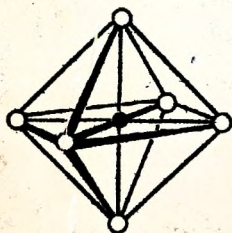
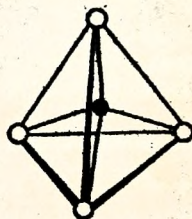


Методические указания

к лабораторным работам по курсу "Общая химия"
по темам: "Окислительно-восстановительные реакции",
"Комплексные соединения" для студентов специальностей:
T19.01 "Промышленное и гражданское строительство"; T19.02
"Производство строительных изделий и конструкций"; T19.03
"Строительство дорог и транспортных объектов"; T19.06
"Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод";
T03.01 "Технология, оборудование и автоматизация машиностроения"



ML₆



ML₄

УДК 546

В методических указаниях приведены лабораторные работы по темам: "Окислительно-восстановительные реакции" и "Комплексные соединения". Методические указания включают в себя краткую теоретическую часть, описание техники лабораторных работ и техники безопасности, описание практической части. В издании также приведены контрольные задачи.

Составители: Н.М. Голуб, доцент, к.х.н.
В.А. Халецкий, ассистент

Рецензенты: Брестский государственный университет, Факультет естествознания, Кафедра химии.
Заведующий кафедрой химии, профессор, доктор химических наук
Ярчак Николай Петрович

Лабораторная работа

"Окислительно-восстановительные реакции"

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Электроотрицательность.

Электроотрицательность (χ) - это характеристика способности атома в химическом соединении смещать электронную плотность в свою сторону. Электроотрицательность не имеет размерности. Данный термин ввел в современную химию в 1932г. американский химик Лайнус Полинг. Он же предложил и первую шкалу электроотрицательности, рассчитанную на основании экспериментальных значений энтальпии образования связей в двухатомных молекулах. Согласно Полингу наибольшее значение электроотрицательности имеет самый активный неметалл - фтор ($\chi=4.0$), а наименьшее значение - щелочные металлы - цезий и франций ($\chi=0.7$).

Электроотрицательность элемента зависит от способности его атомов терять и приобретать электроны, а значит, определяется строением электронной оболочки атома. По этой причине электроотрицательность элементов будет находиться в периодической зависимости от зарядов их ядер. В целом в периодической системе элементов наблюдаются следующие закономерности изменения электроотрицательности. Наиболее электроотрицательные элементы, т.е. самые активные неметаллы (фтор, кислород, хлор и др.) располагаются в правом верхнем углу таблицы. Наименее электроотрицательные элементы, т.е. самые активные металлы (франций, цезий и др.) располагаются в нижнем левом углу таблицы элементов. Таким образом, с увеличением порядкового номера электроотрицательность элементов по периоду возрастает, а по группе падает (см. табл. 1.).

В современной трактовке предложенной американскими учеными А.Л.Олдредом и Э.Роховым электроотрицательность определяется электрическим полем на поверхности атома. Величина ее характеризует электростатическую силу, действующую между ядром и валентными электронами, т.е. фактически является мерой стабильности электронной оболочки атома. Согласно такому представлению определенными значениями электроотрицательности характеризуются даже элементы не образующие устойчивых химических соединений (гелий, неон, аргон). И, поскольку наиболее стабильными являются именно электронные конфигурации инертных газов, их значения электроотрицательности будут максимальными.

Значения электроотрицательности позволяют оценивать характер химической связи в химическом соединении. Наибольшая разница будет соответствовать преимущественно ионному типу связи. Незначительное отличие в электроотрицательностях элементов показывает, что связь в соединении будет ковалентная:

KCl	$\chi(K)=0.91$	$\chi(Cl)=2.83$	$\Delta\chi=1.92$	ионная связь
HCl	$\chi(H)=2.10$	$\chi(Cl)=2.83$	$\Delta\chi=0.73$	ковалентная полярная связь
Cl ₂	$\chi(Cl)=2.83$	$\chi(Cl)=2.83$	$\Delta\chi=0$	ковалентная неполярная связь

При использовании понятия электроотрицательности необходимо учитывать ряд важных моментов. Во-первых, электроотрицательность не является строгой физической величиной, ее значение не определяется экспериментально, а рассчитывается из косвенных данных. Во-вторых, электроотрицательность не является величиной постоянной и зависит от природы других атомов, с которыми химически связан атом данного элемента. В некоторых соединениях один и тот же атом может служить одновременно и донором и акцептором электронов.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H ¹ 2.10						(H) ²	He ² 5.50		
2	Li ³ 0.97	Be ⁴ 1.47	B ⁵ 2.01	C ⁶ 2.50	N ⁷ 3.07	O ⁸ 3.50	F ⁹ 4.10	Ne ¹⁰ 4.84		
3	Na ¹¹ 1.01	Mg ¹² 1.23	Al ¹³ 1.47	Si ¹⁴ 1.74	P ¹⁵ 2.10	S ¹⁶ 2.60	Cl ¹⁷ 2.83	Ar ¹⁸ 3.20		
4	K ¹⁹ 0.91	Ca ²⁰ 1.04	Sc ²¹ 1.20	Ti ²² 1.32	V ²³ 1.45	Cr ²⁴ 1.56	Mn ²⁵ 1.60	Fe ²⁶ 1.64	Co ²⁷ 1.70	Ni ²⁸ 1.75
	Cu ²⁹ 1.75	Zn ³⁰ 1.66	Ga ³¹ 1.82	Ge ³² 2.02	As ³³ 2.20	Se ³⁴ 2.48	Br ³⁵ 2.74	Kr ³⁶ 2.94		
5	Rb ³⁷ 0.89	Sr ³⁸ 0.99	Y ³⁹ 1.11	Zr ⁴⁰ 1.22	Nb ⁴¹ 1.23	Mo ⁴² 1.30	Tc ⁴³ 1.36	Ru ⁴⁴ 1.42	Rh ⁴⁵ 1.45	Pd ⁴⁶ 1.85
	Ag ⁴⁷ 1.42	Cd ⁴⁸ 1.46	In ⁴⁹ 1.49	Sn ⁵⁰ 1.72	Sb ⁵¹ 1.82	Te ⁵² 2.01	I ⁵³ 2.21	Xe ⁵⁴ 2.40		
6	Cs ⁵⁵ 0.86	Ba ⁵⁶ 0.97	La-Lu ⁵⁷⁻⁷¹ *	Hf ⁷² 1.23	Ta ⁷³ 1.33	W ⁷⁴ 1.40	Re ⁷⁵ 1.46	Os ⁷⁶ 1.52	Ir ⁷⁷ 1.55	Pt ⁷⁸ 1.44
	Au ⁷⁹ 1.42	Hg ⁸⁰ 1.44	Tl ⁸¹ 1.44	Pb ⁸² 1.55	Bi ⁸³ 1.67	Po ⁸⁴ 1.76	At ⁸⁵ 1.90	Rn ⁸⁶ 2.06		
7	Fr ⁸⁷ 0.86	Ra ⁸⁸ 0.97	Ac-Lr ⁸⁹⁻¹⁰³ **	Db ¹⁰⁴	Jl ¹⁰⁵	Rf ¹⁰⁶	Bh ¹⁰⁷	Hn ¹⁰⁸	Mt ¹⁰⁹	110

* ЛАНТАНОИДЫ

La ⁵⁷ 1.08	Ce ⁵⁸ 1.08	Pr ⁵⁹ 1.07	Nd ⁶⁰ 1.07	Pm ⁶¹ 1.07	Sm ⁶² 1.07	Eu ⁶³ 1.01	Gd ⁶⁴ 1.11	Tb ⁶⁵ 1.10	Dy ⁶⁶ 1.10	Ho ⁶⁷ 1.10	Er ⁶⁸ 1.11	Tm ⁶⁹ 1.11	Yb ⁷⁰ 1.06	Lu ⁷¹ 1.14
--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------

** АКТИНОИДЫ

Ac ⁸⁹ 1.00	Th ⁹⁰ 1.11	Pa ⁹¹ 1.14	U ⁹² 1.22	Np ⁹³ 1.22	Pu ⁹⁴ 1.22	Am ⁹⁵ 1.20	Cm ⁹⁶ 1.20	Bk ⁹⁷ 1.20	Cf ⁹⁸ 1.20	Es ⁹⁹ 1.20	Fm ¹⁰⁰ 1.20	Md ¹⁰¹ 1.20	No ¹⁰² 1.20	Lr ¹⁰³
--------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	-------------------

Табл. 1. Электроотрицательность элементов (χ) согласно Олреду-Рохову.

Табл. 2. Степени окисления элементов Периодической таблицы.

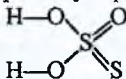
№	Название элемента	Степени окисления	№	Название элемента	Степени окисления
1(H)	водород	-1,0,1	50(Sn)	олово	-4,0,2,4
2(He)	гелий	0	51(Sb)	сурьма	-3,0,3,5
3(Li)	литий	0,1	52(Te)	теллур	-2,0,2,4,6
4(Be)	бериллий	0,2	53(I)	иод	-1,0,1,3,5,6,7
5(B)	бор	-3,0,1,2,3	54(Xe)	ксенон	0,1,2,4,6,8
6(C)	углерод	-4,-2,-1,0,2,3,4	55(Cs)	цезий	0,1
7(N)	азот	-3,-2,-1,0,1,2,3,4,5	56(Ba)	барий	0,2
8(O)	кислород	-2,-1,0,2	57(La)	лантан	0,3
9(F)	фтор	-1,0	58(Ce)	церий	0,3,4
10(Ne)	неон	0	59(Pr)	празеодим	0,3,4
11(Na)	натрий	0,1	60(Nd)	неодим	0,3,4
12(Mg)	магний	0,2	61(Pm)	прометий	0,3
13(Al)	алюминий	0,3	62(Sm)	самарий	0,2,3
14(Si)	кремний	-4,-3,0,2,4	63(Eu)	европий	0,2,3
15(P)	фосфор	-3,-2,-1,0,1,3,5	64(Gd)	гадолиний	0,3
16(S)	сера	-2,-1,0,2,4,6	65(Tb)	тербий	0,3,4
17(Cl)	хлор	-1,0,1,3,4,5,6,7	66(Dy)	диспрозий	0,3
18(Ar)	аргон	0	67(Ho)	гольмий	0,3
19(K)	калий	0,1	68(Er)	эрбий	0,3
20(Ca)	кальций	0,2	69(Tm)	тулий	0,3
21(Sc)	скандий	0,3	70(Yb)	иттербий	0,2,3
22(Ti)	титан	0,2,3,4	71(Lu)	лютеций	0,3
23(V)	ванадий	0,2,3,4,5	72(Hf)	гафний	0,4
24(Cr)	хром	0,2,3,4,5,6	73(Ta)	тантал	0,2,3,4,5
25(Mn)	марганец	0,2,3,4,5,6,7	74(W)	вольфрам	0,2,3,4,5,6
26(Fe)	железо	0,2,3,6	75(Re)	рений	0,3,4,5,6,7
27(Co)	кобальт	0,2,3,4	76(Os)	осмий	0,2,3,4,5,6,7,8
28(Ni)	никель	0,1,2,3	77(Ir)	иридий	0,1,2,3,4,5,6
29(Cu)	медь	0,2	78(Pt)	платина	0,2,4,5,6
30(Zn)	цинк	0,2	79(Au)	золото	0,1,3
31(Ga)	галлий	0,1,3	80(Hg)	ртуть	0,1,2
32(Ge)	германий	-4,0,2,4	81(Tl)	таллий	0,1,3
33(As)	мышьяк	-3,0,3,5	82(Pb)	свинец	0,2,4
34(Se)	селен	-2,0,2,4,6	83(Bi)	висмут	-3,0,3,5
35(Br)	бром	-1,0,1,3,4,5,7	84(Po)	полоний	-2,0,2,4
36(Kr)	криптон	0,2,4	85(At)	астат	-1,0,1,3,5,7
37(Rb)	рубидий	0,1	86(Rn)	радон	0
38(Sr)	стронций	0,2	87(Fr)	франций	0,1
39(Y)	иттрий	0,3	88(Ra)	радий	0,2
40(Zr)	цирконий	0,2,4	89(Ac)	актиний	0,3
41(Nb)	ниобий	0,2,3,4,5	90(Th)	торий	0,4
42(Mo)	молибден	0,2,3,4,5,6	91(Pa)	протактиний	0,4,5
43(Tc)	технеций	0,2,3,4,5,6,7	92(U)	уран	0,3,4,5,6
44(Ru)	рутений	0,2,3,4,5,6,7,8	93(Np)	нептуний	0,3,4,5,6
45(Rh)	родий	0,1,2,3,4	94(Pu)	плутоний	0,3,4,5,6
46(Pd)	палладий	0,2,4	95(Am)	америций	0,3,4,5,6
47(Ag)	серебро	0,1,3	96(Cm)	кюрий	0,3,4
48(Cd)	кадмий	0,2	97(Bk)	берклий	0,3,4
49(In)	индий	0,1,3	98(Cf)	калифорний	0,3,4

степени окисления будут малохарактерны. В табл. 2 наиболее распространенные степени окисления элементов выделены жирным шрифтом.

При использовании понятия "степень окисления" важно учесть ряд принципиально важных моментов.

Во-первых, степень окисления элемента никогда не соответствует реальному заряду атома в соединении. Так, степень окисления может принимать значения от -4 до +8. В то время как реальный заряд атомов не может быть меньше -1 или больше +2. Даже в соединениях с преимущественно ионным характером связи степень окисления атомов не равна их реальному заряду. В нитрате натрия (NaNO_3) степень окисления азота равна +5, а действительный заряд составляет всего лишь +0.4. Аналогичная закономерность характерна и для ковалентных соединений. В хлороводороде степени окисления водорода и хлора равны +1 и -1, а их действительные заряды +0.17 и -0.17 соответственно.

Во-вторых, в ряде соединений для установления степени окисления элемента необходимо знать не только эмпирическую формулу, но и структурную.



Например, в тиосерной кислоте и ее солях тиосульфатах формальная степень окисления серы равна +2. В реальности же атомы серы в данном соединении - неравноценны. Атом серы, соединенный с атомами кислорода, имеет степень окисления +6, а второй атом серы имеет степень окисления -2.

По этой же причине понятие степени окисления практически не используется для характеристики органических соединений, имеющих сложное строение.

В-третьих, для химических соединений, не подчиняющихся правилам формальной валентности, понятие степени окисления теряет свой смысл. Так, практически невозможно рассчитать степени окисления элементов в следующих соединениях: Ni_3Sn , Cr_4B , CrB_6 , Fe_7W_6 , YB_{12} , YB_{66} и др.

Тем не менее, использование понятие степени окисления позволяет значительно упростить составление формул соединений, подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия.

Типы окислителей и восстановителей.

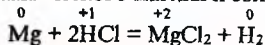
Окислительно-восстановительные реакции - это реакции, протекающие с изменением степени окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Процессы окисления-восстановления можно условно соотносить с процессами переноса электронов между атомами. Тогда окисление можно рассматривать как отдачу электронов, а восстановление - как присоединение электронов.

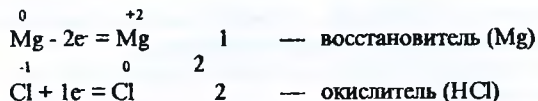
Окислителем называется вещество, содержащее атомы, которые принимают электроны. Окислитель в результате химической реакции восстанавливается, поэтому степень окисления элемента-окислителя уменьшается.

Восстановителем называется вещество, содержащее атомы, которые отдают электроны. Восстановитель в результате химической реакции окисляется, степень окисления элемента-восстановителя увеличивается.

Функции окислителя и восстановителя могут быть совмещены в одном и том же веществе.

Пример: взаимодействие металлического магния и соляной кислоты:





Окислительно-восстановительные свойства веществ обусловлены свойствами элементов, входящих в их состав.

Атомы элементов, находящихся в высшей степени окисления (Co(+3), Sn(+4), N(+5), S(+6), Mn(+7), Xe(+8) и др.) не могут больше отдавать электроны, а способны лишь их присоединять. Поэтому вещества, содержащие элементы в *высших* степенях окисления обладают *окислительными* свойствами.

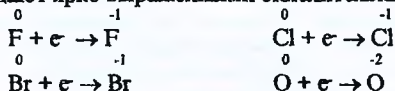
Атомы элементов, находящихся в низшей степени окисления (I(-1), S(-2), P(-3), C(-4) и др.) не могут больше принимать электроны, а способны лишь их отдавать. Поэтому вещества, содержащие элементы в *низших* степенях окисления обладают *восстановительными* свойствами.

Атомы элементов, находящихся в промежуточной степени окисления (C(+2), Cl(+3), N(+4), Mn(+6) и др.) в зависимости от внешних условий способны либо отдавать электроны, либо их присоединять. Поэтому вещества, содержащие элементы в *промежуточных* степенях окисления обладают *окислительно-восстановительной двойственностью* свойств.

Основные окислители и восстановители можно разделить на несколько групп по их химическому строению. Рассмотрим эти группы подробнее.

Окислители.

1. Простые вещества. Наиболее активные неметаллы (галогены: F₂, Cl₂, Br₂, кислород O₂) обладают ярко выраженными окислительными свойствами.



2. Кислородсодержащие кислоты и их соли.

а) Азотная кислота (HNO₃). Окислительные свойства обусловлены атомом азота, находящимся в степени окисления +5. В зависимости от силы восстановителя продуктами восстановления кислоты являются NO₂, NO, N₂ и NH₃ (NH₄NO₃) в которых азот соответственно имеет степень окисления +4, +2, 0 и -3. С понижением концентрации кислоты увеличивается глубина ее восстановления. Как правило, при восстановлении HNO₃ одновременно протекает несколько химических реакций. Например, взаимодействие 40%-ной кислоты с железом приводит к образованию всех возможных продуктов восстановления азота. В химических реакциях HNO₃ любой концентрации с металлами водород не образуется.

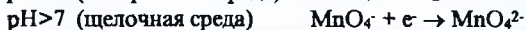
Соли азотной кислоты - нитраты обладают окислительными свойствами только в очень кислых растворах или в твердом состоянии при высокой температуре.

б) Серная кислота (H₂SO₄). Окислительные свойства обусловлены атомом серы, находящимся в степени окисления +6. В зависимости от силы восстановителя продуктами восстановления кислоты являются SO₂, S и H₂S в которых сера соответственно имеет степень окисления +4, 0 и -2. Окислительные свойства присущи только концентрированным растворам кислоты.

Соли серной кислоты - сульфаты окислительными свойствами не обладают.

в) Перманганат калия (KMnO₄). Окислительные свойства обусловлены атомом марганца, находящимся в степени окисления +7. Окислительная активность перманганата и глубина его восстановления (степень окисления +6, +4 или +2) определяется характером среды:





Наиболее ярко выражены окислительные свойства KMnO_4 в кислой среде.

г) Хромат и дихромат калия (K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Окислительные свойства обусловлены атомом хрома, находящимся в степени окисления +6. Окислительные свойства наиболее выражены в кислой среде (при этом хромат калия переходит в бихромат). Продуктом восстановления является ион Cr^{3+} , в котором степень окисления хрома равна +3.

3. **Соединения, содержащие атомы металлов в высоких степенях окисления.** Для многих металлов характерно несколько степеней окисления (железо +2 и +3, олово +2 и +4, кобальт +2 и +3 и др.), поэтому атомы металлов могут восстанавливаться переходя в более низкую степень окисления.

4. **Соединения, содержащие водород (+1).** К данным соединениям относятся прежде всего кислоты и вода. Кислоты взаимодействуют с металлами с образованием газообразного водорода (H_2), т.е. $\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{H}^0$.

Наиболее сильные восстановители (щелочные и щелочноземельные металлы, магний и др.) способны восстанавливать водород, входящий в состав воды.

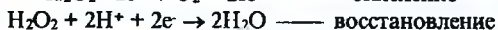
Восстановители

1. **Простые вещества.** Поскольку металлы могут находиться только в положительной степени окисления, все они будут являться восстановителями. Однако восстановительная активность металлов различна. Наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочноземельные металлы, магний, алюминий, цинк; наименее активные восстановители - это медь, серебро, золото, платина. В кислой среде основными продуктами окисления металлов являются соответствующие катионы. Помимо металлов восстановительной способностью обладают и некоторые неметаллы: водород, углерод, фосфор, сера.

2. **Бескислородные кислоты и их соли.** Данные соединения (HI , HBr , HCl , H_2S , H_2Se и др.), чья восстановительная активность обусловлена анионами, в которых атомы неметаллов находятся в низших степенях окисления, при окислении обычно образуют простые вещества (I_2 , Br_2 , Cl_2 , S , Se и др.).

3. **Соединения, содержащие атомы металлов в низких степенях окисления.** При окислении этих соединений атомы металлов повышают свою степень окисления (медь от +1 до +2, железо от +2 до +3, таллий от +1 до +3 и т.д.).

Ряд химических соединений обладает окислительно-восстановительной двойственностью. К ним относятся пероксид водорода, азотистая кислота и ее соли - нитриды, йод и некоторые другие вещества. Двойственность свойств этих веществ обусловлена наличием в них атомов элементов, находящихся в промежуточной степени окисления. Так, пероксид водорода (H_2O_2) благодаря кислороду в нехарактерной для него степени окисления -1 в зависимости от свойств реагирующего с ним соединения способен проявлять либо окислительные, либо восстановительные свойства.



Методы расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

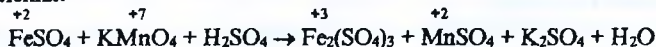
Определение коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях осуществляется на основе принципа: количество электронов отданных восстановителем равно количеству электронов принятых окислителем. Для расстановки

коэффициентов используется два основных метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

1. Метод электронного баланса. Рассмотрим этот метод на примере реакции окисления сульфата железа (II) перманганатом калия:



а) Определяем элементы, которые изменяют в ходе химической реакции степень окисления:

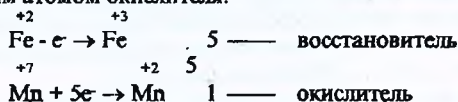


Этими элементами будут являться железо и марганец.

б) В ходе реакции атом железа (+2) превращается в атом железа (+3), т.е. окисляется, увеличивая свою степень окисления на 1, а значит и отдает 1 электрон. Атом марганца (+7) в ходе реакции превращается в атом марганца (+2), т.е. восстанавливается, уменьшая свою степень окисления на 5 за счет приема 5 электронов. Запишем это в виде двух полуреакций:



в) Найдем наименьшее общее кратное для числа отданных и приобретенных электронов (для 1 и 5 это будет 5). Разделим наименьшее общее кратное на число электронов отдаваемых одним атомом восстановителя и на число электронов принимаемых одним атомом окислителя.



Значит на восстановление 1 атома марганца необходимо 5 атомов железа.

г) Расставляем коэффициенты перед соединениями, содержащими атомы железа и марганца:



Для того чтобы избежать дробных коэффициентов в правой части уравнения, умножаем все коэффициенты на 2.



Затем уравниваем количество атомов металла, не изменяющих свою степень окисления. Поскольку в левой части уравнения два атома калия, значит и в правой тоже должно быть два атома калия.

Далее уравниваем количество кислотных остатков (SO_4^{2-}). В правой части уравнения $15+2+1=18$ анионов, значит и в левой части их тоже должно быть 18:



Уравниваем количество атомов водорода. Если в левой части уравнения их 16, то и в правой части тоже должно быть 16 (т.е. 8 молекул воды):



д) Окончательную проверку верности расстановки коэффициентов проводим, подсчитывая число атомов кислорода в обеих частях уравнения:

$$\text{левая часть: } 10 \cdot 4 + 2 \cdot 4 + 8 \cdot 4 = 40 + 8 + 32 = 80$$

$$\text{правая часть: } 5 \cdot 4 \cdot 3 + 2 \cdot 4 + 4 + 8 = 60 + 8 + 4 + 8 = 80$$

Поскольку число атомов кислорода одинаково, коэффициенты расставлены верно.

Метод электронного баланса универсален. Он одинаково применим к реакциям, происходящим в газовой, жидкой и твердой фазе, к реакциям протекающим в растворах. Однако в последнем случае метод электронного баланса хоть и позволяет правильно подобрать коэффициенты в реакции, но не дает представления о реальных ионах, принимающих участие в процессах окисления-восстановления.

2. Ионно-электронный метод. Его суть состоит в разделении окислительно-восстановительного процесса на две отдельные полуреакции окисления и восстановления.

Рассмотрим данный метод на примере окисления нитрита калия дихроматом калия в присутствии серной кислоты:



а) Представим и реагирующие вещества, и продукты реакции в ионной форме. Для этого распишем их электролитическую диссоциацию без учета стехиометрических коэффициентов (при этом учитываем, что на ионы диссоциируют только сильные электролиты; слабые электролиты, осадки и газы записываются в молекулярной форме):



Таким образом, в результате реакции ионы NO_2^- превращаются в ионы NO_3^- , а ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращаются в Cr^{3+} :



Ионы K^+ и SO_4^{2-} в реакции участие не принимают.

Поскольку одним из реагирующих веществ является серная кислота, окислительно-восстановительный процесс происходит в кислой среде.

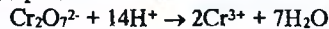
б) Рассмотрим полуреакцию (I). Для превращения иона NO_2^- в ион NO_3^- необходим один атом кислорода. В качестве его источника служит молекула воды. Поэтому в правой части полуреакции появляются два иона водорода:



Сумма зарядов в левой части полуреакции равна -1, в правой части равна +1. Поскольку эти суммы должны быть равны, к продуктам реакции необходимо прибавить еще два электрона:



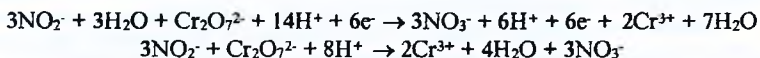
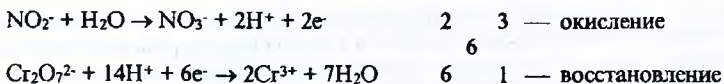
в) Рассмотрим полуреакцию (II). При превращении иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} необходимо связать 7 атомов кислорода в воду, для этого в левой части уравнения должно быть 14 ионов водорода:



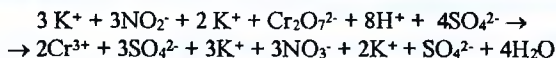
Снова подсчитываем сумму зарядов в левой и правой части полуреакции. Получаем для левой части: $1 \cdot (-2) + 14 \cdot (+1) = +12$, для правой части: $2 \cdot (+3) = +6$. Для уравнивания суммы зарядов в левую часть уравнения необходимо внести 6 электронов:



г) Таким образом, ион NO_2^- при окислении отдает 2 электрона, а ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ при восстановлении присоединяет 6 электронов. Находим наименьшее общее кратное для 2 и 6 (это будет 6) и делим его на 2 и 6 соответственно. Получаем 3 и 1. Поэтому все слагаемые полуреакции окисления нитрит-иона умножаем на 3, а полуреакции восстановления дихромат-иона умножаем на 1. Полученные уравнения складываем между собой и приводим подобные члены:



д) Добавим и в левую и в правую часть ионы, которые не принимают участие в химической реакции (K^+ и SO_4^{2-}) и перепишем уравнение в молекулярной форме:



е) Окончательную проверку верности расстановки коэффициентов проводим, подсчитывая число атомов кислорода в обеих частях уравнения:

$$\text{левая часть: } 3 \cdot 2 + 7 + 4 \cdot 4 = 6 + 7 + 16 = 29$$

$$\text{правая часть: } 3 \cdot 3 + 4 \cdot 3 + 4 + 4 = 9 + 12 + 4 + 4 = 29$$

Поскольку число атомов кислорода одинаково, коэффициенты расставлены верно.

☑ При составлении уравнений полуреакций окисления и восстановления важно учесть следующее:

Процесс связывания избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем зависит от характера среды:

1) Кислая среда (pH < 7): избыток кислорода от окислителя связывается ионами водорода в молекулы воды: $2\text{H}^+ + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачивается вода и образуются ионы водорода: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{O}$

2) Нейтральная среда (pH = 7): избыток кислорода от окислителя связывается молекулами воды с образованием гидроксид ионов: $\text{H}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow 2\text{OH}^-$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачивается вода, и образуются ионы водорода: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{O}$

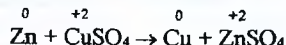
3) Щелочная среда (pH > 7): избыток кислорода от окислителя связывается молекулами воды с образованием гидроксид ионов: $\text{H}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow 2\text{OH}^-$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачиваются гидроксид-ионы и образуются молекулы воды: $2\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}$

Ионно-электронный метод может применяться только для реакций протекающих в водных растворах электролитов. В отличие от метода электронного баланса данный метод дает представление о реальных ионах принимающих участие в процессах окисления и восстановления.

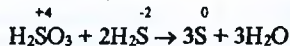
Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Все окислительно-восстановительные реакции можно разделить на 4 основных типа:

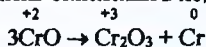
1. Межмолекулярное окисление-восстановление. В этих реакциях окислитель и восстановитель - разные вещества, производные разных химических элементов. К таким реакциям относится большая часть окислительно-восстановительных процессов:



2. Компропорционирование. В реакциях этого типа окислитель и восстановитель - разные вещества, являющиеся производными одного и того же элемента, находящегося в разных степенях окисления:



3. Дистропорционирование. В данных реакциях функции окислителя и восстановителя совмещены в одном и том же веществе, которое является производным элемента, находящегося в промежуточной степени окисления. Причем только этот элемент изменяет свою степень окисления в ходе реакции:



4. Внутримолекулярное окисление-восстановление. В этих реакциях окислителем и восстановителем является одно и то же вещество. В результате реакции свою степень окисления меняет сразу же несколько элементов, входящих в состав этого вещества. К таким реакциям относятся, прежде всего, реакции термического разложения.



ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Ход работы

Опыт №1

“Восстановительные свойства металлического цинка”

В химический стакан внесите раствор ацетата свинца ($(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$) и бросьте несколько гранул металлического цинка. Отметьте происходящие изменения. Какие изменения происходят с гранулами цинка с течением времени? Какое вещество образуется в результате реакции? Зарисуйте в рабочей тетради кристаллы, образующегося вещества (“сатурново дерево”).

Запишите уравнение происходящей окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт №2

“Восстановительные свойства иодида калия”

В пробирку внесите 2-3 мл раствора хлорида железа (III) (FeCl_3) и прибавьте несколько капель раствора иодида калия (KI) и раствора крахмала. Как изменилась окраска раствора? О чем это свидетельствует? (При ответе учтите, что крахмал служит качественным реагентом на свободный йод (I_2); эти вещества, взаимодействуя друг с другом, образуют соединение синего цвета.) Какие степени окисления наиболее характерны для железа? (При ответе воспользуйтесь табл. 2.)

Запишите уравнение происходящей окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт №3

“Влияние характера среды на окислительные свойства перманганата калия”

В три пробирки внесите по 2-3 мл разбавленного раствора перманганата калия (KMnO_4). После этого в первую пробирку прибавьте несколько капель 1М раствора серной кислоты (*кислая среда*). Во вторую пробирку прибавьте несколько капель дистиллированной воды (*нейтральная среда*). В третью пробирку прибавьте несколько капель раствора гидроксида натрия (*щелочная среда*). Затем в каждую пробирку прибавьте несколько капель раствора сульфата натрия (Na_2SO_3). Отметьте изменения, происходящие в каждой пробирке. (При ответе учтите, что ионы MnO_4^- имеют фиолетовую окраску, ионы MnO_4^{2-} имеют зеленую окраску, ионы Mn^{2+} имеют слабозеленоватую окраску, а соединение MnO_2 - темно-коричневого цвета и нерастворимо в воде.)

Сделайте вывод об окислительных свойствах перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной среде. В какой среде они выражены наиболее ярко? Для каждого случая составьте соответствующее уравнение химической реакции и расставьте коэффициенты.

Почему для подкисления раствора перманганата калия нельзя использовать соляную кислоту?

Опыт №4

“Окислительно-восстановительная реакция компропорционирования”

В пробирку прилейте 2-3 мл раствора хлорида марганца (MnCl_2) и прибавьте такое же количество раствора перманганата калия (KMnO_4). Отметьте происходящие изменения. Какое вещество выпадает в осадок?

Составьте уравнение данной химической реакции. (При этом учтите, что в реакции помимо хлорида марганца и перманганата калия принимает участие и вода. Продуктами реакции являются соединения марганца, хлорид калия и соляная кислота.) Укажите какое вещество является окислителем, какое восстановителем.

Опыт №5

“Окислительные свойства дихромата калия”

В пробирку внесите 2-3 мл раствора дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) и прибавьте несколько капель 1М раствора серной кислоты. Затем в пробирку добавляйте по каплям раствор сульфата натрия. Отметьте наблюдаемые изменения окраски раствора. (При этом учтите, что ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ имеют оранжевую окраску, а ионы Cr^{3+} имеют зеленую окраску)

Запишите уравнение данной химической реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и ионно-электронным методом. Какой из двух методов лучше подходит для расстановки коэффициентов в данной реакции?

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Определите степень окисления всех элементов, входящих в состав следующих веществ:

1.1. S_8 , H_2SO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3

1.2. AlPO_4 , Br_2 , HClO_4 , H_2SiF_6

1.3. $\text{Mg}_2(\text{PO}_3)_3$, H_6TeO_6 , Zn , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

1.4. AuCl_3 , NiSO_4 , H_2 , Mn_2O_3

1.5. NaAlO_2 , Cr_2O_3 , $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$, Te

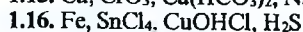
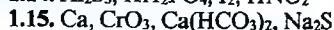
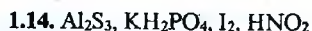
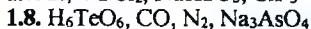
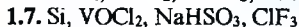
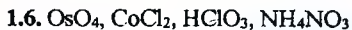
1.9. Li , Na_2HPO_4 , MgSO_4 , P_2O_5

1.10. $\text{Al}(\text{OH})_3$, P_4 , N_2H_4 , Na_2SiF_6

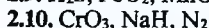
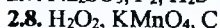
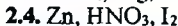
1.11. H_5IO_6 , GeO_2 , O_3 , TcF_6

1.12. BrF_3 , FePO_4 , H_3BO_3 , Cs

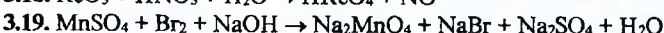
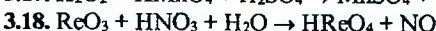
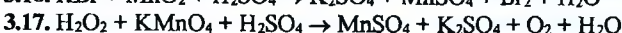
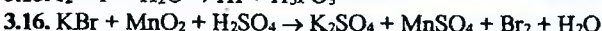
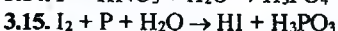
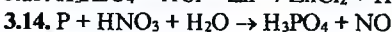
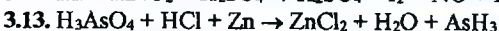
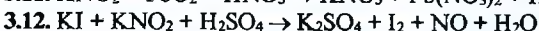
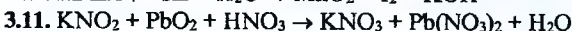
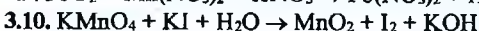
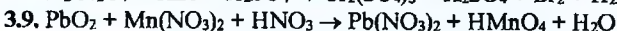
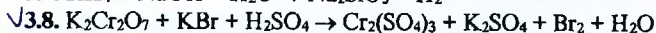
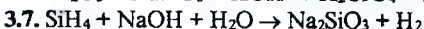
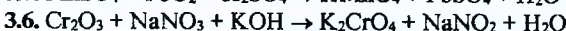
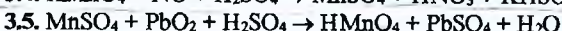
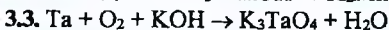
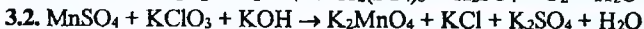
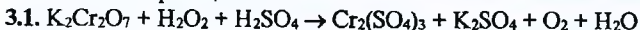
1.13. Mn_2O_7 , Na_2XeO_4 , F_2 , Na_2S



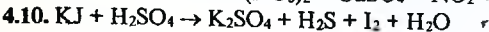
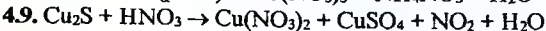
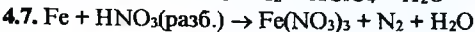
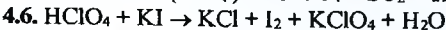
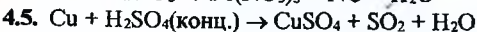
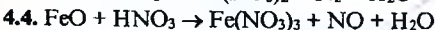
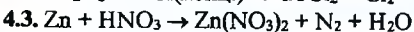
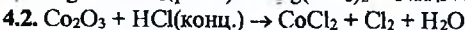
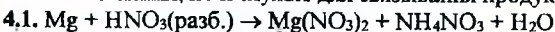
2. Какие из приведенных ниже веществ могут быть окислителями, восстановителями, проявлять окислительно-восстановительную двойственность:



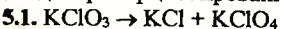
3. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



4. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, где одно из реагирующих веществ участвует не только в процессах окисления-восстановления, но и служит для связывания продуктов реакции:



5. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций диспропорционирования:



- 5.3.** $\text{Se} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{Na}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O}$
5.4. $\text{ReO}_2 \rightarrow \text{Re}_2\text{O}_7 + \text{Re}$
5.5. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5.6. $\text{TcF}_6 + \text{NaOH} \rightarrow \text{TcO}_2 + \text{NaTcO}_4 + \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$
5.7. $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4$
5.8. $\text{NO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5.9. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
5.10. $\text{Na}_3\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$
5.11. $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}_2$
5.12. $\text{BrF} \rightarrow \text{BrF}_3 + \text{Br}_2$
5.13. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
5.14. $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
5.15. $\text{NO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5.16. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
5.17. $\text{HBrO} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}_3$
5.18. $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_3$
5.19.* $\text{P} + \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$
5.20.* ${}^1\text{HClO}_2 \rightarrow {}^2\text{ClO}_2 + \text{HClO}_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$

6. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций:

- 6.1.** $\text{H}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
6.2. $\text{NH}_4\text{ReO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{ReO}_2$
6.3. $\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
6.4. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
6.5. $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
6.6. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
6.7. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6.8. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6.9. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_2$
6.10. $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2$

Лабораторная работа

"Комплексные соединения"

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Координационная теория Вернера. Основные положения.

Одной из причин многообразия веществ в неорганической химии является способность многих элементов образовывать комплексные соединения. Уже в XVIII веке стал накапливаться фактический материал о существовании соединений, специфически диссоциирующих в растворах. В отличие от обычных электролитов (H_2SO_4 , KCl , $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$), которые в растворах сразу распадаются на составляющие их ионы, данные соединения, получившие название комплексных, диссоциируют не полностью, а образуют частицы, имеющие сложное строение. Вопрос о строении комплексных соединений оставался открытым долгое время до тех пор, пока в 1893 году швейцарский химик Альфред Вернер не создал свою теорию, получившую название координационной. Основные положения данной теории следующие:

1. Большая часть элементов способна выступать в качестве комплексообразователей проявляя при этом два типа валентности: основную, соответствующую степени окисления, и побочную, соответствующую координационному числу.
2. Элемент-комплексообразователь стремится к насыщению и главной и побочной валентности. При этом главная валентность насыщается только анионами, а побочная и анионами и нейтральными молекулами.
3. Комплексные соединения характеризуются строго определенной геометрической формой.

Согласно теории Вернера в большинстве комплексных соединений можно выделить *внутреннюю* и *внешнюю сферы*. Частицы внутренней сферы прочно связаны между собой и называются *комплексным ионом*. При записи комплексного иона его обычно заключают в квадратные скобки. Центральный атом или ион внутренней сферы носит название *комплексообразователя*. Ионы или молекулы, координирующиеся вокруг центрального атома во внутренней сфере называются *лигандами*:



гексацианоферрат (III) калия

Fe^{3+} - ион-комплексообразователь;

CN^- - лиганд;

$[Fe(CN)_6]^{3-}$ - комплексный ион (внутренняя сфера);

K^+ - ион внешней сферы.

В качестве комплексообразователей способны выступать нейтральные молекулы и анионы, но чаще всего ими являются катионы металлов. Причем наиболее выражено это свойство у d-элементов, имеющих вакантные d-орбитали низкие по энергии. Несколько менее характерна способность к комплексообразованию для f-элементов. Щелочные и щелочно-земельные металлы чрезвычайно редко образуют комплексные соединения. Для p-элементов образование комплексных соединений также малохарактерно.

В качестве лигандов могут выступать либо анионы, либо нейтральные молекулы (см. табл. 3). Главные требования к лигандам - это небольшие размеры и способность выступать в качестве донора электронов (поэтому нейтральные моле-

кулы-лиганды должны быть полярны). В некоторых особенных случаях лигандами могут быть и неполярные молекулы, например, бензол, азот, кислород.

Табл. 3. Некоторые ионы и молекулы, способные выступать в качестве лигандов.

Ионы-лиганды				Нейтральные молекулы-лиганды	
формула	название	формула	название	формула	название
F ⁻	фторо-	CNS ⁻	родано-	H ₂ O	аква-
Cl ⁻	хлоро-	SO ₄ ²⁻	сульфато-	NH ₃	аммин-
Br ⁻	бromo-	NO ₂ ⁻	нитрито-	CO	карбонил-
I ⁻	иодо-	O ²⁻	оксо-	NO	нитрозил-
OH ⁻	гидроксо-	S ²⁻	тио-	N ₂	диазот-
CN ⁻	циано-	C ₂ O ₄ ²⁻	оксалато-	Cl ₂	дихлор-

Координационное число (к.ч.) показывает количество мест, которое может быть занято лигандами во внутренней сфере комплекса. Координационные числа элементов могут принимать значения 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9 и 12. Координационное число определяется рядом факторов:

- радиус комплексообразователя (чем больше радиус, тем больше лигандов может разместиться вокруг комплексообразователя, т.е. тем выше к.ч.);
- степень окисления комплексообразователя (чем выше степень окисления, тем выше эффективный заряд на атоме-комплексообразователе, а значит сильнее будет электростатическое взаимодействие между ним и лигандами, и следовательно большее число лигандов может быть присоединено к центральному атому, т.е. к.ч. будет больше);
- заряд лиганда (с увеличением заряда лигандов, увеличивается и электростатическое взаимодействие между ними, а значит уменьшается их количество, которое может быть координировано вокруг комплексообразователя);
- размер лиганда (с увеличением размера лиганда увеличивается место, которое он занимает во внутренней сфере, препятствуя таким образом присоединению других лигандов, т.е. к.ч. будет меньше).

Наиболее характерны для комплексных соединений координационные числа 2, 4 и 6. Это объясняется образованием в данных случаях комплексов высокосимметричного строения. Так, в большинстве случаев комплексы с координационным числом 2 имеют линейное строение. Для комплексов с к.ч.=4 соответствует две возможные конфигурации: плоский квадрат и тетраэдр. Шестикоординированные комплексы, как правило, имеют октаэдрическое строение (см. рис. 1).

Важной характеристикой лигандов является их способность занимать во внутренней сфере комплекса одно или несколько вакантных мест, т.е. связываться с комплексообразователем посредством одного или большего числа атомов. Лиганды образующие связь с комплексообразователем с помощью одного атома называются *мондентантными*. К ним относятся все одноатомные ионы (F⁻, Cl⁻ и др.), H₂O, NH₃, CO, некоторые многоатомные ионы NO₂⁻, CN⁻, SCN⁻ и др. Лиганды, которые связываются с комплексообразователем посредством большего числа атомов, т.е. занимающие 2 и более мест в координационной сфере, называются *полидентантными*. К ним относятся некоторые многоатомные анионы (SO₄²⁻, S₂O₃²⁻ и др.), практически все органические лиганды (C₂O₄²⁻, NH₂CH₂CH₂NH₂ и др.). При этом важно учесть, что заряд лиганда не всегда совпадает с его дентантностью.

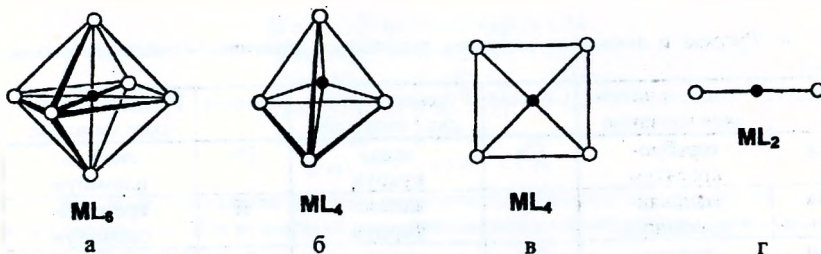


Рис. 1. Пространственная конфигурация комплексных соединений: а - октаэдр (к.ч. = 6), б - тетраэдр (к.ч. = 4), в - плоский квадрат (к.ч. = 4), г - линейная (к.ч. = 2). (Черными кружками обозначен комплексообразователь (М), белыми кружками - лиганды (L).)

Номенклатура комплексных соединений.

1. Порядок перечисления ионов. Согласно международным требованиям в названии комплексного соединения первым необходимо называть катион, вторым - анион. Тем не менее на практике чаще пользуются обратной последовательностью (сначала анион, затем - катион). В данном методическом пособии мы также первым будем ставить название аниона, а затем - название катиона.

2. Порядок перечисления лигандов. Лиганды в комплексном соединении перечисляются следующим образом:

- анионные (в определенной последовательности: Н⁻, О²⁻, ОН⁻, простые анионы (Cl⁻, F⁻ и т.п.), полиатомные анионы (SO₄²⁻, NO₂⁻ и т.п.), органические анионы в алфавитном порядке);
- нейтральные (Н₂O, NH₃ и т.п.);
- катионные.

Названия лигандов дефисом не разделяются.

3. Название лигандов. К названиям анионов прибавляется окончание -о. Названия нейтральных молекул остаются без изменений за исключением NH₃ (амин), Н₂O (аква), СО (карбонил) (см. табл.3).

4. Количество лигандов. Перед одинаковыми лигандами ставится приставка указывающая их количество (2 - ди, 3 - три, 4 - тетра, 5 - пента, 6 - гекса, 7 - гепта, 8 - окта, 9 - нона и т.д.).

5. Окончание названий комплексов.

- анионные комплексы. В тех случаях, когда во внешнюю сферу входят только ионы водорода, то комплекс имеет окончание **-овая кислота**. Во всех других случаях используется латинское наименование элемента-комплексообразователя и окончание **-ат**;

- катионные комплексы. Специфических названий у комплексов нет. Используется русское название элемента.

Латинские названия некоторых элементов-комплексообразователей приведены в табл. 4.

6. Степень окисления комплексообразователя. Записывается в круглых скобках арабскими цифрами после названия комплексного иона.

Примеры:

[Ag(NH₃)₂]Br - бромид диамминсеребра (+1);

[Pt Cl₂(NH₃)₂]Cl₂ - хлорид дихлородиамминплатины (+4);

K₂[SiF₆] - гексафторосиликат калия.

H₂[SiF₆] - гексафторокремниевая кислота;

Табл. 4. Русские и латинские названия некоторых элементов-комплексообразователей.

Символ	Русское и латинское название	Символ	Русское и латинское название	Символ	Русское и латинское название
Ag	серебро-аргентум	Cu	медь-купрум	Pb	свинец-плюмбум
As	мышьяк-арсеникум	Fe	железо-феррум	Si	кремний-силициум
Au	золото-аурум	Hg	ртуть-гидраргирум*	Sn	олово-станнум

*-анионные комплексные ионы ртути имеют название *меркуриаты*

Изомерия комплексных соединений.

Для комплексных соединений весьма характерно явление изомерии. Причем возможен не один тип изомерии, а несколько.

1. Ионная и сольватная изомерия. Этот вид изомерии обусловлен способностью некоторых ионов или нейтральных молекул входить как во внутреннюю сферу комплекса, т.е. выступать в качестве лигандов, так и входить во внешнюю сферу, т.е. выступать в качестве противоионов или участвовать в образовании сольватной оболочки:



2. Координационная изомерия. Данный вид изомерии характерен только для бикомплексных соединений (т.е. когда и катион и анион являются комплексными ионами). Обусловлен этот вид изомерии способностью одних и тех же ионов или молекул выступать в качестве лигандов для разных комплексообразователей:



3. Оптическая изомерия. Причиной появления у комплексных соединений данного типа изомерии служит их сложная геометрическая форма. В этом случае комплексные ионы - изомеры имеют одинаковый состав и одинаковое строение, но представляют собой зеркальное отражение друг друга и поэтому никакими перемещениями в пространстве не могут быть совмещены.

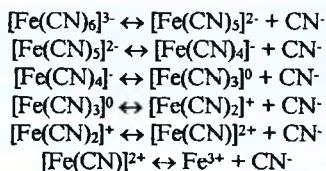
Помимо этих видов изомерии для комплексных соединений характерны и некоторые другие.

Особенности электролитической диссоциации комплексных соединений

Характерной особенностью комплексных соединений является их специфическая диссоциация. Первоначально при растворении комплексного соединения происходит его полная диссоциация на комплексный ион и противоионы внешней сферы. Т.е. комплексный ион ведет себя как индивидуальная частица. Этот процесс имеет необратимый характер и получил название *первичной диссоциации*:



Лишь затем происходит частичная диссоциация комплексного иона на составляющие его лиганды и ион-комплексообразователь. Данный процесс получил название *вторичной диссоциации*. Протекает он в несколько стадий, на каждой из которых отщепляется только один лиганд. Все стадии имеют обратимый характер:



При этом отщепление каждого последующего лиганда становится все менее и менее вероятным. Для вторичной диссоциации комплексного иона можно записать суммарное уравнение:



Поскольку данный процесс обратимый можно согласно закону действующих масс можно записать выражение для его константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]}$$

Данная константа получила название константы нестойкости комплексного иона ($K_{\text{нест}}$). Для многих ионов ее значение определено экспериментально и занесено в специальные справочники. Размерность константы определяется строением комплекса и пропорциональна размерности концентрации (моль/л). В справочных данных размерность $K_{\text{нест}}$ не указывается. Величины константы нестойкости для некоторых комплексных ионов приведены в табл. 5.

Константа нестойкости является мерой стабильности комплексного иона в водных растворах: чем больше $K_{\text{нест}}$, тем менее устойчив комплексный ион, и наоборот, чем меньше $K_{\text{нест}}$, тем комплексный ион более устойчив.

Некоторые комплексные соединения обладают настолько высокими значениями константы нестойкости, что при их растворении в воде комплексный ион сразу же подвергается полной диссоциации. Т.е. происходит распад не только на внутреннюю и внешние сферы, а на все составляющие соединение ионы. Такие соединения получили название двойных солей, к ним относится, например, карналлит ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$):



Табл. 5. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов.

Ион	$K_{\text{нест}}$	Ион	$K_{\text{нест}}$	Ион	$K_{\text{нест}}$
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$9.3 \cdot 10^{-8}$	BiCl_6^{3-}	$3.8 \cdot 10^{-7}$	$\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$	$6.3 \cdot 10^{-21}$
AgBr_4^{3-}	$6.3 \cdot 10^{-10}$	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$7.6 \cdot 10^{-8}$	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
AgI_4^{3-}	$1.8 \cdot 10^{-14}$	CdI_4^{2-}	$8 \cdot 10^{-7}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$1.9 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)^{3-}$	$2.5 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7.8 \cdot 10^{-6}$	PbI_4^{2-}	$1.4 \cdot 10^{-4}$
AlF_6^{3-}	$1.4 \cdot 10^{-20}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2.1 \cdot 10^{-13}$	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$3.5 \cdot 10^{-10}$
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$	$5 \cdot 10^{-39}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	$3.6 \cdot 10^{-16}$
$\text{Bi}(\text{CNS})_6^{3-}$	$9 \cdot 10^{-5}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$	$1.3 \cdot 10^{-17}$

Особенности химических реакций комплексных соединений

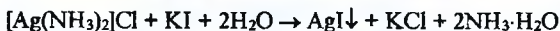
Комплексные соединения способны вступать в различные химические реакции. Устойчивые комплексные соединения (с малой константой нестойкости) вступают в реакцию с другими соединениями без изменения комплексного иона. В результате таких реакций происходит лишь замещение ионов внешней сферы ком-

плексной соли другими ионами. При реакциях менее устойчивых комплексных соединений может происходить разрушение или изменение комплексного иона.

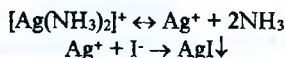
Реакции, приводящие к обмену ионов внешней сферы. В данных реакциях не происходит разрушение комплексного иона. Замещаются лишь ионы внешней сферы:



Реакции, приводящие к разрушению комплексных ионов. В реакциях этого типа происходит разрушение комплексного иона, как правило, в результате образования малорастворимого соединения:



Данная реакция происходит за счет связывания иодид-ионами (I^-) ионов серебра (Ag^+), образующихся при вторичной диссоциации комплексного иона:



Механизм образования химической связи в комплексных соединениях.

На сегодняшний день существует несколько теорий, объясняющих образование химической связи в комплексных соединениях:

Теория валентных связей. Была предложена и разработана Лайнусом Полингом в 30-е годы. Согласно данной теории связь между комплексообразователем и лигандами имеет донорно-акцепторный механизм.

Действительно, типичными комплексообразователями являются d-элементы Периодической системы. Для них характерно наличие вакантных электронных орбиталей, низких по энергии (ns, np, (n-1)d), кроме того они обладают высокой электроотрицательностью ($\chi = 1.23 \div 1.75$), а значит способны смещать электронную плотность в свою сторону. Это приводит к тому, что d-элементы будут являться сильными акцепторами электронов.

Типичными лигандами будут являться ионы или полярные нейтральные молекулы, имеющие неподеленные электронные пары, т.е. доноры электронов (F^- , H_2O , NH_3 и др.).

Поэтому считается, что при образовании химической связи в комплексных соединениях ион или атом комплексообразователя предоставляет свои вакантные орбитали на которые "салятся" неподеленные электронные пары лигандов.

Согласно теории валентных связей предполагается, что орбитали центрального атома (комплексообразователя) подвергаются гибридизации, что определяет геометрическую форму комплекса (sp-гибридизация - линейный комплекс, sp³-гибридизация - тетраэдр и т.д.).

Главное достоинство теории валентных связей - ее простота и доступность, однако в рамках данной теории невозможно объяснить существование комплексных соединений сложной геометрии, многоядерных комплексных соединений. Для преодоления этих недостатков были созданы новые теории строения комплексов:

Теория кристаллического поля (и ее более современный, модифицированный вариант **теория поля лигандов**). В рамках этих теорий детально рассматривается электронная структура комплексообразователя. Лиганды считаются точечными зарядами, создающими электростатическое поле. Теория использует математический аппарат квантовой механики.

Теория молекулярных орбиталей имеет универсальный характер, поэтому ее используют для объяснения строения комплексных соединений. Данная теория учитывает электронное строение не только комплекссообразователя, но и лигандов. Для построения молекулярных орбиталей используются атомные орбитали комплекссообразователя и лигандов.

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Опыт №1

“Получение катионных комплексов”

1. **Получение аминокомплексов меди.** В пробирку с 1-2 мл раствора сульфата меди (CuSO_4) по каплям приливайте раствор аммиака. Наблюдайте выпадение осадка голубого цвета. Какое вещество выпадает в осадок? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

Продолжайте прибавление аммиака. Наблюдайте растворение осадка и образование комплексного соединения меди. Отметьте его цвет. Запишите формулу получаемого комплексного соединения, учитывая, что координационное число меди в нем равно 4, лигандами выступают молекулы аммиака (NH_3), противоионом является сульфат-анион (SO_4^{2-}). Какое название имеет полученный комплекс? Запишите уравнение реакции его образования.

Погрузите в раствор комплексной соли меди железную проволоку. Происходят ли какие-либо изменения? Для сравнения сделайте тоже самое с раствором сульфата меди. Объясните различие в результатах двух опытов.

2. **Получение аминокомплексов никеля и кобальта.** В одну пробирку внесите 2-3 мл раствора сульфата никеля (NiSO_4), в другую - такое же количество сульфата кобальта (CoSO_4). Затем в каждую пробирку приливайте по каплям раствор гидроксида натрия (NaOH). Наблюдайте выпадение осадков. Какие вещества выпадают в осадок? Отметьте их окраску. Запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

Затем данные пробирки установите в центрифугу (*Ознакомьтесь с правилами работы на центрифуге!*) для отделения осадка от жидкой фазы. После центрифугирования очень аккуратно слейте жидкую фазу и к полученному осадку прибавляйте при интенсивном перемешивании водный раствор аммиака до полного растворения осадка. Какую окраску имеют полученные комплексные соединения? Запишите их формулы, учитывая, что координационные числа никеля и кобальта в данных соединениях равны 6, лигандами выступают молекулы аммиака (NH_3), а противоионами являются гидроксид-ионы (OH^-). Какое название имеют полученные комплексы? Запишите уравнения реакций их образования.

Опыт №2

“Разрушение комплексных ионов”

В пробирку с аминокомплексом меди, полученным в первом опыте прибавьте по каплям раствор сульфида натрия (Na_2S). Какие изменения происходят с раствором? Какое вещество выпадает в осадок? Какую он имеет окраску? Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

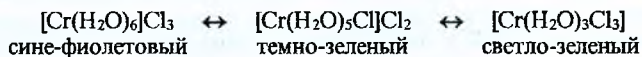
Опыт №3 “Получение анионных комплексов”

В пробирку внесите 2-3 мл раствора нитрата висмута ($\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$) и постепенно по каплям приливайте раствор иодида калия (KI). Какое вещество и какой окраски выпадает в осадок? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

Продолжайте прибавлять раствор иодида калия до полного растворения осадка. Какую окраску имеет полученное комплексное соединение? Запишите его формулу, учитывая, что координационное число висмута равно 4, лигандами являются иодид ионы, а противоионами - ионы калия. Какое название имеет полученный комплекс? Запишите уравнение реакции его образования.

Опыт №4 “Изомерия комплексных соединений”

☑ В водных растворах для хлорида хрома (III) (CrCl_3) характерно существование трех изомеров, которые находятся в равновесии между собой:



Данное равновесие в сильной степени зависит от температуры.

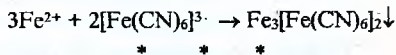
В две пробирки добавьте по 2-3 мл раствора хлорида хрома. После этого одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а другую нагрейте в течение 10 мин на водяной бане. Сравните окраску двух пробирок. Какой из трех изомеров хлорида хрома более устойчив при комнатной температуре, а какой при высокой температуре? Дайте название всем трем изомерам хлорида хрома.

☑ Отработанный раствор хлорида хрома слейте в специально подготовленную емкость.

Опыт №5 “Особенности диссоциации двойных солей”

☑ Двойные соли в отличие от обычных комплексных соединений в водных растворах полностью диссоциируют на составляющие их ионы. Это можно доказать экспериментально, растворив двойную соль в воде и проведя качественные реакции на составляющие соль ионы.

☑ Качественной реакцией на ионы железа (II) Fe^{2+} служит их взаимодействие с гексацианоферрат-ионами $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ с образованием темно-синего осадка турбулентной сини состава $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$:



В пробирку внесите 2-3 микрощпателя соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ и прибавьте 5-6 мл дистиллированной воды. Перемешайте раствор стеклянной палочкой до полного растворения соли. После этого полученный раствор разделите на три равные части.

а) *Качественная реакция на ионы железа (II) Fe^{2+} .* К раствору в первой пробирке прибавьте несколько капель раствора гексацианоферрата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Какие произошли изменения? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

б) *Качественная реакция на сульфат-анионы SO_4^{2-}* . К раствору во второй пробирке прибавьте несколько капель раствора хлорида бария $BaCl_2$. Какие произошли изменения? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

в) *Качественная реакция на ионы аммония NH_4^+* . К раствору в третьей пробирке прибавьте такой же объем раствора гидроксида натрия $NaOH$. Зафиксируйте появление специфического аммиачного запаха. Какие другие изменения произошли с раствором? Запишите уравнение реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах.

Сделайте вывод об особенностях электролитической диссоциации соли Мора.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Типовые задачи к лабораторным работам

Пример 1. Назовите комплексное соединение:



Приведите уравнение его первичной диссоциации и суммарное уравнение вторичной диссоциации, а также составьте выражение для константы нестойкости. Какое строение имеет данный комплекс?

Решение: а). Название комплексной соли начинаем с названия аниона. В данном соединении анион является комплексным. Комплексообразователем служит ион железа, поэтому основу названия иона составит латинское наименование элемента (см. табл. 4) и суффикс -ат: *-феррат*.

Лигандами будут два вида ионов: CN^- (цианид-ионы) и CNS^- (роданид-ионы). Прибавляя к названиям лигандов суффикс -о, получаем названия лигандов: *циано-* и *родано-* (см. табл. 3). Затем называем перечисляя названия лигандов в алфавитном порядке и учитывая их число даем полное наименование комплексному аниону: *три-родано-три-циано-феррат*.

Находим заряд комплексного аниона. Поскольку к аниону присоединено 4 иона калия K^+ , то заряд аниона будет равен -4. Так как заряд комплексного иона равен сумме зарядов составляющих его частей, рассчитаем заряд атома комплексообразователя, а значит и установим его степень окисления:

$$x + 3 \cdot (-1) + 3 \cdot (-1) = -4$$

$$x - 6 = -4, \text{ т.е. } x = +2$$

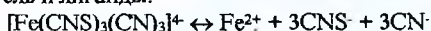
Таким образом степень окисления атома железа равна +2, а полное название комплексного аниона: *трироданотрицианоферрат (+2)*.

Так как в качестве противоионов выступают ионы калия, полное название комплексной соли будет: *трироданотрицианоферрат (+2) калия*.

б). При первичной диссоциации комплексное соединение необратимо распадается на внутреннюю и внешнюю сферы:



При вторичной диссоциации идет обратимый распад комплекса на ион-комплексообразователь и лиганды:



Константа нестойкости представляет собой константу равновесия процесса вторичной диссоциации:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Fe^{2+}][CNS^-]^3[CN^-]^3}{[[Fe(CNS)_3(CN)_3]^{4-}]}$$

в). Строение комплекса:

Fe^{2+} - ион-комплексообразователь;

CN^- (цианид-ионы) и CNS^- (роданид-ионы) - лиганды;

K^+ - противоионы;

$[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{CN})_3]^{4-}$ - комплексный ион.

Во внутренней сфере комплекса координировано 6 монодентантных лигандов, поэтому координационное число комплексообразователя равно 6.

Контрольные задания

7. Назовите комплексное соединение. Приведите уравнение его первичной диссоциации и суммарное уравнение вторичной диссоциации, а также составьте выражение для константы нестойкости. Какое строение имеет данный комплекс? (Названия лигандов и латинские названия комплексообразователей приведены в табл. 3-4.)

7.1. $[\text{Nd}(\text{H}_2\text{O})_9]\text{Cl}_3$

7.2. $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{CN})_6]$

7.3. $[\text{Ti}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$

7.4. $\text{Na}[\text{AgF}_3]$

7.5. $\text{K}_2[\text{ZnCl}_4(\text{H}_2\text{O})_2]$

7.6. $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{SCN})_6]$

7.7. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$

7.8. $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$

7.9. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$

7.10. $\text{Cs}_2[\text{PdBr}_4]$

7.11. $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$

7.12. $[\text{Mn}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Br}_3$

7.13. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NH}_3]\text{SO}_4$

7.14. $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{OH})_4]$

7.15. $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$

7.16. $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_2\text{N}_2]\text{Cl}_2$

7.17. $\text{K}_3[\text{PS}_4]$

7.18. $\text{K}_2[\text{WCl}_5\text{OH}]$

7.19. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}](\text{NO}_3)_2$

7.20. $(\text{NH}_4)_3[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$

8. Запишите формулу комплексного соединения. Приведите уравнение его первичной диссоциации и суммарное уравнение вторичной диссоциации, а также составьте выражение для константы нестойкости. Какое строение имеет данный комплекс?

8.1. Гексагидроксостаннат (+4) натрия

8.2. Хлорид пентаамминакважелеза (+2)

8.3. Тетрабромодигидроксоплатиновая (+4) кислота

8.4. Диоксалатоферрат (+2) калия

8.5. Сульфат гексаакваванадия (+2)

8.6. Трисульфатциркониевая (+4) кислота

8.7. Тетрахлородиаквависмутат (+3) натрия

8.8. Гексахлоромолибдат (+4) калия

8.9. Хлорид диамминсеребра (+1)

8.10. Гексафторофосфат (+5) калия

8.11. Тетрароданомеркуриат (+2) аммония

8.12. Нитрат гексааквакобальта (+2)

8.13. Гексафторокремниевая (+4) кислота

8.14. Октоцианолибдат (+5) калия

8.15. Хлорид гексамминродия (+3)

8.16. Бромид трибромотриамминпалладия (+4)

8.17. Тетраиодоплатинат (+2) цезия

8.18. Дигиосульфатоцинкат (+2) натрия

8.19. Тетрагидроксоцинкат (+2) натрия

8.20. Дироданоцианоурат (+3) калия

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

При выполнении данных лабораторных работ студент должен уметь правильно обращаться со стеклянной химической посудой, соблюдать особую осторожность при работе с токсичными и едкими веществами, знать меры первой доврачебной помощи.

1. Работа со стеклянной посудой. Основным травмирующим фактором при работе со стеклянной химической посудой являются острые осколки стекла, способные вызвать порезы тела работающего. По этой причине следует соблюдать особую осторожность при использовании такой посуды. Если же во время работы стеклянная посуда все таки разбилась, то необходимо предпринимать следующие меры.

☑ *Первая помощь.* При порезах рук или других частей тела стеклом следует удалить из раны мелкие осколки, после чего промыть ее 2%-ным раствором перманганата калия или этиловым спиртом, смазать йодной настойкой и забинтовать. Осколки стекла, попавшие в глаза, может удалить только медицинский работник.

При уборке рабочего места осколки разбитой посуды во избежание порезов нельзя собирать голыми руками, нужно использовать щетку и совок.

2. Токсические свойства соединений, используемых в лабораторной работе и меры неотложной помощи при поражении ими.

Серная кислота (H_2SO_4). Представляет опасность (вызывает сильные химические ожоги) как при внешнем воздействии так и при попадании вовнутрь.

☑ *Первая помощь.* При попадании кислоты на кожу место поражения немедленно промыть большим количеством воды, продолжительность обмывания 10-15 минут. Щелочные растворы применять для промывания нельзя, так как при взаимодействии с водой они выделяют большое количество тепла, что может усугубить тяжесть поражения. В случае поражения глаз - обильное промывание водой в течение 10-15 минут. При попадании кислоты вовнутрь - обильное питье, вызывать рвоту без применения механических средств. Обратиться за помощью в медицинское учреждение.

Гидроксид натрия ($NaOH$). При попадании на кожу, слизистые оболочки и, особенно, в глаза растворов щелочи возникают сильные химические ожоги.

☑ *Первая помощь.* При попадании на кожу растворов щелочи необходимо быстро промыть пораженное место большим количеством воды в течение 10-15 мин. Затем на обожженное место положить примочку 1-2% раствора уксусной кислоты. При попадании растворов в глаза - немедленное интенсивное промывание водой в течение длительного времени.

Аммиак. Водный раствор аммиака. (NH_3 , $NH_3 \cdot H_2O$). Аммиак представляет собой токсичный газ. Вдыхание его паров приводит к общему отравлению организма. Водные растворы аммиака особенно опасны при попадании вовнутрь организма.

☑ *Первая помощь.* При попадании раствора аммиака на кожу необходимо смыть его большим количеством воды. При попадании раствора аммиака вовнутрь необходимо сразу же принять слабый раствор уксусной кислоты. Вызвать рвоту. Дать растительное масло, молоко, яичный белок.

Хроматы и дихроматы. Хромат калия (K_2CrO_4). Дихромат калия ($K_2Cr_2O_7$). При попадании концентрированных растворов на кожу, глаза, слизистые оболочки вызывают химические ожоги. Помимо этого соединения хрома (VI) обладают канцерогенным действием, поражают центральную нервную систему, оказывают повреждающее действие на репродуктивные органы.

☑ *Первая помощь.* При попадании растворов на поврежденную кожу немедленно промыть проточной водой в течение 15 минут и наложить повязку с нейтральной мазью. При попадании в глаза - промыть водой не менее 15 минут, закапать 30% раствор альбумида.

Перманганат калия (KMnO₄). Концентрированные растворы при попадании на кожу, глаза, слизистые оболочки вызывают химические ожоги. Продукты восстановления перманганат ионов (диоксид марганца) вызывают окрашивание пораженных органов.

☑ *Первая помощь.* При попадании растворов на кожу немедленно смыть большим количеством воды. Образующиеся при этом на коже коричневые пятна диоксида марганца можно удалять разбавленным раствором щавелевой кислоты или ее солей. При попадании раствора вовнутрь необходимо сразу принять большое количество воды и вызвать рвоту. Затем принять молоко, яичный белок или крахмальный клейстер. При попадании в глаза - промыть водой не менее 15 минут, закапать 30% раствор альбумида.

Соединения свинца. Ацетат свинца (Pb(CH₃COO)₂). Соединения свинца поражают органы кроветворения, угнетают центральную нервную систему. Их главная опасность состоит в том, что они способны накапливаться в организме, т.е. обладают кумулятивным эффектом.

☑ *Первая помощь.* При остром отравлении соединениями свинца необходимо немедленно принять вовнутрь 10% водный раствор сульфата магния.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. - СПб.: Химия, 1995. - 624с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. - 728с.
3. Угай Я.А. Общая химия. - М.: Высшая школа, 1984. - 438с.
4. Новікаў Г.І., Жарскі І.М. Асновы агульнай хіміі. - Мн.: Вышэйшая школа, 1995. - 620с.
5. Фримантл М. Химия в действии. В 2-х ч. Ч.1: Пер. с англ. - М.: Мир, 1991. - 528с.
6. Павлов Н.Н. Теоретические основы общей химии. - М.: Высшая школа, 1978. - 304с.
- * * *
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: Химия, 1981. - 280с.
8. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. - Мн.: Университетское, 1991. - 350с.

СОДЕРЖАНИЕ

<u>ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</u>	3
<u>Теоретическая часть</u>	3
Электроотрицательность.	3
Степень окисления.	5
Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия. Типы окислителей и восстановителей	7
Методы расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	9
Классификация окислительно-восстановительных реакций	12
<u>Практическая часть</u>	13
<u>Контрольные задания</u>	14
<u>КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ</u>	17
<u>Теоретическая часть</u>	
Координационная теория Вернера. Основные положения.	17
Номенклатура комплексных соединений.	19
Изомерия комплексных соединений.	20
Особенности электролитической диссоциации комплексных соединений	20
Особенности химических реакций комплексных соединений	21
Механизм образования химической связи в комплексных соединениях	22
<u>Практическая часть</u>	23
<u>Контрольные задания</u>	25
<u>Техника безопасности</u>	27
<u>Рекомендуемая литература</u>	28

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составители:

Голуб Наталья Михайловна
Халецкий Виталий Анатольевич

Методические указания
к лабораторным работам по курсу "Общая химия"
по темам: "Окислительно-восстановительные реакции",
"Комплексные соединения"

для студентов специальностей:

T19.01 "Промышленное и гражданское строительство"; T19.02
"Производство строительных изделий и конструкций"; T19.03
"Строительство дорог и транспортных объектов"; T19.06
"Водоотведение, водоснабжение, очистка природных и сточных вод";
T03.01 "Технология, оборудование и автоматизация машиностроения"

Ответственный за выпуск: Голуб Наталья Михайловна
Редактор: Строкач Таисия Владимировна

Подписано к печати 2.06.98 г. Формат 60×84/16. Бумага писчая № 1. Усл.
п. л. 1,86. Уч. изд. л. 2,0. Заказ № 457. Тираж 150 экз. Бесплатно.
Отпечатано на ротапринтере Брестского политехнического института. 224017,
г. Брест, ул. Московская, 267.