

2. Минерал сплавляют с содой или с пиррофосфатом калия ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$), затем полученный сплав обрабатывают в пробирке небольшим количеством концентрированной серной кислоты. Добавляют воду и нагревают раствор до полного осветления. После остывания разбавляют водой и добавляют раствор перекиси водорода и ортофосфорной кислоты H_3PO_4 . В зависимости от концентрации титана появляется светло-желтая или оранжево-красная, быстро исчезающая окраска.

2. Минерал сплавляют в платиновой проволочке с содой. Сплав растворяют в соляной или в серной кислоте. На фильтр помещают каплю спиртового раствора ализарина и каплю полученного раствора титана. Затем фильтр располагают над склянкой с аммиаком. От титана появляется красно-фиолетовый цвет.

ТОРИЙ – Th

Элемент III группы периодической системы. Назван в честь Тора – скандинавского бога грома. Открыт в 1815 г. шведским химиком Йенсоном Якобом Берцелиусом.

Атомный номер 90. Атомный вес 232,0381. Относится к актиноидам. Это серебристый, радиоактивный, мягкий, ковкий, пластичный металл. Плотность тория 11,724 г/см³. Температура плавления 1750°C.

На воздухе торий покрывается окисной пленкой. Медленно реагирует с кислотами.

Природный торий состоит из одного изотопа: ^{232}Th (период полураспада $T_{1/2} = 14$ млрд. лет), конечным продуктом его радиоактивного распада является ^{208}Pb .

Радиус атома тория 1,80 А. Радиус иона Th^{4+} 0,99 А.

В минералах тория проявляется совершенный изовалентный изоморфизм с ионом U^{4+} и несовершенный – с Zr^{4+} . С ионами Ca^{2+} и $\sum \text{Ce}^{3+}$ отмечается совершенный гетеровалентный изоморфизм, а с ионами Fe^{3+} и Y^{3+} - несовершенный гетеровалентный.

Главные промышленные минералы тория: торит - $\text{Th}[\text{SiO}_4]$, торианит – ThO_2 , циркон – $\text{Zr}[\text{SiO}_4]$, монацит – $(\text{Ce}, \text{La})[\text{PO}_4]$, ортит – $\text{Ce}_2\text{Fe}_2\text{Al}[\text{SiO}_4][\text{Si}_2\text{O}_7]\text{O}(\text{OH})$. Минералы тория определяются по радиоактивности.

Кларк тория в земной коре $1,3 \times 10^{-3}\%$.

Менее всего тория в ультраосновных породах – 5×10^{-7} , в основных – 3×10^{-4} , в средних – 7×10^{-4} , в кислых – $1,8 \times 10^{-3}$, в осадочных – $1,1 \times 10^{-3}\%$.

В литре морской воды содержится 0,00005 мг тория.

Наиболее важный промышленный тип ториевых месторождений – россыпи монацита. Получают торий также из пегматитов, пирохлоровых карбонатитов, метаморфизованных конгломератов, скарнов.

Применяется торий в ядерных элементах, как катализатор, для катодов и нитей накаливания электроламп и в других отраслях техники.

В природном уране нет изотопа ^{233}U , а при распаде этого изотопа выделяется больше нейтронов, чем при радиоактивном распаде ^{235}U и ^{239}Pu . ^{233}U получают при облучении нейтронами ^{232}Th , поэтому этот U-Th цикл в атомных реакторах на тепловых нейтронах является основным конкурентом U-Pu цикла в реакторах на быстрых нейтронах. Именно из-за этого и считается торий стратегическим видом сырья. Ториевые реакторы есть, но в них образуется много высокоактивных изотопов, да и сам торий дороже урана. К тому же уран и легче получить технологически. Однако запасы тория втрое превышают запасы урана.

Ежегодное мировое производство ториевого концентрата – 31 тысяча тонн. Основная добыча тория производится из прибрежно-морских россыпей монацита в Индии, Бразилии, Австралии.

Торий опасен из-за радиоактивности. Его ПДК 0,05 мг/м³.

Основные реакции на торий:

1. Минерал сплавляют с пирофосфатом калия $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ либо разлагают конц. H_2SO_4 при нагревании. К капле полученного в серной кислоте раствора минерала добавляют каплю аммиака. Выпадает белый осадок гидроокиси тория $\text{Th}(\text{OH})_4$, растворяющийся в соляной или в серной кислоте.

2. К капле раствора гидроокиси тория в соляной кислоте добавляют раствор Na_3PO_4 . Образуется аморфный осадок фосфата тория, нерастворимый ни в кислотах, ни в щелочах.

УГЛЕРОД –С

Элемент IV группы периодической системы. Название – от латинского *carbo* – уголь.

Атомный номер 6. Атомный вес 12,01115. Природный углерод состоит из двух стабильных изотопов: ^{12}C (98,893%) и ^{13}C (1,107%).

Радиус атома углерода 0,77 А. Радиус иона C^{4+} 0,15 А. Углерод дает комплекс $[\text{CO}_3]^{2-}$, который замещается в кристаллических решетках минералов по типу несовершенного изовалентного изоморфизма на комплекс $[\text{SO}_4]^{2-}$ и по типу несовершенного гетеровалентного изоморфизма на комплексы $[\text{BO}_3]^{3-}$, $[\text{PO}_4]^{3-}$, $[\text{SiO}_4]^{4-}$.

Плотность алмаза – $3,513 \text{ г/см}^3$. Плотность графита – $2,26 \text{ г/см}^3$. Температура плавления графита (при $P > 1000 \text{ атм}$) около 4000°C . При атмосферном давлении графит не плавится, при температуре выше 4000°C возгоняется.

Углерод встречается как бесцветное кристаллическое самое твердое вещество (алмаз) и как мягкое твердое черное вещество (графит). Алмаз – изолятор, графит – проводник тепла и электричества.

Кларк углерода в земной коре и в горных породах $0,02\%$. Большая часть углерода в земной коре связана в известняки и доломиты. Содержание углерода в морской воде – 28 мг/л .

Основные промышленные месторождения алмаза связаны с кимберлитовыми трубками, с россыпями и с метаморфизованными конгломератами. Графит добывают из графитоносных кристаллических сланцев и гнейсов, графитоносных скарнов и метаморфизованных углей. Запасы каменного угля громадны. В ряде стран из угля получают бензин. Известны миллионы органических соединений углерода. На основе углерода построена жизнь.

Цианиды (CN) и угарный газ (CO) весьма токсичны. ПДК на пары синильной кислоты в воздухе – $0,3 \text{ мг/м}^3$, на угарный газ – 20 мг/м^3 , на сажу – 4 мг/м^3 .

При испытаниях атомного оружия на земную поверхность выпал радиоактивный углерод ^{14}C , который имеет период полураспада 5730 лет . За счет ядерных реакций, идущих в атмосфере, из азота также образуется ^{14}C . По этому радиоактивному углероду определяют возраст растительных или животных остатков.

Используется углерод в виде кокса, активированного угля, в виде сажи. Мировое производство угля достигает 8 млрд. тонн в год.

УРАН – U

Элемент III группы периодической системы. Назван в честь планеты Уран. Открыт в 1789 г. немецким химиком Мартином Генрихом Клапротом.

Атомный номер 92. Атомный вес $238,0289$. Относится к актиноидам. Это серебристо-белый радиоактивный, ковкий, пластичный металл. Реагирует с кислотами, со щелочами не реагирует. Плотность урана $19,12 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 1135°C .

Природный уран состоит из трех изотопов: ^{234}U ($0,0056\%$), период полураспада $T_{1/2}$ $0,245 \text{ млн. лет}$; ^{235}U ($0,7205\%$), период полураспада $T_{1/2}$ $0,704 \text{ млрд. лет}$; ^{238}U ($99,274\%$), период полураспада $T_{1/2}$ $4,46 \text{ млрд. лет}$.

При распаде ^{238}U получается в качестве конечного продукта ^{207}Pb , при распаде ^{235}U – конечный продукт ^{206}Pb .

Изотоп ^{235}U со степенью очистки $93,5\%$ обладает в водном растворе критической массой менее 1 кг , для открытого твердого шара из ^{235}U критическая масса около 50 кг .

Радиус атома урана $1,53 \text{ А}$. Радиус иона U^{4+} $0,95 \text{ А}$, радиус иона U^{6+} $0,8 \text{ А}$. В

водных растворах этот ион U^{6+} дает комплекс - уранил-ион $(UO_2)^{2+}$.

Растворы, содержащие U^{3+} - красного цвета, содержащие U^{4+} - зеленого цвета, а растворы, содержащие уранил-ион $(UO_2)^{2+}$ - желтого цвета. В минералах урана проявляется совершенный изовалентный изоморфизм иона U^{4+} с Th^{4+} и несовершенный - с Zr^{4+} . С ионами K^+ и Ca^{2+} отмечается совершенный гетеровалентный изоморфизм, а с ионами Pb^{2+} , Y^{3+} и ΣY^{3+} - несовершенный гетеровалентный.

Главные промышленные минералы урана: урановая смолка - UO_2 , уранинит - $(U,Th)O_2$, карнотит - $K_2(UO_2)_2[VO_4]_2 \cdot 3H_2O$, тюямунит - $Ca(UO_2)_2[VO_4] \cdot nH_2O$, отенит - $Ca(UO_2)[PO_4]_2 \cdot 10H_2O$, торнбернит - $Cu(UO_2)_2[PO_4]_2 \cdot nH_2O$, уранофан - $CaU_2[SiO_4]_2(OH)_6 \cdot 3H_2O$, браннерит - $(U,Ca,Fe,Y,Th)(Ti,Fe)_2O_6$.

Кларк урана в земной коре $2,5 \times 10^{-4}\%$. Менее всего урана в ультраосновных породах - 3×10^{-7} , в основных его - 5×10^{-5} , в средних - $1,8 \times 10^{-4}$, в кислых - $3,5 \times 10^{-4}$, в осадочных - $3,2 \times 10^{-4}\%$.

В литре морской воды содержится 0,003 мг урана.

Наиболее важный промышленный тип урановых месторождений - метаморфизованные конгломераты. Получают уран также из пегматитов, скарнов, альбититов, кварцевых, карбонатных, флюорит-баритовых жил и из ураноносных песчаников, мергелей, углей, битумов и фосфоритов. Различают убогие руды (содержание урана от 0,03 до 0,05%), рядовые руды (от 0,05 до 0,1%), богатые руды (от 0,1 до 0,3%) и супербогатые руды (более 0,3% U).

Уран используется как топливо в атомных реакторах и в атомном оружии.

Ежегодное мировое производство - 35 тысяч тонн. Мировые запасы около 2,3 млн. тонн. Основные производители - Канада, ЮАР, США, Намибия, Нигер, Франция.

Минералы урана определяются по радиоактивности. Из-за радиоактивности уран и опасен. ПДК на содержание растворимых соединений урана в воде 0,015 мг/л.

Основные реакции на уран:

1. Минералы урана радиоактивны. Поместив порошок уранового минерала на закрытую фотопластинку, через сутки ее проявляют. Получается темное пятно.

2. Сплав с фосфорной солью в окислительном пламени желтовато-зеленый, в восстановительном пламени - зеленый.

3. Растирают смесь уранового минерала, например урановую смолку, с сульфатом железа - $Fe_2(SO_4)_3$ и сульфатом меди - $CuSO_4$. Затем добавляют ферроцианид калия - $K_4[Fe(CN)_6]$ и растирают снова. Появляется черно-синий цвет. Добавляют тиосульфат натрия - $Na_2S_2O_3$ и снова растирают. Уран вызывает буро-красную окраску.

4. Минерал сплавляют с $KHSO_4$ или с $K_2S_2O_7$, либо растворяют минерал в конц. HNO_3 . Помещают этот раствор на фильтр, добавляют каплю KI. Йод дает бурую окраску. Добавляют гипосульфит ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$) - окраска от йода исчезает. Добавляют 5% раствор $K_4[Fe(CN)_6]$. Уран дает бурый цвет. Если в урановом минерале нет железа, то раствор минерала капают на фильтр и добавляют $K_4[Fe(CN)_6]$ - от урана появляется бурый цвет.

ФОСФОР – Р

Элемент V группы периодической системы. Атомный номер 15. Атомный вес 30,97376. Известен еще арабам в 12 веке, но впервые немецкий алхимик Генниг Бранд в 1669 г. получил светящееся в темноте вещество, которое и оказалось фосфором. Название от греческого phosphoros – светоносный.

Природный фосфор представлен одним изотопом ^{31}P , радиус атома фосфора 1,3 А. Проявляет валентность P^{5+} (радиус иона 0,35 А). Плотность белого фосфора 1,828 г/см³, красного фосфора 2,3 г/см³. Температура плавления белого – 44,14°C, красного – 590°C.

Кларк фосфора 0,093%. В ультраосновных породах его 0,017, в основных – 0,14, в средних – 0,16, в кислых – 0,07, в осадочных – 0,077%. Фосфор участвует в магматических и экзогенных процессах, давая крупные промышленные скопления апатитов – $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3(\text{F}, \text{Cl})$ и фосфоритов – смесь апатита, подолита, гидроксилapatита и др.

И апатит, и фосфорит содержат много различных изоморфных примесей. Природные фосфаты – это соли ортофосфорной кислоты H_3PO_4 . Известно более 180 минералов фосфора. Сам фосфор дает несколько модификаций – есть белый фосфор, красный фосфор и черный фосфор, но в природе самородный фосфор не встречается. Белый фосфор при температуре около 40°C самовозгорается, и поэтому он хранится в воде. Применяется в зажигательных бомбах. Красный фосфор воспламеняется при трении и ударе (применяется в спичечном производстве), а черный с трудом поджигается.

Апатит представляет собой соединения типа $\text{Kt}_5[\text{PO}_4]_3\text{An}$, где в качестве катионов (Kt) могут быть Ca^{2+} , Pb^{2+} , TR^{3+} , Y^{3+} , Mn^{2+} , Sr^{2+} , а в качестве анионов (An) – могут выступать F^- , Cl^- , $(\text{OH})^-$, O^{2-} , $(\text{CO}_3)^{2-}$. Ион фосфора дает комплекс $[\text{PO}_4]^{3-}$ и замещается в решетках минералов по типу совершенного изовалентного изоморфизма на комплексные ионы $[\text{AsO}_4]^{3-}$, $[\text{VO}_4]^{3-}$ и на $[\text{CO}_3]^{2-}$ вместе с $(\text{OH})^-$. Наблюдается также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с ионом $[\text{AlO}_4]^{5-}$. Кроме того, комплекс $[\text{PO}_4]^{3-}$ может быть замещен по типу совершенного гетеровалентного изоморфизма на анион $[\text{SiO}_4]^{4-}$ в комбинации с анионом $[\text{SO}_4]^{2-}$, естественно при обязательном валентном балансе.

Основная масса минералов фосфора перерабатывается на фосфорную кислоту, из которой затем получают различные фосфорные удобрения и различные технические соли. Белый фосфор входит в состав зажигательных смесей, красный используется при производстве спичек.

Основные промышленные типы фосфатных месторождений связаны с апатит-нефелиновыми породами и с фосфоритами и фосфатизированными биогенными образованиями в осадочных толщах.

Основные промышленные месторождения апатита – Хибины, Иркутская область (Слюдянка); фосфориты добываются в Московской, Кировской, Самарской областях и в ряде других районов.

Годовое мировое производство фосфатов достигает 150 млн. тонн. Главные производители Марокко, США, РФ, Казахстан, Украина, Австралия, Перу.

Фосфор очень важен для жизни и накапливается многими организмами. ПДК на содержание желтого фосфора в воде составляет 0,03 мг/л.

Основные реакции на фосфор:

1. Порошок молибденовокислого аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, смоченный азотнокислым раствором минерала и подсушенный, приобретает интенсивную желтую окраску.

2. Если минерал не растворяется в азотной кислоте, то его сначала сплавляют с содой. Затем к азотнокислому раствору полученного сплава добавляют раствор молибденовокислого аммония. Через короткое время появляется желтый осадок.

ФТОР – F

Элемент VII группы периодической системы. Название от латинского fluere – течь. Выделен в чистом виде в 1886 г. французским химиком Анри Муассаном.

Атомный номер 9. Атомный вес 18,998403. Плотность твердого фтора 1,7 г/см³, плотность жидкого фтора 1,512 г/л, плотность газообразного фтора 1,696 г/м³. Температура плавления –219,69°C, температура кипения –188,2°C.

Фтор - галоген, бледно-желтый газ. Существует в виде двухатомной молекулы F₂. Имеется один стабильный изотоп ¹⁹F.

Хранят фтор в газообразном состоянии (под давлением) и в жидком виде (при охлаждении жидким азотом) в металлических сосудах.

Фтор - самый электроотрицательный химический элемент, образует соединения со всеми другими элементами, кроме гелия, неона и аргона. Это самый сильный окислитель.

Главные минералы фтора – флюорит - CaF₂, виллиомит - NaF, фторапатит - Ca₅[PO₄]₃F, криолит - Na₃AlF₆, топаз - Al₂[SiO₄][F,OH]₂.

Кларк фтора 0,066%. Содержание его в ультраосновных породах - 0,01, в основных – 0,037, в средних – 0,05, в кислых – 0,08, в осадочных – 0,05%.

Содержание фтора в морской воде 1,3 мг/л.

Фтор характерен для гидротермальных систем.

Размер атома фтора 0,64 А, размер иона F⁻ 1,33 А. В минералах анион фтора замещается на анионы Cl⁻ и OH⁻ по типу изовалентного совершенного изоморфизма, а на анион O²⁻ - по типу гетеровалентного совершенного изоморфизма.

Флюорит применяется в качестве флюса в металлургии, сам фтор идет на получение газообразных фторидов урана, серы, хлора. Широко используются фтороорганические соединения фтора, которые обладают высокой химической и термической устойчивостью. Плавиковая кислота применяется при обработке ряда неорганических силикатов.

Получают фтор электролизом из флюорита, криолита, топаза. Ежегодное мировое производство фтора - 2,4 тысячи тонн.

Фтор очень ядовит. Токсическая доза раствора, содержащего фтор – 20 мг, летальная доза – 2 г. ПДК на F_2 – 0,15 мг/м³, на HF 0,1 мг/м³. При недостатке фтора в почвах и в воде возникают болезни зубов.

Основные реакции на фтор:

1. Растертый флюорит CaF_2 помещают в платиновый тигель и добавляют немного концентрированной серной кислоты. Сам тигель покрывают стеклом, покрытым снизу тонким слоем парафина, на котором процарапаны какие-нибудь буквы. Через час снимают стекло, удаляют с него парафин и высушивают. При наличии фтора на стекле видны буквы, поскольку фтор разъедает стекло.

2. Можно поместить порошок флюорита с серной кислотой просто на покрытое парафином стекло с нацарапанными на нем буквами, которые при наличии фтора будут видны. Эти опыты удаются с фторидами.

3. Если фтор содержится в силикате, то минерал растирают с тремя частями кислого сернокислого калия ($KHSO_4$) и нагревают в закрытой пробирке. При этом получается плавиковая кислота, которая разъедает силикат, образуя кремнезем в виде кольцеобразного налета.

4. Растертый силикат смешивают с 5-ю объемами какой-либо фосфорной соли (например Na_3PO_4) и нагревают в закрытой трубке. Получается такой же кольцеобразный налет кремнезема.

5. Многие минералы, содержащие фтор и воду, при нагревании в закрытой трубке дают кислые пары воды, которая окрашивает синюю лакмусовую бумагу в красный цвет.

ХЛОР – Cl

Элемент VII группы периодической системы. Название от греческого chloros - зеленватый. Открыт в 1774 г. шведским химиком Карлом Шееле. Атомный номер 17. Атомный вес 35,453.

В природе хлор представлен двумя стабильными изотопами: ^{35}Cl (75,53%) и ^{37}Cl (24,47%). Плотность жидкого хлора 2,03 г/л. Плотность газообразного хлора 3,214 г/м³. В газообразном состоянии существует в виде двухатомной молекулы Cl_2 . Температура плавления -160°C, температура кипения -33,97°C.

Атомный радиус хлора 0,99 А, радиус иона Cl^- 1,81 А. В минералах хлора наблюдается совершенный изовалентный изоморфизм иона Cl^- на ионы F^- , Br^- , I^- и совершенный гетеровалентный изоморфизм с ионом O^{2-} . Имеет место также несовершенный гетеровалентный изоморфизм с ионом S^{2-} и комплексом $[SO_4]^{2-}$.

Кларк хлора в земной коре 0,017%. В ультраосновных и основных породах его по 0,005, в средних – 0,01, в кислых – 0,024, в осадочных – 0,016%.

Содержание хлора в морской воде – 19 г/л.

Хлор относится к галогенам, это желто-зеленый газ с раздражающим запахом. Химически очень активен, давая соединения почти со всеми элементами.

Основной минерал – галит – NaCl . К промышленным минералам хлора также относятся сильвин – KCl , бишофит – $\text{MgCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$, карналлит – $\text{KMgCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$.

Применяется хлор как отбеливатель, в производстве полимеров и органических хлорных растворителей. Хранят и перевозят хлор в жидком виде.

Газообразный хлор очень токсичен. Его ПДК 1 мг/м^3 для воздуха, для воды 1 мг/л .

В первую мировую войну хлор (точнее дихлорэтилсульфид – $(\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl})_2\text{S}$, горчичный газ) был использован 22 апреля 1915 г. немецкой армией против английских и французских войск около г. Иприта в качестве боевого отравляющего вещества. Погибло 5 тысяч человек, отравлено – 10 тысяч. Это соединение хлора известно теперь под названием иприт. Смертельная доза при попадании иприта в организм через кожные покровы всего лишь 70 мг/кг .

Основные реакции на хлор:

1. К порошку минерала добавляется немного сульфата кобальта – CoSO_4 , смесь растирается в фарфоровом тигле и затем нагревается. К горячей смеси добавляют нитрат аммония – NH_4NO_3 и смесь перемешивается. При наличии хлора появляется синяя окраска.

2. Из водных и азотнокислых растворов хлора добавка азотнокислого серебра – AgNO_3 дает белый осадок. Если хлора много, то осадок творожистый, а если мало – то осадок голубоватый. Похожие реакции дают йод и бром.

3. Этот осадок нагревают в закрытой пробирке вместе с порошком галенита – PbS . Получается белый возгон.

ХРОМ – Cr

Элемент VI группы периодической системы. Название происходит от различной окраски соединений хрома – по гречески краска – chroma.

Атомный номер 24. Атомный вес 51,9961. Имеет 4 стабильных изотопа (в %): ^{50}Cr (4,35), ^{52}Cr (83,76), ^{53}Cr (9,55), ^{54}Cr (2,38). Открыт хром в 1797 г. французским химиком Луи Никола Вокленом. Это пластичный металл голубовато-серебристого цвета.

Радиус атома 1,27 Å. В природе проявляет валентность Cr^{3+} (радиус 0,64 Å) и Cr^{6+} (радиус 0,52 Å). Плотность хрома $7,19 \text{ г/см}^3$. Температура плавления 1890°C .

Для иона Cr^{3+} имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с Fe^{3+} , V^{3+} , несовершенный изовалентный с ионом Al^{3+} и несовершенный гетеровалентный с ионом Ti^{4+} . Cr^{6+} дает комплексный ион $[\text{CrO}_4]^{2-}$, который замещается на комплекс $[\text{SiO}_4]^{4-}$.

Кларк хрома 0,0083%. В ультраосновных породах его 0,2, в основных – 0,02, в

средних – 0,005, в кислых – 0,0025, в осадочных – 0,01%.

Содержание хрома в морской воде 5×10^{-5} мг/л.

Известно более 20 минералов, содержащих хром, наиболее важными являются хромшпинелиды – $(\text{Mg,Fe})(\text{Cr,Al,Fe})_2\text{O}_4$. Выделяют хромит – FeCr_2O_4 , магнохромит – $(\text{Mg,Fe})\text{Cr}_2\text{O}_4$, алюмохромит – $(\text{Mg,Fe})(\text{Cr,Al})_2\text{O}_4$, хромпикотит – $(\text{Mg,Fe})(\text{Al,Cr})_2\text{O}_4$. Известно три промышленных типа месторождений хрома – раннемагматические, позднемагматические и россыпные. Основной промышленный тип хромитовых руд – массивные и вкрапленные залежи в ультраосновных породах.

В Российской Федерации месторождения хрома имеются на Урале (Донское, Сарановское), в Саянах, Туве, Камчатке.

Хром применяется в производстве нержавеющей спецстали, при хромировании изделий, в производстве красок, химических препаратов. Используются бедные хромитовые руды при изготовлении огнеупоров. Ежегодное мировое производство хрома – 20 млн. тонн. Мировые запасы более 4 млрд. тонн. Основные производители – ЮАР, Турция, Финляндия, Зимбабве, Индия, Казахстан.

Соединения хрома токсичны. ПДК в воздухе на Cr_2O_3 1 мг/м³, для хроматов и бихроматов – 0,01 мг/м³. Хромовая пыль вызывает бронхиальный рак.

Основные реакции на хром:

1. Содержащий хром минерал сплавляют с содой, селитрой и перекисью натрия Na_2O_2 и растворяют в нескольких каплях воды. При добавлении AgNO_3 выпадает бурый осадок бихромата серебра – $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Воздействие на горячий азотнокислый раствор уксуснокислым свинцом $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ вызывает выпадение красновато-желтых игл и призм PbCrO_4 .

3. При сплавлении в ушке платиновой проволоочки смеси минерала хрома с бурой или с фосфорной солью получается зеленый перл.

ЦЕЗИЙ – Cs

Элемент I группы периодической системы. Название от латинского caesius – небесно-голубой. Rb открыт в 1860 г. немецкими химиками Робертом Вильгельмом Бунзеном и Густавом Робертом Кирхгофом. Впервые обнаружен в спектре по двум ярким синим линиям.

Атомный номер 55. Атомный вес 132,9054.

Природный цезий состоит из одного стабильного изотопа ^{133}Cs . Цезий – мягкий блестящий золотистый металл. С водой, серой, фосфором взаимодействует со взрывом. На воздухе сразу воспламеняется. Очень чувствителен к свету, поэтому применяется в фотоэлементах. Плотность 1,904 г/см³. Температура плавления цезия 28,4°C.

Кларк цезия в земной коре 0,00037%. Его намного меньше, чем рубидия. Содержание Cs в ультраосновных породах составляет 0,00001, в основных – 0,0001, в

кислых – 0,0005 и в осадочных – 0,0012%. Цезий очень рассеян.

Содержание Cs в морской воде 0,0005 мг/л.

Основными промышленными минералами цезия являются лепидолит $\text{KLi}_{1,5}\text{Al}_{1,5}[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH},\text{F})_2$, поллуцит $\text{Cs}[\text{AlSi}_2\text{O}_6]$, карналлит $\text{KMgCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$, берилл $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$, авогадрит $(\text{K},\text{Cs})[\text{BF}_4]$, родицит $\text{KNaLi}_4\text{Al}_4\text{Be}_3\text{B}_{10}\text{O}_{27}$, цезиевый астрофиллит $(\text{K},\text{Na},\text{Cs})_2(\text{Fe}^{2+},\text{Mn})_4(\text{Ti},\text{Zr})[\text{Si}_2\text{O}_7]_2(\text{OH})_2$, биотит $\text{K}(\text{Mg},\text{Fe})_3[\text{Si}_3\text{AlO}_{10}][\text{OH},\text{F}]_2$.

Основными промышленными типами руд для цезия являются натро-литиевые пегматиты, месторождения калийных солей и грейзены.

Цезий используется в электронике, автоматике, радиолокации, в атомной промышленности, в специальных стеклах, в приборах радиационного контроля, как катализатор, в легкоплавких сплавах. Ежегодное мировое производство цезия около 20 тонн.

При атомных испытаниях и радиационных авариях выбрасываются радиоактивные изотопы цезия ^{134}Cs ($T_{1/2}$ 2,062 года) и ^{137}Cs ($T_{1/2}$ 30 лет). Это γ -излучатели. В природных условиях радиоактивный цезий мигрирует с грунтовыми водами плохо, поскольку он хорошо сорбируется природными калий-содержащими глинами – иллитами.

ЦИНК – Zn

Элемент II группы периодической системы. Известен древним индусам. Входит в состав латуни ($\text{Zn} + \text{Cu}$), которая была известна еще в древнем Египте.

Атомный номер 30. Атомный вес 65,39. Состоит из 5 изотопов (в %): ^{64}Zn (48,89), ^{66}Zn (27,81), ^{67}Zn (4,11), ^{68}Zn (18,57), ^{70}Zn (0,62). Это серебристо-белый металл. Плотность цинка 7,133 г/см³. Температура плавления 419,5°C.

Кларк цинка в земной коре 0,0083%. В ультраосновных породах его 0,003, в основных – 0,013, в средних – 0,0072, в кислых – 0,006 и в осадочных – 0,008%. Главные минералы цинка – сфалерит с вюртцитом - ZnS , смитсонит - ZnCO_3 , цинкит - ZnO , каламин (галмей) - $\text{Zn}_4[\text{Si}_2\text{O}_7](\text{OH})_2$, франклинит – $(\text{Zn},\text{Mn})\text{Fe}_2\text{O}_4$. Главный ион цинка - Zn^{2+} .

Радиус атома 1,39 А. Радиус Zn^{2+} 0,83 А.

В минералах цинка имеет место совершенный изовалентный изоморфизм с Cd^{2+} , Ge^{2+} , Fe^{2+} , а с ионами Be^{2+} , Cu^{2+} , Mn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Hg^{2+} - несовершенный изовалентный изоморфизм. Совершенный гетеровалентный изоморфизм в минералах цинка проявляется с ионами Ga^{3+} и In^{3+} .

Среднее содержание цинка в морской воде – 0,01 мг/л.

Цинк хорошо мигрирует в растворе, является важным биогенным элементом растений, однако его избыток вреден. На почвах с повышенным содержанием цинка фиалки желтые. Основные руды цинка имеют гидротермальное происхождение. В сфалерите

почти всегда имеются изоморфные примеси Cd, In, Ga.

Добывается цинк совместно со свинцом из свинцово-цинковых руд, которые представлены полиметаллическими метасоматическими залежами среди осадочно-эффузивных пород, а также пластовыми залежами среди карбонатных толщ. Основные месторождения находятся на Урале (Карпушинское), на Алтае (Салаирское), Дальнем Востоке (Дальнегорское).

Используется цинк в составе различных сплавов (латуни, бронзы, томпак), как электрод в батареях, как антикоррозионное покрытие, входит в состав красок (цинковые белила). Ежегодное мировое производство цинка составляет 5 млн. тонн. Основные производители Австралия, Испания, Казахстан, Канада, Мексика, Перу, РФ, США.

ПДК цинка в воздухе составляет 0,5 мг/м³.

Основные реакции на цинк:

1. Сфалерит в крепкой азотной кислоте растворяется, выделяя серу. От действия соляной кислоты выделяется сероводород.

2. Под паяльной трубкой растрескивается, не плавится. На угле в окислительном пламени дает белый налет ZnO. Кадмийсодержащий сфалерит (пршибрамит) в восстановительном пламени на угле дает сначала красновато-коричневый налет окиси кадмия, а затем белый налет окиси цинка, который после смачивания каплей азотнокислого кобальта - $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и прокаливании становится зеленым (Ринманнова зелень).

3. Прокаливание в восстановительном пламени минералов цинка дает голубовато-зеленый цвет.

4. Если минерал цинка не содержит железа, то его растворяют на часовом стекле при нагревании в конц. HCl и добавляют 2% раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Появляются хлопья голубовато-белого осадка. Железо тоже дает синий цвет. В этом случае минерал растворяют при нагревании в азотной кислоте (1:5). Капают полученным раствором на фильтр, добавляют немного CuSO_4 и немного ртутно-родановой соли $(\text{NH}_4)_2\text{Hg}(\text{CNS})_4$. Появляется сиреневая окраска. Если цинка много, то черная окраска.

ЦИРКОНИЙ – Zr

Элемент IV группы периодической системы. Название от минерала циркона, в котором в 1789 г. немецким химиком Мартином Генрихом Клапротом была выделена окись циркония. Атомный номер 40. Атомный вес 91,224. Состоит из 5 изотопов (в %): ^{90}Zr (51,46), ^{91}Zr (11,23), ^{92}Zr (17,11), ^{94}Zr (17,40), ^{96}Zr (2,80). Устойчив к действию кислот и щелочей. Радиус иона Zr^{4+} равен 0,82 А, радиус атома – 1,6 А. Это блестящий серебристо-белый металл. Плотность циркония 6,50 г/см³. Температура плавления 1855°C.

Для циркония характерен совершенный изовалентный изоморфизм с Hf^{4+} (радиус

этого иона равен 0,82 А, поэтому самостоятельных минералов гафния нет). Несовершенный изовалентный изоморфизм отмечается для ионов Ti^{4+} , Sn^{4+} , U^{4+} , Th^{4+} .

Совершенный гетеровалентный изоморфизм у Zr^{4+} проявляется с Y^{3+} и с ΣY^{3+} , со Sc^{3+} , а несовершенный гетеровалентный – с ионами Ga^{3+} , Nb^{5+} , Ta^{5+} .

Кларк циркония в земной коре 0,017%. В ультраосновных породах его 0,003, в основных – 0,01, в средних – 0,026, в кислых и в осадочных – по 0,02%. Промышленное значение имеют минералы циркон – $Zr[SiO_4]$, бадделеит – ZrO_2 и эвдиалит – $(Na,Ca)_6Zr[Si_6O_{17}](OH,Cl)$. Главные промышленные типы месторождений циркония – россыпи и пегматиты.

В морской воде содержание Zr составляет 5×10^{-5} мг/л.

Применяется цирконий в составе сплавов для ракетостроения, химической промышленности, машиностроения. Чистый цирконий (без гафния) используется в ядерных реакторах. ПДК на Zr в воздухе 6 мг/м³.

Ежегодное мировое производство циркония составляет 7 тысяч тонн.

Основные реакции на цирконий:

1. Зерна минерала или его сплава с содой, смоченные азотнокислым кобальтом $Co(NO_3)_2$ и прокаленные, приобретают зеленую окраску.

2. Сплав минерала с содой растворяют в нескольких каплях 10%-ной HCl и полученным раствором смачивают полоску фильтровальной бумаги. Затем на эту же полоску наносят каплю спиртового раствора ализарина, в результате чего бумага окрашивается в красно-бурый цвет. Такую же окраску в присутствии циркония приобретает куркумовая бумага, смоченная азотнокислым раствором минерала.

3. При добавлении в солянокислый раствор цирконий-содержащего минерала щавелевокислого калия $K_2C_2O_4$ выпадают бесцветные октаэдры $K_2Zr(C_2O_4)_4$.

ЛИТЕРАТУРА

- Алексеев В.Н. Курс качественного химического полумикроанализа. М., «Химия», 1973, 584 с.
- Бетехтин А.Г. Минералогия. М., «Мир», 1971, 584 с.
- Большой энциклопедический словарь. - М.: Большая Российская энциклопедия, 1998. – 1456 с.
- Вольфсон Ф.И., Дружинин А.В. Главнейшие типы рудных месторождений. М.: Недра, 1975, 392 с.
- Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ. М.: Химия, 1964, 552 с.
- Геохимическая таблица/Чернышова В. И., Акиншина А. Г., Матиас В.В., Евдохин А. Г. Под редак. В. В. Щербины. ВИМС, М.: Недра, 1973.
- Годовиков А.А. Минералогия. М., Недра, 1983. 647 с.
- Горная энциклопедия/Гл. ред. Е. А. Козловский. – М.: Изд-во Советская Энциклопедия. В 5-ти томах. 1984 – 1991.
- Долин П.А. Справочник по технике безопасности. М.: Энергоиздат, 1982, 800 с.
- Захарова Е.М. Шлиховые поиски и анализ шликеров. М.:Недра, 1974, 160 с.
- Зильберминц В.А. Руководство и таблицы для определения минералов. М., 1932, 160 с.
- Исаков П.М. Качественный химический анализ руд и минералов методом растирания порошков. М., Госгеолтехиздат, 1955, 184 с.
- Костов И. Минералогия. М., «Мир», 1971, 584 с.
- Лазаренко Е.К. Курс минералогии. М., «Высшая школа», 1971, 607 с.
- Ложкин В. В. Диагностика минералов россыпей (практическое руководство). М.: Госгеолтехиздат, 1962, 244 с.
- Смирнов В.И. Геология полезных ископаемых. М., Недра, 1982, 669 с.
- Смолянинов Н.А. Практическое руководство по минералогии. М., «Недра», 1972, 357 с.
- Справочник по геохимии/ Г.В.Войткевич, А.В.Кокин, А.Е.Мирошников, В.Г.Прохоров. – М.: Недра, 1990. – 480 с.
- Перельман А.И. Геохимия. М.: Высшая школа, 1989, 528 с.
- Перельман В.И. Краткий справочник химика. М.: Химия, 1964, 624 с.
- Перечень и коды веществ, загрязняющих атмосферный воздух. Госкомитет по охране природы. Л., 1991, 48 с.
- Популярная библиотека химических элементов (в двух книгах). М.: Наука, 1983, 576 с. и 574 с.
- Предельно допустимые концентрации (ПДК) вредных веществ в воздухе рабочей зоны: Гигиенические нормативы. М.: Российский регистр потенциально опасных химических и биологических веществ Минздрава России, 1998. – 208 с.

Хокс Х.Е., Уэбб Дж.С. Геохимические методы поисков минеральных месторождений. Мю: Мир, 1964, 488 с.

Экологический словарь/Делятицкий С., Зайонц И., Чертков Л., Экзарьян В. М.: Конкорд Лтд – Экопром., 1993, 202 с.

ДОПОЛНЕНИЕ

НЕОБХОДИМЫЕ РЕАКТИВЫ

Азотнокислый висмут	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$
Азотистокислый калий	KNO_2
Азотистокислый натрий	NaNO_2
Азотная кислота	HNO_3
Азотнокислое серебро	AgNO_3
Азотнокислый аммоний	NH_4NO_3
Азотнокислый кобальт	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$
Анилин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
Бихромат калия	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$
Гексанитрокобальтиат натрия	$\text{Na}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
Гидрат фосфорнокислого натрия и аммония	$\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \times 4\text{H}_2\text{O}$
Гидроокись аммония	NH_4OH
Двузамещенный фосфат натрия	Na_2HPO_4
Двуокись свинца	PbO_2
Двухлористое олово	SnCl_2
Двухромовокислый аммоний	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Двухромовокислый калий	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Дигидроантимонат калия	KH_2SbO_4
Едкий калий	KOH
Едкий натрий	NaOH
Железистосинеродистый калий	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Железосинеродистый калий	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Железосинеродистый аммоний	$(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Йодистый калий	KJ
Кислый сернокислый калий	KHSO_4
Кислый сернокислый цезий	CsHSO_4
Кобальтгексанитрит натрия и свинца	$\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
Ксантогенат калия	$\text{K}[\text{SC}][\text{SK}][\text{OC}_2\text{H}_5]$
Металлические	$\text{Al}, \text{Zn}, \text{Sn}$
Молибденовокислый аммоний	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$
Нитрит натрия	NaNO_3
Оксид кальция	CaO
Оксалат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4

Перекись водорода	H_2O_2
Перекись натрия	Na_2O_2
Пироксернокислый калий	$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$
Пирофосфат калия	$\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$
Плавиковая кислота	HF
Роданистый калий	KCNS
Роданистый аммоний	NH_4CNS
Ртутнороданистый аммоний	$(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$
Сегнетовая соль	$\text{KNa}_4\text{H}_6\text{O}_6$
Сера	S
Серная кислота	H_2SO_4
Серноватистокислый калий (тиосульфат)	$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$
Серноватистокислый натрий (тиосульфат)	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
Сернокислая медь	CuSO_4
Сернокислый аммоний	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Сернокислый кобальт	CoSO_4
Сернокислый калий	K_2SO_4
Сода	Na_2CO_3
Соляная кислота	HCl
Спиртовая настойка йода	J
Сульфат свинца	PbSO_4
Сульфат окиси железа	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
Сурик	Pb_3O_4
Тетрароданмеркуриат аммония	$(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$
Трехзамещенный фосфорнокислый аммоний	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
Трехзамещенный фосфорнокислый натрий	Na_3PO_4
Углекислый аммоний	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
Углекислый калий	K_2CO_3
Углекислый натрий (сода)	Na_2CO_3
Уксусная кислота	CH_3COOH
Уксуснокислый натрий	CH_3COONa
Уксуснокислый свинец	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Фтористый кальций	CaF_2
Хинализарин	$\text{C}_{14}\text{H}_8\text{O}_6$
Хлористый аммоний	NH_4Cl
Хлористый калий	KCl
Хлористый цезий	CsCl
Хромовокислый калий	K_2CrO_4
Щавелевая кислота	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
Щавелевокислый калий	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Этиловый спирт

C_2H_5OH

Используются также бензидин, бензол, диметилглиоксим, какотелин, оксихинолин, раствор аммиака, родамин-В, танин, тиомочевина, эфир.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

При работе на нефтегазовых добывающих и перерабатывающих предприятиях часто применяют азот, кислород, двуокись углерода и другие газы, которые хранятся в стальных специальных баллонах, окрашенных в разные, заранее установленные цвета.

АЗОТ – черный с желтой надписью «АЗОТ»

АРГОН – серый цвет с зеленой полосой и зеленой надписью «АРГОН»

АММИАК – желтый с черной надписью «АММИАК»

ВОДОРОД – темно-зеленый с тремя красными кольцами и красной надписью «ВОДОРОД»

ГЕЛИЙ + НЕОН – светло-коричневый цвет с белой надписью «Гелий – Неон», чистый Неон – черный цвет с желтой полосой и надписью «Неон»

КИСЛОРОД – синий с черной надписью «КИСЛОРОД»

МЕТАН – красный с белой надписью «МЕТАН»

СЖАТЫЙ ВОЗДУХ – черный с белой надписью «СЖАТЫЙ ВОЗДУХ»

УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ - черный с белой надписью «УГЛЕКИСЛОТА»

ХЛОР – защитный цвет с синей надписью «ХЛОР»

В нерабочем состоянии на баллон должен всегда быть навинчен колпак. Вентили баллонов должны быть чистыми, особенно опасно для кислородных баллонов наличие различных маслянных загрязнений, простой контакт кислорода с любым маслом приводит к взрыву. На баллонах с горючими газами применяются вентили с левой резьбой.

При работах по анализу состава руд и минералов возможны случаи, при которых нужна срочная помощь, поскольку можно получить как термические, так и химические ожоги, можно порезаться стеклом.

При серьезных травмах следует сразу же вызывать скорую помощь и обращаться к врачу.

В каждой лаборатории для оказания первой помощи всегда должны быть в наличии медицинская аптечка, бинты, вата, раствор йода, сода, тальк, марганцовка.

При термических не очень сильных ожогах пораженное место следует присыпать пищевой содой или тальком. Лучшее средство для обработки термически обожженных мест – примочки из этилового спирта. При сильном ожоге делают примочки из раствора марганцовки.

При химическом ожоге (кислоты или щелочи) следует промыть пораженное место струей воды. Затем используют примочку из раствора соды (ожог кислотой) или

из раствора уксусной кислоты (ожог щелочью). Капли от концентрированной серной кислоты сначала удаляют промокательной бумагой или ватой, поскольку попадание воды на пораженное место может в случае концентрированной серной кислоты из-за разогрева добавить к химическому ожогу еще и термический ожог.

Почти все рекомендуемые в методическом пособии реактивы не опасны. Однако следует помнить, что при неосторожном приеме внутрь раствора аммиака или щелочи нужно пить слабый раствор уксусной кислоты либо сок лимона. Затем надо вызвать рвоту и пить молоко.

При приеме внутрь растворимых солей бария надо вызвать рвоту и дать слабительное – раствор MgSO_4 или Na_2SO_4 .

При приеме внутрь минеральных кислот следует полоскать рот раствором соды и пить молоко и раствор MgO (на стакан воды 10 грамм MgO).

При отравлении солями свинца, цинка, кадмия, ртути, сурьмы, мышьяка необходимо вызвать рвоту и немедленно вызвать скорую помощь. В случае отсутствия такой возможности (полевые условия) следует приготовить 10 литров (ведро) слабого раствора (бледнорозовый цвет) марганцовки и пить по 1 – 2 литра и вызывать рвоту (два пальца в рот). Личный опыт автора показывает, что необходимо выпить весь объем приготовленного раствора марганцовки.

В минералогических лабораториях для разделения минералов по удельному весу применяются тяжелые жидкости, которые очень ядовиты. Обычно минералы разделяют на легкие (с плотностью менее $2,75 \text{ г/см}^3$), и тяжелые (с плотностью более $2,75$).

Тяжелые жидкости – это жидкости с большим удельным весом. Из перечисленных ниже наиболее часто применяются бромформ, йодистый метилен, четырехбромистый ацетилен (тетрабромэтан).

Бромформ (CHBr_3) – бесцветная жидкость с плотностью $2,89 \text{ г/см}^3$. Растворяется в ацетоне, бензине, бензоле, спирте, эфире, четыреххлористом углероде (CCl_4), легко испаряется. Хранят бромформ в темной стеклянной посуде, поскольку на свету он разлагается. Бромформ легко испаряется, токсичен.

Жидкость Клейна ($9\text{WO}_3 \cdot 2\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{Cd}(\text{OH})_2 + 16\text{H}_2\text{O}$) – содержит кадмий, желтого цвета, плотность $3,36 \text{ г/см}^3$, растворяется в воде. Разлагается сульфидами и карбонатами, вязкая, токсична.

Жидкость Клеричи ($\text{CH}_2(\text{COO})\text{Ti}_2 + \text{HCOOTi}$) – содержит таллий, имеет желтый цвет, плотность $4,27 \text{ г/см}^3$, легко растворяется в воде. Разлагается на свету. Очень токсична.

Жидкость Сушина-Рорбаха ($\text{BaHgJ}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) – желтого цвета, плотность $3,58 \text{ г/см}^3$, вязкая, растворяется в бензине, бензоле, спирте, эфире, от воды разлагается.

Жидкость Туле (HgKJ_3) – желтого цвета, плотность $3,19 \text{ г/см}^3$, хорошо растворяется в воде, что позволяет получать ее растворы с разным удельным весом. Разлагает сульфиды, вязкая, токсична.

Йодистый метилен (CH_2J_2) – желтого цвета, плотность $3,32 \text{ г/см}^3$, растворяется в

ацетоне, бензине, бензоле, ксилоле, спирте, толуоле, эфире. Ядовит, разлагается на свету.

Четырехбромистый ацетилен ($C_2H_2Br_4$) – бесцветная жидкость, плотность 3 г/см³, растворяется в ацетоне, бензине, бензоле, спирте, четыреххлористом углероде и эфире. Мало токсичен, хорошо фильтруется.

М-44 (ZnJ_2+BaJ_2) – плотность 2,9 г/см³. Растворяется в воде. Вязкая, мало токсичная, но плохо фильтруется.

М-45 (BaJ_2+CdJ_2) – плотность 3,0 г/см³. Светло-желтого цвета, растворяется в воде, хорошо фильтруется, мало токсична.

Для приготовления растворов тяжелых жидкостей разной плотности их разбавляют. При необходимости получения более концентрированного раствора - их выпаривают. Естественно, что при этом необходимо соблюдать все положенные правила техники безопасности.

В производственных условиях **в геологии запрещено использовать метиловый спирт** (случайный прием внутрь 10 мл приводит к слепоте, 30 мл – к смерти). **В любых случаях следует использовать только этиловый спирт.**

Шкала Мооса:

1 – тальк, 2 – гипс, галит, 3 – кальцит, 4 – флюорит, 5 – апатит, 6 – ортоклаз, 7 – кварц, 8 – топаз, 9 – корунд, 10 – алмаз.

Твердость химических элементов (по шкале Мооса):

Cs – 0,2; Rb – 0,3; Na – 0,4; K и P – 0,5; Li – 0,6; Jn – 1,2; Ca, Ga, Pb – 1,5; Sr и Sn – 1,8; Cd, Mg, S, Se – 2,0; Te – 2,3; Au, Bi, Zn – 2,5; Ag – 2,7; Al – 2,9; Cu и Sb – 3,0; As – 3,5; Pt – 4,3; Fe – 4,5; Pd – 4,8; Mn и Ni – 5,0; Co – 5,5; Ge – 6,25; Ir и Ru – 6,5; Os и Si – 7,0; Cr – 9,0; B – 9,5; Алмаз – 10.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
АЗОТ – N.....	7
АЛЮМИНИЙ – Al	8
БАРИЙ – Ba.....	9
БЕРИЛЛИЙ – Be	11
БОР – В.....	12
БРОМ – Br	13
ВАНАДИЙ – V	14
ВИСМУТ – Bi.....	16
ВОДОРОД – Н.....	17
ВОЛЬФРАМ – W.....	18
ГАЛЛИЙ – Ga	19
ГАФНИЙ – Hf.....	20
ГЕРМАНИЙ – Ge	21
ЖЕЛЕЗО – Fe	22
ЗОЛОТО – Au.....	23
ИНДИЙ – In.....	26
ИНЕРТНЫЕ ГАЗЫ (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).....	26
ЙОД –J.....	30
КАДМИЙ – Cd	32
КАЛИЙ – К.....	33
КАЛЬЦИЙ – Ca	34
КИСЛОРОД – О	35

КОБАЛЬТ – Co	36
КРЕМНИЙ Si.....	38
СКАНДИЙ (Sc), ИТТРИЙ (Y), ЛАНТАНОИДЫ	39
(La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yt, Lu).....	39
ЛИТИЙ – Li	47
МАГНИЙ – Mg.....	49
МАРГАНЕЦ – Mn.....	50
МЕДЬ – Cu	51
МОЛИБДЕН – Mo	53
МЫШЬЯК – As	55
НАТРИЙ – Na	57
НИКЕЛЬ – Ni.....	57
НИОБИЙ и ТАНТАЛ (Nb – Ta)	59
ОЛОВО – Sn.....	61
ПЛАТИНА и ПЛАТИНОИДЫ – Pt (Ru, Rh, Pd, Os, Ir).....	63
РАДИЙ – Ra	65
РЕНИЙ –Re	66
РТУТЬ– Hg.....	67
РУБИДИЙ - Rb.....	68
СВИНЕЦ – Pb.....	69
СЕЛЕН – Se.....	70
СЕРА – S.....	72
СЕРЕБРО – Ag	73
СТРОНЦИЙ – Sr.....	75
СУРЬМА – Sb	76

ТАЛЛИЙ – Tl	77
ТЕЛЛУР – Te.....	78
ТИТАН – Ti.....	79
ТОРИЙ – Th	80
УГЛЕРОД –C.....	81
УРАН – U.....	82
ФОСФОР – P.....	84
ФТОР – F.....	85
ХЛОР – Cl	86
ХРОМ – Cr.....	87
ЦЕЗИЙ – Cs	88
ЦИНК – Zn.....	89
ЦИРКОНИЙ – Zr	90
ЛИТЕРАТУРА	92
ДОПОЛНЕНИЕ	94
НЕОБХОДИМЫЕ РЕАКТИВЫ	94
ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ.....	96
<i>Шкала Мооса:</i>	98
<i>Твердость химических элементов (по шкале Мооса):</i>	98
ОГЛАВЛЕНИЕ	99

Учебное издание

Копейкин Валерий Александрович

ГЕОЛОГИЯ МЕСТОРОЖДЕНИЙ ТВЕРДЫХ ПОЛЕЗНЫХ ИСКОПАЕМЫХ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

Редактор И. А. Безродных

Лицензия серия ЛР N 020827 от 29 сентября 1998

План 1999г., позиция 13. Подписано в печать 29.05.2000 г.

Компьютерный набор.

Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная. Печать офсетная.

Усл. печ. л. 5,9. Уч.-изд. л. 6,7. Тираж 120. Заказ N109.

Ухтинский государственный технический университет.

169300, г.Ухта, ул. Первомайская 13.

Лицензия ПД №00578 от 25.05.2000 г.

Отдел оперативной полиграфии УГТУ.

169300, г.Ухта, ул. Октябрьская 13.