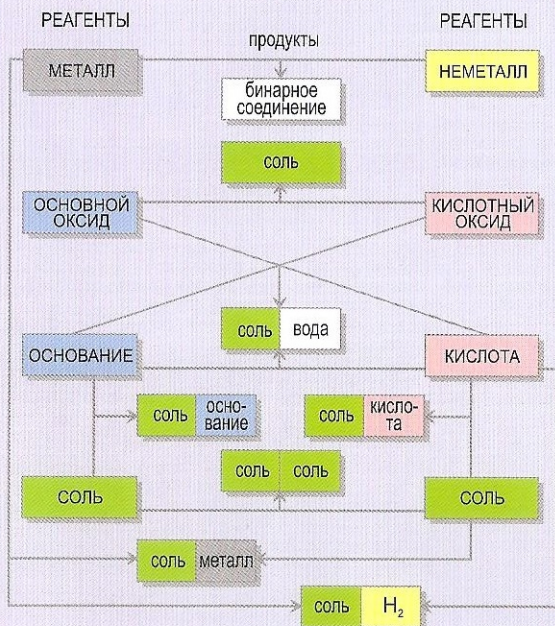


Дерябина Н.Е.

Минисправочник школьника

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ В РЕАКЦИЯХ

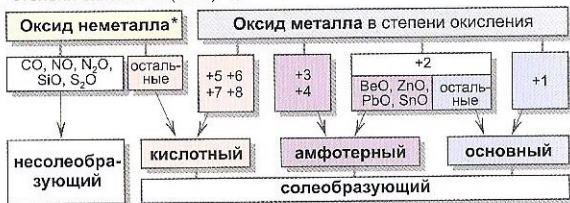


Классификация неорганических веществ



Неметаллы - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B, H. Остальные элементы - металлы.

Оксиды - соединения двух элементов, один из которых кислород в степени окисления (С.О.) -2.



*искл. - H_2O , ее часто считают амфотерным оксидом

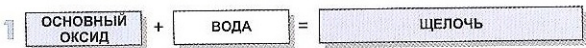
Солеобразующие оксиды (кислотные, основные, амфотерные) образуют соли при взаимодействии с кислотами и/или щелочами, им соответствуют гидроксиды (кислоты, основания или амфотерные), содержащие элемент в той же степени окисления.

Несолеобразующие оксиды не образуют солей, безразличны к кислотам и щелочам.

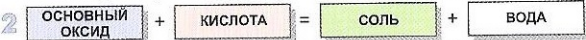
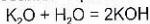
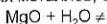


Амфотерные оксиды и гидроксиды при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами проявляют свойства основных, а при взаимодействии с основаниями и основными оксидами проявляют свойства кислотных.

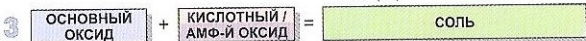
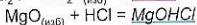
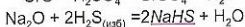
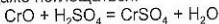
Основные оксиды



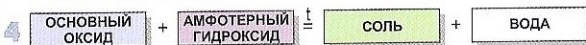
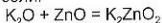
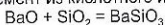
С водой взаимодействуют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, образуя растворимые основания - щелочи.



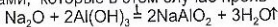
При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль. При избытке оксида, которому соответствует многокислотное основание, образуется основная соль. В реакциях образования кислых и основных солей вода может не выделяться или даже поглощаться.



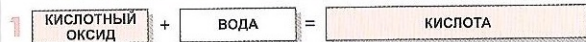
В этих реакциях элемент из основного оксида образует катион соли, а элемент из кислотного или амфотерного - анион соли.



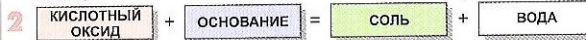
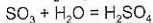
Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов при сплавлении реагируют с амфотерными гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как кислоты.



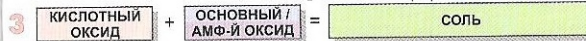
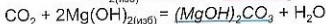
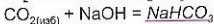
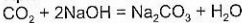
Кислотные оксиды



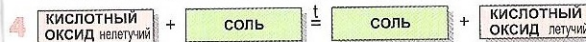
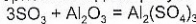
При растворении в воде кислотных оксидов образуются кислоты, в которых сохраняется степень окисления элемента (искл.: SiO_2 нерастворим в воде).



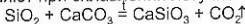
При избытке кислотного оксида, которому соответствует многоосновная кислота, образуется кислая соль. При избытке многокислотного основания образуется основная соль.



В этих реакциях элемент из основного / амфотерного оксида образует катион, а элемент из кислотного - анион соли.



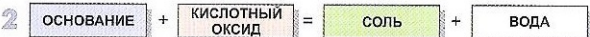
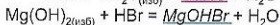
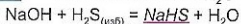
Нелетучие кислотные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей.



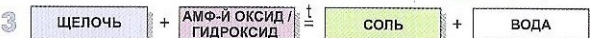
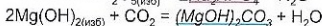
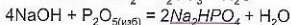
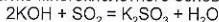
Основания



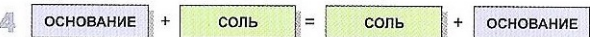
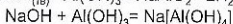
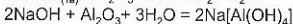
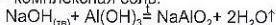
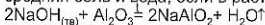
При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания - основная. $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$



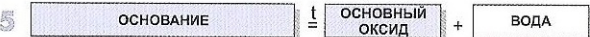
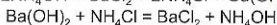
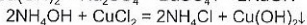
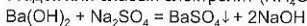
При избытке кислотного оксида, соответствующего многоосновной кислоте, образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания - основная соль.



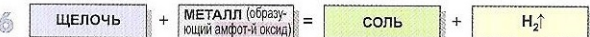
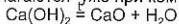
Основания щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как кислотные. Если реакция протекает в расплаве, образуется средняя соль и вода, если в растворе - комплексная соль.



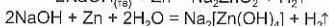
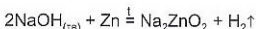
Реакция обмена между основанием и солью протекает только в растворе (и основание и соль должны быть растворимы) и только в том случае, если хотя бы один из продуктов - осадок или слабый электролит (NH_4OH , H_2O).



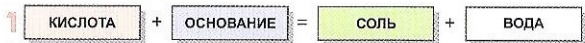
Основания металлов при прокаливании разлагаются на соответствующий оксид и воду. Термостойки только основания щелочных металлов за исключением LiOH . Некоторые основания разлагаются уже при комнатной температуре (AgOH , $\text{Hg}(\text{OH})_2$, NH_4OH).



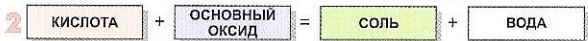
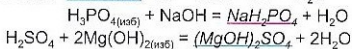
Металлы, образующие амфотерные оксиды (за исключением Cr и Ni), взаимодействуют со щелочами. При этом выделяется H_2 и образуется соль - в расплавах - средняя, в растворах (иногда концентрированных и при нагревании) - комплексная.



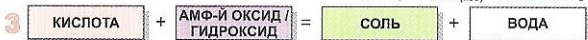
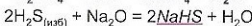
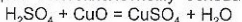
Кислоты



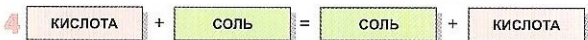
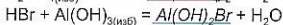
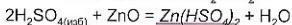
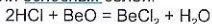
При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания - основная. $\text{HF} + \text{KOH} = \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$



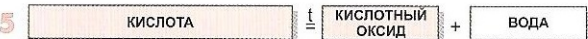
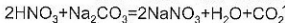
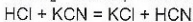
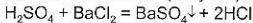
При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль, при избытке основного оксида, соответствующего многокислотному основанию - основная соль.



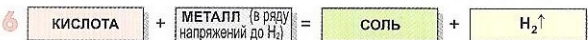
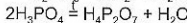
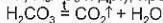
Кислоты реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как основные. В таких реакциях возможно образование как средних, так и кислых или основных солей.



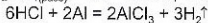
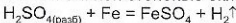
Кислоты взаимодействуют с растворами солей, если при этом образуется нерастворимая в кислотах соль или более слабая (летучая) по сравнению с исходной кислота (есть исключения, см. условия протекания РИО в р-рах электролитов)



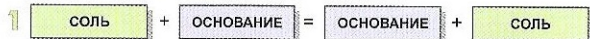
Почти все кислородсодержащие кислоты разлагаются при нагревании. Чаще всего продуктами являются вода и кислотный оксид (разложение H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 и др.) или кислота с меньшим содержанием воды (разложение H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$). Если термическое разложение - окислительно-восстановительный процесс (HNO_3 , HNO_2 , HClO , H_3PO_3 и др.), продукты разнообразны.



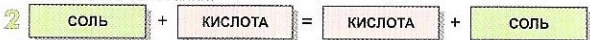
Кислоты-неокислители (все, кроме HNO_3 и конц. H_2SO_4) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до H_2 . При этом выделяется H_2 и образуется соль металла с минимальной степенью окисления металла. Подробнее - см стр. 6.



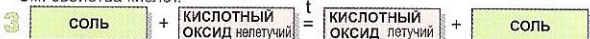
Соли



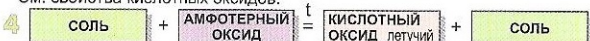
См. свойства оснований.



См. свойства кислот.



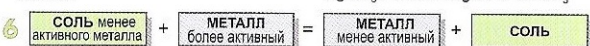
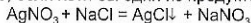
См. свойства кислотных оксидов.



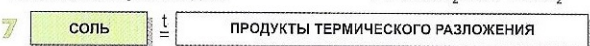
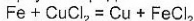
Амфотерные оксиды (они все нелетучие) вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей. $Al_2O_3 + K_2CO_3 \xrightarrow{t} 2KAlO_2 + CO_2 \uparrow$



Реакция обмена между солями протекает в растворе (обе соли должны быть растворимы) только в том случае, если хотя бы один из продуктов - осадок.

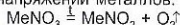


Более активный металл вытесняет менее активный металл (стоящий правее в ряду напряжений) из раствора его соли. При этом образуется новая соль, а менее активный металл выделяется в свободном виде (оседает на пластинке активного металла). Исключения - щелочные и щелочно-земельные металлы в растворе в первую очередь взаимодействуют с водой.

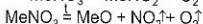


1. СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ. Продукты термического разложения нитратов зависят от положения металла в ряду напряжений металлов:

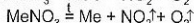
а) если металл левее Mg (исключая Li):



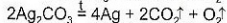
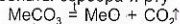
б) если металл от Mg до Cu, а также Li:



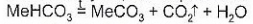
в) если металл правее Cu:



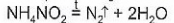
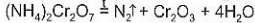
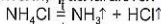
2. СОЛИ УГОЛЬНОЙ КИСЛОТЫ. Почти все карбонаты разлагаются до соответствующего оксида металла и CO_2 . Карбонаты щелочных металлов кроме Li не разлагаются при нагревании. Карбонаты серебра и ртути разлагаются до свободного металла.



Все гидрокарбонаты разлагаются до соответствующего карбоната.



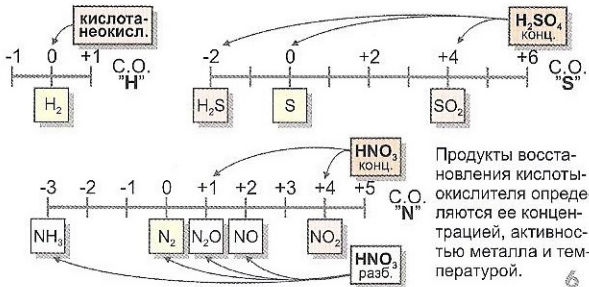
3. СОЛИ АММОНИЯ. Многие соли аммония (NH_4Cl , NH_4Br , NH_4I , $(NH_4)_2S$, $(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_3PO_4$ и др.) при прокаливании разлагаются с выделением NH_3 и соответствующей кислоты или продуктов ее разложения. Некоторые соли аммония, содержащие анионы-окислители, разлагаются с выделением N_2 , NO или NO_2 .



Более подробно свойства оксидов, оснований, кислот и солей - в пособии Н.Е. Дерябиной "Химия. Основные классы неорганических веществ".

Взаимодействие кислот с металлами

КИСЛОТА-неокислитель	+ МЕТАЛЛ в ряду напр. после H_2	→ реакция не идет			
	+ МЕТАЛЛ в ряду напр. до H_2	=	СОЛЬ металла в min. C.O.	+	$H_2 \uparrow$
H_2SO_4 концентрированная	+ Au, Pt, Ir, Rh, Ta	→ реакция не идет			
	+ МЕТАЛЛ щелочной/щелочноземельный/Mg/Zn	=	H_2S /S/ SO_2 в зав-сти от условий	+	СУЛЬФАТ металла в max. C.O. + H_2O
	+ МЕТАЛЛ (остальные; Fe, Co, Ni при t)	=	SO_2	+	СУЛЬФАТ металла в max. C.O. + H_2O
HNO_3 концентрированная	+ Au, Pt, Ir, Rh, Ta	→ реакция не идет			
	+ МЕТАЛЛ щелочной/щелочноземельный	=	N_2O	+	НИТРАТ металла в max. C.O. + H_2O
	+ МЕТАЛЛ (остальные; Al, Cr, Fe, Co, Ni при t)	=	NO_2	+	НИТРАТ металла в max. C.O. + H_2O
HNO_3 разбавленная	+ Au, Pt, Ir, Rh, Ta	→ реакция не идет			
	+ МЕТАЛЛ щелочной/щелочноземельный	=	NH_3 (NH_4NO_3)	+	НИТРАТ металла в max. C.O. + H_2O
	+ МЕТАЛЛ (остальные в ряду напряжений до H_2)	=	NO / N_2O / N_2 / NH_3 (NH_4NO_3) в зав-сти от условий	+	НИТРАТ металла в max. C.O. + H_2O
	+ МЕТАЛЛ (остальные в ряду напряжений после H_2)	=	NO	+	НИТРАТ металла в max. C.O. + H_2O



Продукты восстановления кислоты-окислителя определяются ее концентрацией, активностью металла и температурой.

Качественные реакции на катионы и анионы

ИОН	РЕАКТИВ	ПРИЗНАКИ РЕАКЦИИ
H^+	индикаторы	см. цвета индикаторов в разл. средах
NH_4^+	OH^-	$\uparrow \{NH_3\}$ запах аммиака
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	$BaSO_4 \downarrow$ белый, мелкокр., нер-рим в к-тах
Ca^{2+}	CO_3^{2-} / SO_3^{2-}	$CaCO_3 \downarrow / CaSO_3 \downarrow$ белые, р-римы в кислотах
Mg^{2+}	OH^-	$Mg(OH)_2 \downarrow$ белый аморфный
Al^{3+}	OH^- (недост.)	$Al(OH)_3 \downarrow$ белый, студенист., р-рим в изб. OH^-
Zn^{2+}	OH^- (недост.)	$Zn(OH)_2 \downarrow$ белый, р-рим в изб. OH^-
Cr^{3+}	OH^- (недост.)	$Cr(OH)_3 \downarrow$ серо-зеленый, р-рим в изб. OH^-
Fe^{2+}	OH^-	$Fe(OH)_2 \downarrow$ св.-зелен., буреет (ок-ся до $Fe(OH)_3$)
	$K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль)	$Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ синий (турнбулева синь)
	OH^-	$Fe(OH)_3 \downarrow$ темно-бурый
Fe^{3+}	$K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль)	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ синий (берлинская лазурь)
	SCN^-	$[Fe(SCN)_6]^{3-}$ кроваво-красный раствор
Cu^{2+}	OH^-	$Cu(OH)_2 \downarrow$ голубой, студенистый
Ag^+	Cl^-	$AgCl \downarrow$ белый, творожистый, нер-рим в к-тах
OH^-	индикаторы	см. цвета индикаторов в разл. средах
Cl^-	Ag^+	$AgCl \downarrow$ белый, творожистый, р-рим в NH_4OH
Br^-	Ag^+	$AgBr \downarrow$ светло-желтый, мало р-рим в NH_4OH
I^-	Ag^+	$AgI \downarrow$ желтый, нер-рим в NH_4OH
	Cl_2 + крахмал	синее окрашивание
S^{2-}	H^+	$\uparrow \{H_2S\}$ запах тухлых яиц
	$Cu^{2+} / Pb^{2+} / Ag^+$	$CuS \downarrow / PbS \downarrow / Ag_2S \downarrow$ черные
	Cd^{2+}	$CdS \downarrow$ желтый
	Mn^{2+}	$MnS \downarrow$ розовый
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	$BaSO_4 \downarrow$ белый, мелкокр., нер-рим в к-тах
	Ag^+	$Ag_2SO_4 \downarrow$ белый
SO_3^{2-}	H^+	$\uparrow \{SO_2\}$ запах резкий, обесцвеч. р-р чернил, вызывает помутн. известк. воды (обр. $CaSO_3 \downarrow$)
	Ba^{2+}	$BaSO_3 \downarrow$ белый, мелкокр., р-рим в к-тах (HNO_3)
	Ag^+	$Ag_2SO_4 \downarrow$ белый
NO_3^-	Cu, H_2SO_4 (конц)	$\uparrow \{NO_2\}$ бурый, запах резкий, неприятный
PO_4^{3-}	Ag^+	$Ag_3PO_4 \downarrow$ желтый
	Ca^{2+}	$Ca_3(PO_4)_2 \downarrow$ белый, нер-рим в CH_3COOH
CO_3^{2-}	H^+	$\uparrow \{CO_2\}$ без запаха, вызывает помутнение известк. воды (обр-ся бел. $CaCO_3 \downarrow$)
SiO_3^{2-}	H^+	$H_2SiO_3 \downarrow$ белый студенистый / коллоидный р-р

Окрашивание пламени

Li^+ - малиновый; Na^+ - желтый; K^+ - фиолетовый; Ba^{2+} - желто-зеленый;
 Sr^{2+} - карминово-красный; Ca^{2+} - кирпично-красный; Pb^{2+} - светло-голубой;
 Cu^{2+} - зеленый; Bi^{3+} - зеленый.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

I		II									
1	1,01	2	4,00								
1	H водород	2	He гелий								
				III	IV	V	VI	VII	VIII		
3	6,9	4	9,0	5	10,8	6	12,0	7	14,0	8	16,0
2	Li литий	3	Be бериллий	4	B бор	5	C углерод	6	N азот	7	O кислород
9	23,0	10	24,3	11	27,0	12	28,1	13	31,0	14	32,1
3	Na натрий	4	Mg магний	5	Al алюминий	6	Si кремний	7	P фосфор	8	S сера
19	39,1	20	40,1	21	45,0	22	47,9	23	50,9	24	52,0
4	K калий	5	Ca кальций	6	Sc скандий	7	Ti титан	8	V ванадий	9	Cr хром
39	39,1	40	40,1	41	45,0	42	47,9	43	50,9	44	52,0
5	Rb рубидий	6	Sr стронций	7	Y иттрий	8	Zr цирконий	9	Nb ниобий	10	Mo молибден
85	85,5	86	87,6	87	88,9	88	91,2	89	92,9	90	95,9
6	Cs цезий	7	Ba барий	8	La лантан	9	Ce церий	10	Pr прометий	11	Nd неодим
132	132,9	137	137,3	138	138,9	139	178,5	140	180,9	141	183,9
7	Fr франций	8	Ra радий	9	Ac актиний	10	Rf резерфордий	11	Db дубний	12	Sg сигборгий

161	232,1
S ³	4,2,4,6
СЕРА	5

ОБОЗНАЧЕНИЯ

- Атомный номер
 - Относительная атомная масса *
 - Символ элемента *
 - Характерные степени окисления элемента в соединениях
 - Название элемента
 - Тип элемента ***
- * В скобках - масса наиболее стабильного изотопа
- ** Цветом символа обозначены:
- элементы-металлы
 - элементы-неметаллы
- *** Цветом фона обозначены:
- s - элементы
 - p - элементы
 - d - элементы
 - f - элементы
- s и p - элементы образуют главные подгруппы, d и f - элементы образуют побочные подгруппы соответствующих групп ПС

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА (ПС) И СТРОЕНИЕ АТОМА

- Порядковый номер элемента в ПС = заряд ядра элемента = число электронов в нейтральном атоме
- Номер периода в ПС = число уровней в электронной оболочке атома
- Номер группы в ПС = число электронов на внешнем уровне s и p-элементов

ГРУППОВЫЕ НАЗВАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

- Щелочные металлы - Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.
- Щелочноземельные металлы - Ca, Sr, Ba, Ra.
- Халькогены - O, S, Se, Te, Po.
- Галогены - F, Cl, Br, I, At.
- Инертные газы - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.
- Лантаноиды - Ce-Lu.
- Актиноиды - Th-Lr.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ
УСИЛЕНИЕ ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ АКТИВНОСТИ →

Li	Rb	Cs	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
МЕТАЛЛ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С Н ₂ O С ОБРАЗОВАНИЕМ Н ₂ : □ - гидроксид, □ - оксид, □ - при повыш. t, □ - при снятии пленки оксида.																									

19	39,1	20	40,1	21	45,0	22	47,9	23	50,9	24	52,0	25	54,9	26	55,8	27	58,9	28	58,7
4	K калий	5	Ca кальций	6	Sc скандий	7	Ti титан	8	V ванадий	9	Cr хром	10	Mn марганец	11	Fe железо	12	Co кобальт	13	Ni никель
63	63,6	64	65,4	65	69,7	66	72,6	67	74,9	68	79,0	69	79,9	70	83,8	71	88,9	72	88,9
5	Cu медь	6	Zn цинк	7	Ga галлий	8	Ge германий	9	As мышьяк	10	Se селен	11	Br бром	12	Kr криптон	13	88,9	14	88,9
87	85,5	88	87,6	89	88,9	90	91,2	91	92,9	92	95,9	93	98,9	94	101,1	95	102,9	96	106,4
6	Rb рубидий	7	Sr стронций	8	Y иттрий	9	Zr цирконий	10	Nb ниобий	11	Mo молибден	12	Tc технеций	13	Ru рутений	14	Rh родий	15	Pd палладий
107	107,9	108	112,4	109	114,8	110	118,7	111	121,8	112	127,6	113	126,9	114	131,3	115	172,9	116	175,0
7	Ag серебро	8	Cd кадмий	9	In индий	10	Sn олово	11	Sb сурьма	12	Te теллур	13	I йод	14	Xe ксенон	15	172,9	16	175,0

55	132,9	56	137,3	57	138,9	58	178,5	59	180,9	60	183,9	61	186,2	62	190,2	63	192,2	64	195,1	65	197,0	66	200,9	67	208,9	68	222,0	69	223,0	70	223,0	71	223,0
8	Cs цезий	9	Ba барий	10	La лантан	11	Ce церий	12	Pr прометий	13	Nd неодим	14	Pm прометий	15	Sm самарий	16	Eu европий	17	Gd гадолиний	18	Tb тербий	19	Dy диспрозий	20	Ho гольмий	21	Er эрбий	22	Tm тулий	23	Yb ytterбий	24	Lu лютеций
132	132,9	137	137,3	138	138,9	139	178,5	140	180,9	141	183,9	142	186,2	143	190,2	144	192,2	145	195,1	146	197,0	147	200,9	148	208,9	149	222,0	150	223,0	151	223,0	152	223,0
9	Fr франций	10	Ra радий	11	Ac актиний	12	Th торий	13	Pa протактиний	14	U уран	15	Np нептуний	16	Pu плутоний	17	Am америй	18	Cm куриум	19	Bk берклий	20	Cf калifornий	21	Es эйнштейний	22	Fm фермий	23	Md менделеев	24	No нобел	25	Lr лоуренс

Лантаноиды

58	140,1	59	140,9	60	144,2	61	145,0	62	150,4	63	152,0	64	157,3	65	158,9	66	162,5	67	164,9	68	167,3	69	168,9	70	173,0	71	175,0
6	Ce церий	7	Pr празеодим	8	Nd неодим	9	Pm прометий	10	Sm самарий	11	Eu европий	12	Gd гадолиний	13	Tb тербий	14	Dy диспрозий	15	Ho гольмий	16	Er эрбий	17	Tm тулий	18	Yb ytterбий	19	Lu лютеций

Актиноиды

90	232,0	91	231,0	92	238,0	93	237,0	94	244,0	95	243,0	96	247,0	97	247,0	98	251,0	99	252,0	100	257,0	101	258,0	102	259,0	103	262,0
7	Th торий	8	Pa протактиний	9	U уран	10	Np нептуний	11	Pu плутоний	12	Am америй	13	Cm куриум	14	Bk берклий	15	Cf калifornий	16	Es эйнштейний	17	Fm фермий	18	Md менделеев	19	No нобел	20	Lr лоуренс

58	140,1	59	140,9	60	144,2	61	145,0	62	150,4	63	152,0	64	157,3	65	158,9	66	162,5	67	164,9	68	167,3	69	168,9	70	173,0	71	175,0
6	Ce церий	7	Pr празеодим	8	Nd неодим	9	Pm прометий	10	Sm самарий	11	Eu европий	12	Gd гадолиний	13	Tb тербий	14	Dy диспрозий	15	Ho гольмий	16	Er эрбий	17	Tm тулий	18	Yb ytterбий	19	Lu лютеций

90	232,0	91	231,0	92	238,0	93	237,0	94	244,0	95	243,0	96	247,0	97	247,0	98	251,0	99	252,0	100	257,0	101	258,0	102	259,0	103	262,0
7	Th торий	8	Pa протактиний	9	U уран	10	Np нептуний	11	Pu плутоний	12	Am америй	13	Cm куриум	14	Bk берклий	15	Cf калifornий	16	Es эйнштейний	17	Fm фермий	18	Md менделеев	19	No нобел	20	Lr лоуренс

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ (ФОРМУЛЬНЫЕ) МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И ИХ РАСТВОРИМОСТЬ В ВОДЕ (при 25°С)

АНИОНЫ \ КАТИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Co ³⁺	Ni ²⁺	Sr ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	
O ²⁻	ОКСИД	18		30	62	94	188	153	104	56	40	25	102	71	81	68	152	72	160	128	75	160	75	135	223	80	232	217
ОН ⁻	ГИДРОКСИД	18	35	24	40	56	102	171	122	74	58	43	78	89	99	86	103	90	107	146	93	110	93	153	241	98	125	235
F ⁻	ФТОРИД	20	37	26	42	58	104	175	126	78	62	47	84	93	103	90	109	94	113	150	97	116	97	157	245	102	127	238
Cl ⁻	ХЛОРИД	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	121,5	208	159	111	95	80	133,5	126	136	123	158,5	127	162,5	183	130	165,5	130	190	278	135	143,5	272
Br ⁻	БРОМИД	81	98	87	103	119	165	297	247	200	184	169	267	215	225	212	292	216	296	272	219	299	219	279	367	223	188	360
I ⁻	ИОДИД	128	145	134	150	166	212	391	341	294	278	263	408	309	319	306	433	310	366	313	440	313	373	461	235	454		
S ²⁻	СУЛЬФИД	34	68	46	78	110	203	169	120	72	56	41	150	87	97	84	200	88	208	144	91	214	91	151	239	96	248	233
SO ₄ ²⁻	СУЛЬФАТ	98	132	110	142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161	148	392	152	400	208	155	406	155	215	303	160	312	297
HSO ₄ ⁻	ГИДРОСУЛЬФАТ	98	115	104	120	136	182		282				249	259	246										401		205	
SO ₃ ²⁻	СУЛЬФИТ	82	116	94	126	158	251	217	168	120	104	85	294	135	145		344	136		192	139		139	199	287	144	296	281
ClO ₄ ⁻	ПЕРХЛОРАТ	100	117	106	122	138	185	336	287	239	223	203	325	254	264	251	350	255	354	311	258	357	258		406	262	207	400
ClO ₃ ⁻	ХЛОРАТ	84	101	90	106	122	169	304	255	207	191	173	277	222	232		302			279	226		226		374	230	191	368
NO ₃ ⁻	НИТРАТ	63	80	69	85	101	147	261	212	164	148	133	213	179	189		238	180	242	236	183	245	183	243	331	188	170	325
NO ₂ ⁻	НИТРИТ	47	64	53	69	85	131	229	180	132	116	101	122	157	157					151		151		299	156	154	293	
PO ₄ ³⁻	ФОСФАТ	98	149	116	164	212	351	602	453	310	263	217	122	355	386	346	147	357	151	527	367		367	546	812	381	419	792
HPO ₄ ²⁻	ГИДРОФОСФАТ	98	132		142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161		392	152						215	303	160	312	297
H ₂ PO ₄ ⁻	ДИГИДРОФОСФАТ	98	115	104	120	136	182	331	282	234	218	203	318	249	259				347	306				313	401		205	395
CH ₃ COO ⁻	АЦЕТАТ	60	77	66	82	98	144	255	206	158	142	127	204	173	183	170	229	174	233	230	177	236	177	237	325	182	167	319
Cr ₂ O ₇ ²⁻	ДИХРОМАТ	218	252	230	262	294	387	353	304	256	240	225					272	760						335	423	280	432	417
CrO ₄ ²⁻	ХРОМАТ	118	152	130	162	194	287	253	204	156	140	125		171	181				460	228	175		175	235	323	180	332	317
MnO ₄ ⁻	ПЕРМАНГАНАТ	120	137	126	142	158	204	375	326	278	262	247	384		303				350				297				227	
CO ₃ ²⁻	КАРБОНАТ	62	96	74	106	138	231	197	148	108	84	69		115	125	112	284	116		172	119	298	119		267	124	276	261
HCO ₃ ⁻	ГИДРОКАРБОНАТ	62	79	68	84	100	146	259	210	162	146			187	174	235	178						181		329		169	
SiO ₃ ²⁻	МЕТАСИЛИКАТ	78		90	122	154	247	213	164	116	100	85		131	141			132		189				195	283		292	277

РАСТВОРЯЕТСЯ (>1г на 100 г воды)	МАЛО РАСТВОРЯЕТСЯ (0,1-1г на 100 г воды)	НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ (<0,1г на 100 г воды)	РАЗЛАГАЕТСЯ или ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С ВОДОЙ	НЕТ ДАННЫХ О РАСТВОРИМОСТИ	В ВОДНОМ РАСТВОРЕ ВЕЩЕСТВО НЕ СУЩЕСТВУЕТ
----------------------------------	--	---------------------------------------	---	----------------------------	--

РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ (при 25°С)																		
ФОРМУЛЫ	HI	HBr	HClO ₄	HCl	H ₂ SO ₄	Hmno ₄	HNO ₃	H ₂ CrO ₄	H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	HF	HNO ₂	CH ₃ COOH	H ₂ CO ₃	H ₂ S	HClO	HCN	H ₂ SiO ₃
СИЛА КИСЛОТ	СИЛЬНЫЕ							СРЕДНИЕ				СЛАБЫЕ						

ЦВЕТА ИНДИКАТОРОВ в различных средах	
СРЕДЫ	ЦВЕТ

НАЗВАНИЯ КИСЛОТ										ИНДИКАТОР	СРЕДА		
											H ⁺	H ₂ O	ОН ⁻
HF	ФТОРОВОДОРОДНАЯ (ПЛАВИКОВАЯ)	H ₂ SO ₄	СЕРНАЯ	HClO ₄	ХЛОРНАЯ	H ₂ CrO ₄	ХРОМОВАЯ			ЛАКМУС			
HCl	ХЛОРОВОДОРОДНАЯ (СОЛЯНАЯ)	HNO ₃	АЗОТНАЯ	HClO ₃	ХЛОРНОВАТАЯ	H ₂ Cr ₂ O ₇	ДИХРОМОВАЯ			МЕТИЛ-ОРАНЖ			
		HNO ₂	АЗОТИСТАЯ	HClO	ХЛОРНОВАТИСТАЯ	H ₄ P ₂ O ₇	ПИРОФОСФОРНАЯ						
HBr	БРОМОВОДОРОДНАЯ	H ₃ PO ₄	(ОРТО)ФОСФОРНАЯ	HMnO ₄	МАРГАНЦОВАЯ	H ₃ PO ₃	(ОРТО)ФОСФОРИСТАЯ			ФЕНОЛ-ФТАЛЕИН			
HI	ЙОДОВОДОРОДНАЯ	H ₂ CO ₃	УГЛЯНАЯ			H ₃ PO ₂	ФОСФОРНОВАТИСТАЯ						
H ₂ S	СЕРОВОДОРОДНАЯ	H ₂ SiO ₃	(МЕТА)КРЕМНИЕВАЯ	H ₂ MnO ₄	МАРГАНЦОВИСТАЯ	HCN	ЦИАНИЛОВАЯ						
				CH ₃ COOH	УКСУСНАЯ		(ЦИАНОВОДОРОДНАЯ)						

ЦВЕТА ИНДИКАТОРОВ в различных средах

ИНДИКАТОР	СРЕДА		
	H ⁺	H ₂ O	ОН ⁻
ЛАКМУС	красный	синий	синий
МЕТИЛОРАНЖ	красный	оранжевый	желтый
ФЕНОЛФТАЛЕИН	бесцветный	бесцветный	розовый