

*d* - элементы

	IA												IIIA					IVIA	VIA	VIIA	2
1	1	H	IIA												5	6	7	8	9	10	
2	3	Li	4	Be											13	14	15	16	17	18	
3	11	Na	12	Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VII		IB	IB	13	14	15	16	17	18		
4	19	K	20	Ca	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
5	37	Rb	38	Sr	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
6	55	Cs	56	Ba	*La	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
7	87	Fr	88	Ra	+Ac	104	105	106	107												

\* Lanthanide Series

+ Actinide Series

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Элементы побочных подгрупп занимают в таблице Д.И. Менделеева переходное положение между электроположительными s-элементами и электроотрицательными p-элементами. Поэтому их еще называют переходными элементами.

Согласно более строгому определению, переходными называют элементы с частично заполненными d- или f-подуровнями. Они расположены в таблице в 4-м, 5-м, 6-м и 7-м периодах соответственно.

d-элементы хорошие проводники электрического тока, особенно те из них, в атомах которых имеется только один внешний s-электрон сверх полузаполненной или заполненной d-оболочки.

Медь, серебро и золото, обладающие внешней электронной конфигурацией  $d^{10}s^1$ , проводят электрический ток лучше, чем цинк, кадмий и ртуть, обладающие конфигурацией  $d^{10}s^2$ .



Распространение в природе  
и основные минералы

0,63%

TiO<sub>2</sub> – рутил, брукит  
FeTiO<sub>3</sub> – ильменит  
FeTiO<sub>3</sub> + nFe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – титаномагнетит

4,65%

Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – магнетит  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – гематит  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> \* H<sub>2</sub>O – лимонит  
FeS<sub>2</sub> – пирит

0,095%

MnO<sub>2</sub> – пиролюзит  
Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – гаусманит  
Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – брауманит

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

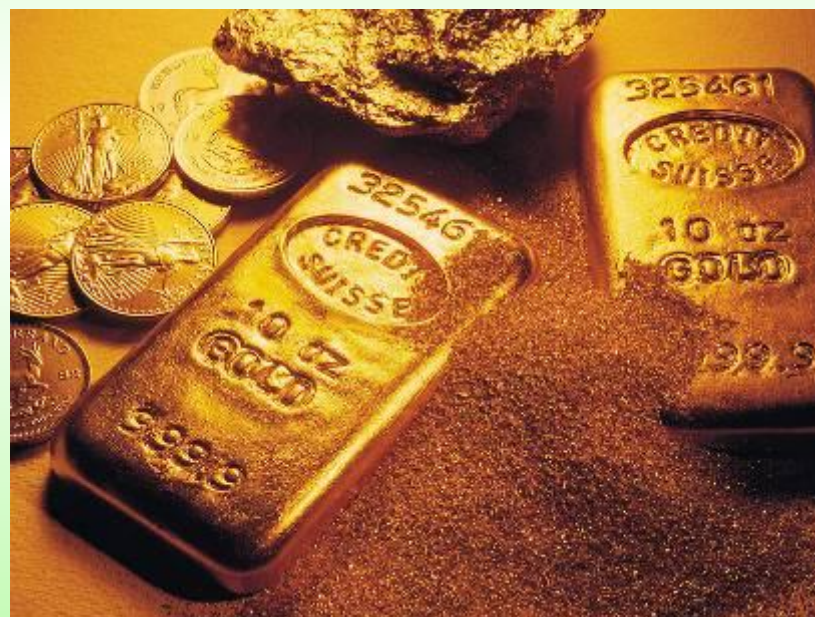
																		V			VI			VII										
																		7	O	8	F	9												
																		15	S	16	Cl	17												
19	Ca	20	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni																
	Cu	30	Zn	31	Ge	32	As	33	Se	34	Br	35							Kr															
37	Sr	38	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd																
	Ag	48	Cd	49	In	50	Sb	51	Te	52	I	53	Xe							Xe														
55	Ba	56	57	La*	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt																
	Au	80	Hg	81	Pb	82	Bi	83	Po	84	At	85	Rn							Rn														
87	Ra	88	89	Ac**	104	Ku																												
																		* Ряд лантанидов																
Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71									
																		** Ряд актинидов																
Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	(No)	103									

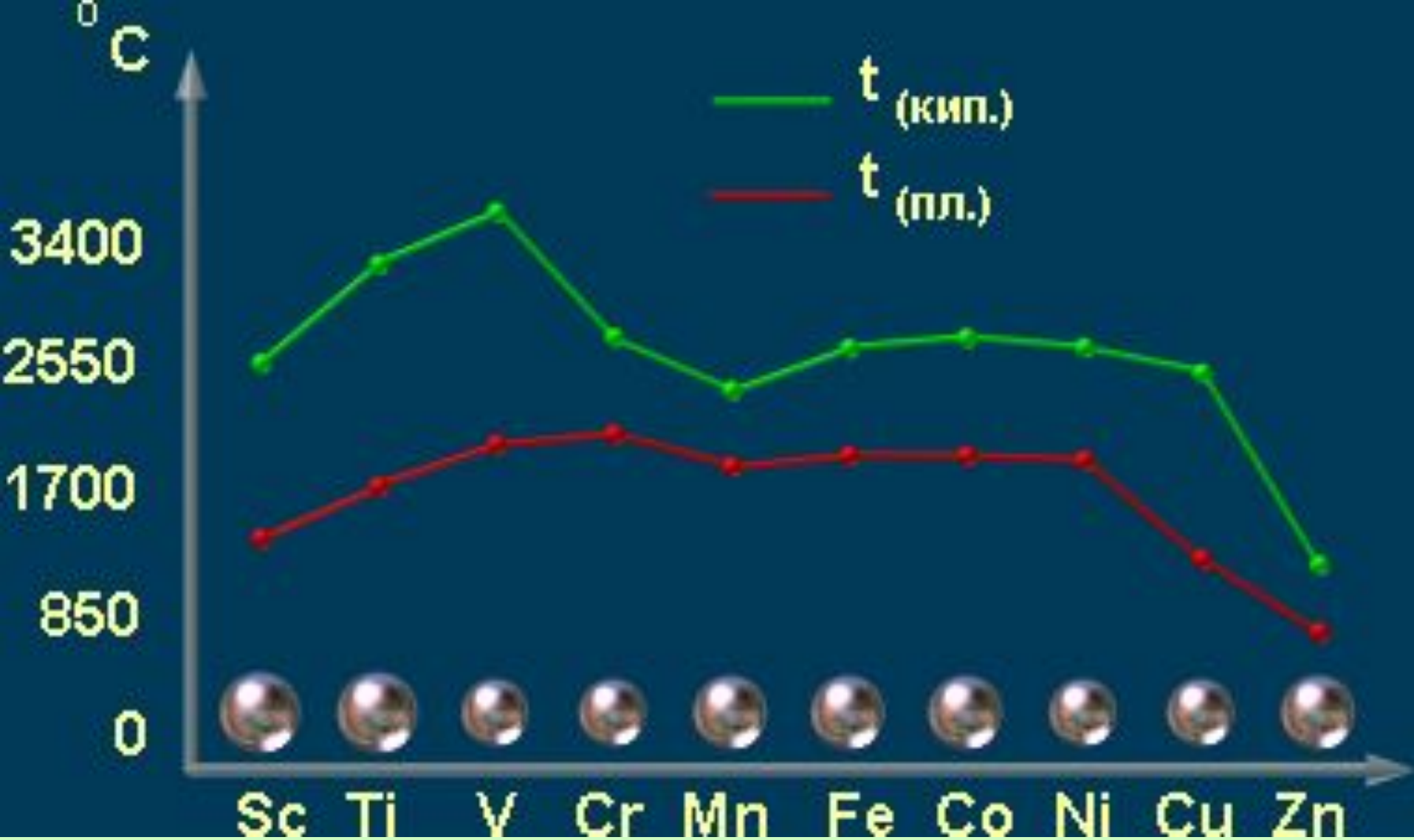
Среди элементов побочных подгрупп наиболее распространены в природе являются железо, титан и марганец. Они входят в число 12 элементов земной коры образующих 99,5% ее массы.



Все d- и f-элементы преимущественно проявляют металлические свойства. Большинство из них имеет характерный металлический блеск.

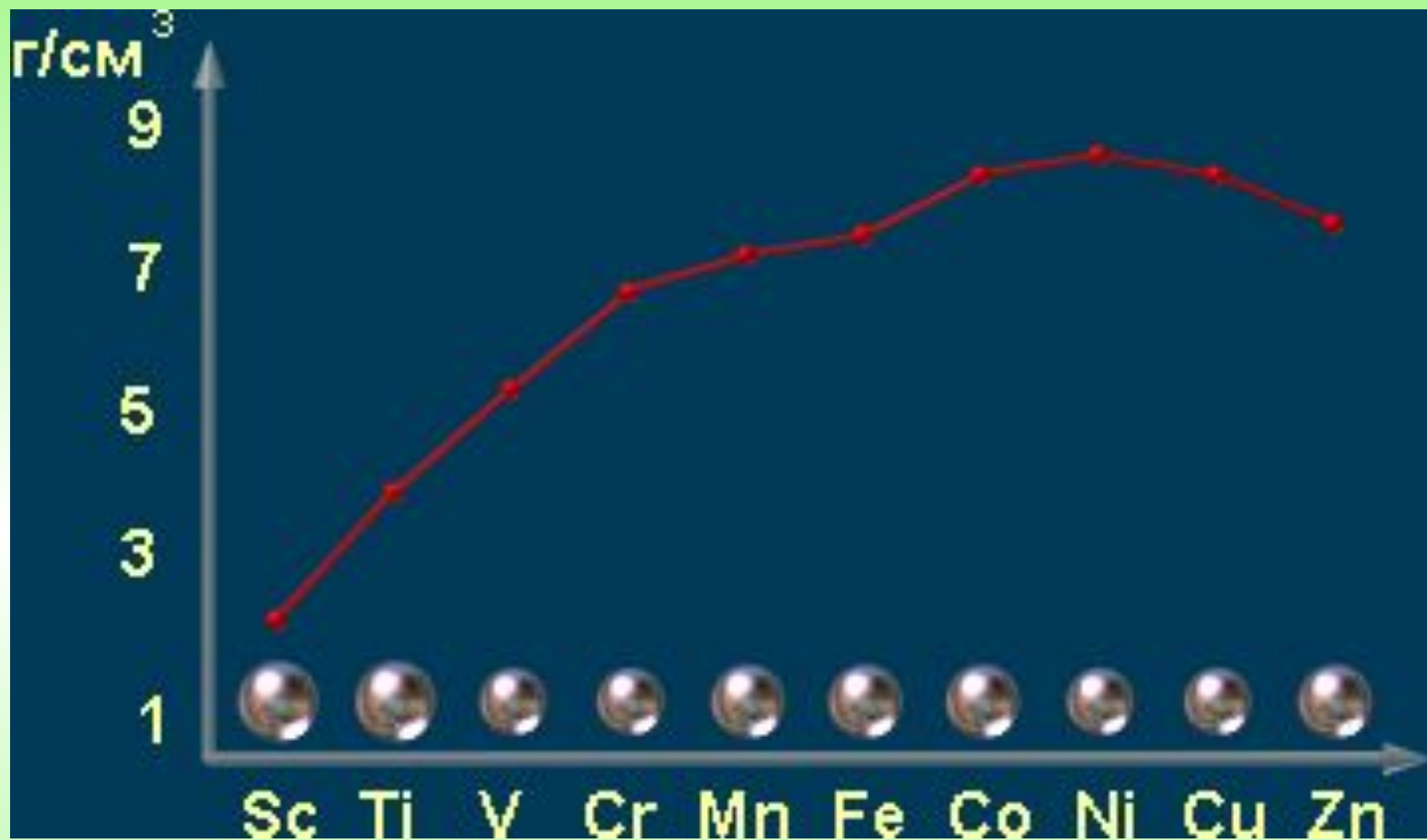
Для них характерны: высокая прочность на разрыв, тягучесть и ковкость, высокие температуры плавления и кипения, высокая плотность, хорошая электропроводность.





Высокие температуры плавления и кипения объясняются прочными металлическими связями в этих веществах, т.к. в их образовании участвуют s- и d-электроны одновременно.





Высокая плотность d-элементов объясняется сравнительно малыми радиусами их атомов. Атомные радиусы этих металлов мало изменяются в периоде.

				+7					
			+6	+6	+6				
		+5	+5	+5					
	+4	+4	+4	+4		+4	+4		
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn

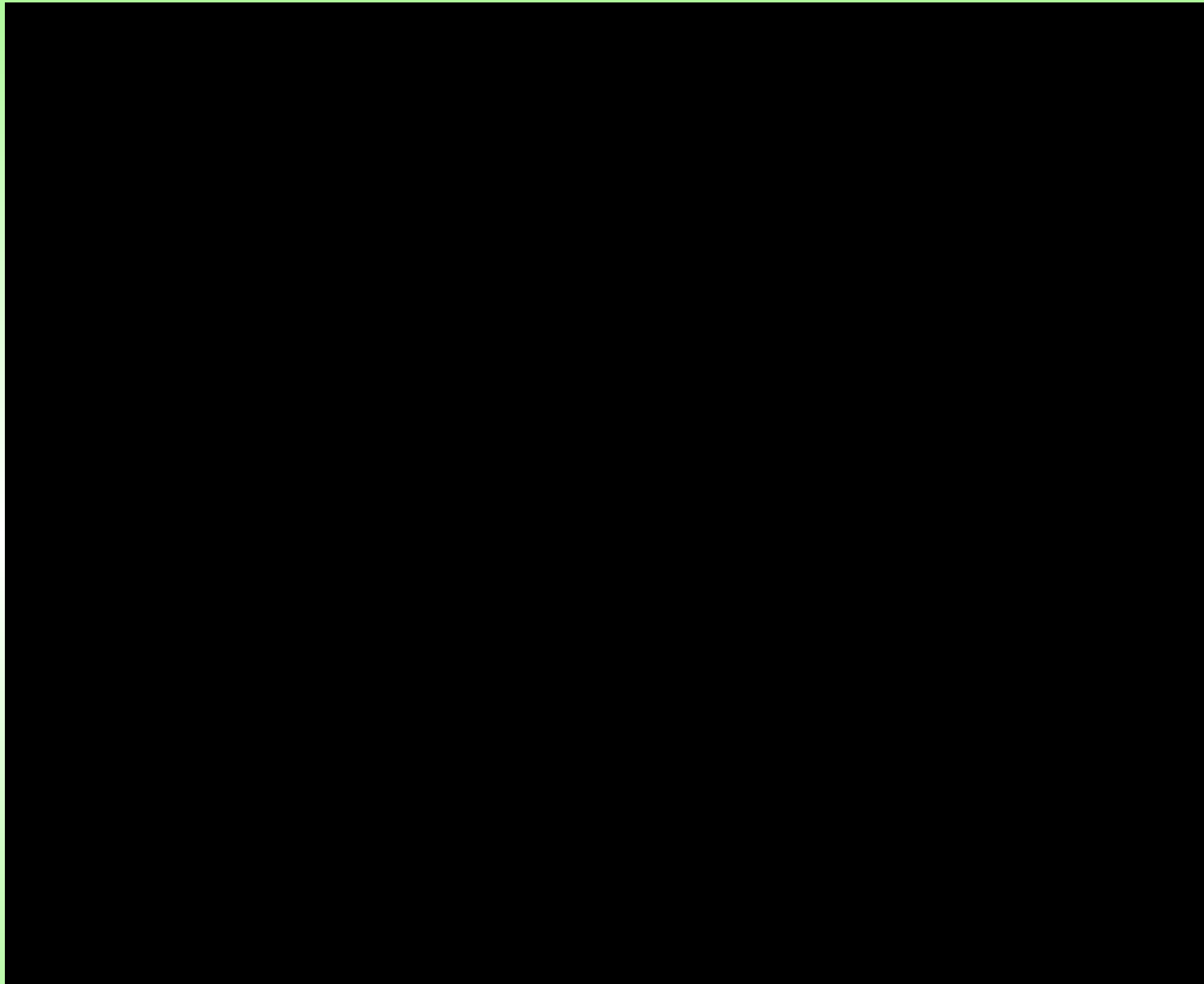
Для d-элементов характерно наличие нескольких состояний окисления в различных соединениях. Число различных состояний окисления возрастает по мере перемещения слева направо вдоль периода, а затем после достижения максимума вновь убывает.

Химические свойства элементов главных и побочных подгрупп существенно отличаются друг от друга. Это связано с тем, что у атомов элементов происходит заполнение электронами d или f подуровней внутренних электронных уровней. Причина такого явления в более низкой энергии s-подуровней по сравнению с d-подуровнями. Существуют и аномалии: например атомы хрома на 4s-подуровне имеет 1 электрон. Дело в том, что полузаполненные или заполненные подуровни обладают большей устойчивостью, чем частично заполненные. В атоме хрома 3d-подуровень является полузаполненным. Аналогичным исключением является медь.



Электроотрицательность и энергия ионизации у d-элементов 4-го периода возрастают с увеличением порядкового номера. Это означает, что металлические свойства от скандия **Sc** к цинку **Zn** постепенно ослабевают.

Элементы побочных подгрупп, как правило, вытесняют водород из неорганических кислот. Однако на поверхности некоторых из них образуется защитный слой оксида. Это объясняет пассивность таких металлов, как титан, ванадий и хром, в коррозионных средах. d-элементы и их соединения обладают целым рядом характерных химических свойств.



**Взаимодействие ртути с серой**



**Взаимодействие цинка с сульфатом меди**

Элементы побочных подгрупп за исключением **Ag** и **Au** реагируют с кислородом, образуя оксиды. Они почти все нерастворимы в воде. С повышением степени окисления основные свойства d-элемента уменьшаются, а кислотные возрастают. Соответственно изменяется и характер образуемых ими соединений - оксидов.

По химическим свойствам оксиды могут быть как основными, так и амфотерными и кислотными. На рисунке прямая линия условно разделяет основные и кислотные оксиды образуемые d-элементами.

### Устойчивые оксиды, образуемые d-элементами 4-го периода

+7					$Mn_2O_7$					
+6				$CrO_3$						
+5			$V_2O_5$							
+4		$TiO_2$			$MnO_2$					
+3	$Sc_2O_3$	$Ti_2O_3$	$V_2O_3$	$Cr_2O_3$	$Fe_2O_3$	$Co_2O_3$				
+2					$MnO$	$FeO$	$CoO$	$NiO$	$CuO$	$ZnO$
+1									$Cu_2O$	
	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>

Кислотные оксиды

Основные оксиды

## Гидроксиды, образуемые d-элементами 4-го периода

+7	$\text{HЭO}_4$												
+6	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$				+								
+5	$n\text{Э}_2\text{O}_5 + x\text{H}_2\text{O}$			+									
+4	$\text{ЭO}_2 + x\text{H}_2\text{O}$		+										
+3	$\text{Э(OH)}_3$	+		+	+		+						
+2	$\text{Э(OH)}_2$			+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
+1	$\text{Э(OH)}$					+							
		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		



↑  
кислотные  
свойства

Гидроксиды d-элементов 4-периода получают взаимодействием соответствующих солей со щелочами. Цвет образующегося осадка часто используют для идентификации присутствующего металла. Все осадки гелеобразны вследствие гидратации.

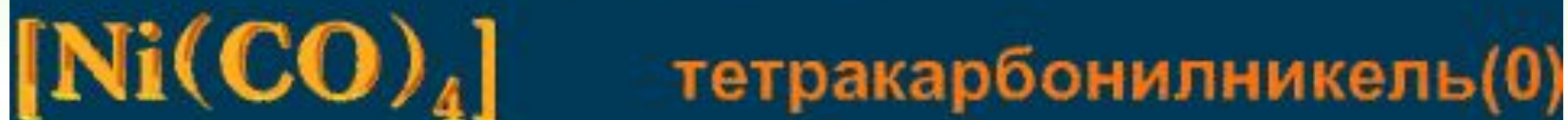
С повышением степени окисления d-элемента в гидроксиде основные свойства последнего уменьшаются, а кислотные возрастают.



Характерной особенностью d-элементов является их способность образовывать комплексные ионы. Комплексный ион образуется, когда одна или несколько молекул либо отрицательно заряженных ионов присоединяются к центральному атому в результате образования донорно-акцепторных связей.

Комплексные ионы, образуемые d-элементами, могут быть электрически нейтральными, положительно или отрицательно заряженными.

**Нейтральный комплекс:**



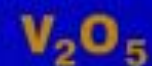
**Анионный комплекс:**



**Катионный комплекс:**



d-элементы и их соединения находят широкое применение в качестве промышленных катализаторов (на примере d-элементов 4-го периода).



Катализаторы

