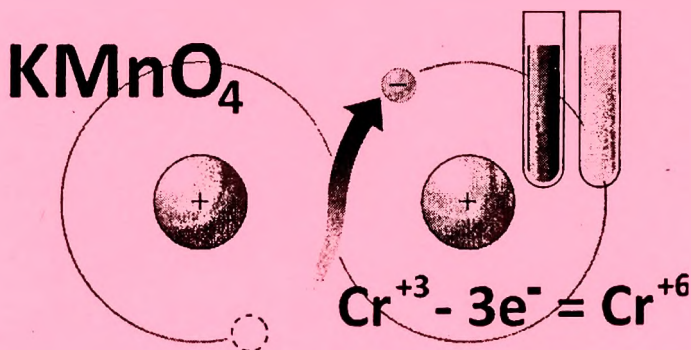


Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
"Брестский государственный технический университет"
Кафедра инженерной экологии и химии

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам
по дисциплине «Химия» по теме
«Окислительно-восстановительные
реакции»
для студентов технических специальностей



Брест
2012

УДК 54(07)

Методические указания содержат основные сведения по химическим окислительно-восстановительным реакциям. В практической части описаны опыты к лабораторной работе и техника безопасности. В указаниях приведено большое количество контрольных заданий, способствующих закреплению полученных теоретических знаний.

Составители: В.А. Халецкий, доцент,
Е.К. Антолюк, старший преподаватель

Рецензенты: О.И. Пономаренко, кандидат химических наук, доцент,
доцент кафедры общей и неорганической химии
РГП «Казахский национальный университет
имени аль-Фараби», г.Алматы, Республика Казахстан

1 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1.1 Электроотрицательность

Электроотрицательность (χ) - это характеристика способности атома в химическом соединении смещать электронную плотность в свою сторону. Электроотрицательность не имеет размерности. Автором данного термина является американский химик Лайнус Полинг, который предложил в 1932 г. 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.

В современной трактовке предложенной американскими учеными А.Л. Олредом 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. Электроотрицательность s-, p- и d-элементов приведена на рисунке 1.1.

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.

1.2 Степень окисления

Степень окисления – это заряд, который приобрел бы атом, если бы все электронные пары химических связей в соединении сместились в сторону атомов более электроотрицательных элементов.

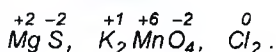
Количественно степень окисления определяется числом валентных электронов, смещённых от атома данного элемента в химическом соединении (*положительная степень окисления*) или к нему (*отрицательная степень окисления*).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H ¹ 2,10						(H)	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 1,35
	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*	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**	Rf ¹⁰⁴	Db ¹⁰⁵	Sg ¹⁰⁶	Bh ¹⁰⁷	Hs ¹⁰⁸	Mt ¹⁰⁹	Ds ¹¹⁰

Рисунок 1.1 – Электроотрицательность s-, p- и d-элементов по Олпреду-Рохову

При оценке степени окисления не учитывается реальный тип химической связи в соединении. Условно принимается, что все связи имеют ионный характер, а само химическое соединение представляется совокупностью одноатомных ионов.

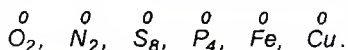
Степень окисления – это безразмерная величина. Она записывается над символом химического элемента, причём вначале указывается знак, а затем значение степени окисления:



Степень окисления может принимать значения от –4 до +8. В большинстве соединений степень окисления имеет целочисленный характер, но в некоторых веществах ее формальное значение может быть дробным.

Для расчета степени окисления существуют определенные правила:

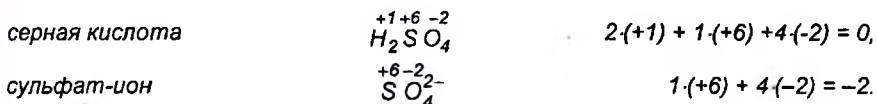
1 Степень окисления элемента в простом веществе равна 0:



2 Для электронейтральных молекул сумма степеней окисления всех элементов с учетом числа их атомов равна 0.

Для многоатомных ионов сумма степеней окисления всех элементов с учетом числа их атомов равна заряду иона.

Для одноатомных ионов степень окисления элемента равна заряду иона.



3 Ряд элементов проявляет постоянную степень окисления:

- фтор (–1);
- кислород (–2), за исключением пероксидов (H_2O_2 , Na_2O_2 и др.), где его степень окисления равна (–1), фторида кислорода (OF_2), где степень окисления кислорода равна (+2) и некоторых других соединений (KO_2 , KO_3 и др.);
- водород (+1), за исключением гидридов металлов (NaH , CaH_2 и др.), где его степень окисления равна (–1);
- щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs) (+1);
- щелочно-земельные металлы (Ca, Sr, Ba), а также цинк, бериллий, магний и кадмий (+2).
- алюминий (+3).

4 Металлы в сложных соединениях проявляют только положительную степень окисления.

5 Высшая положительная степень окисления элемента, как правило, численно равна номеру группы элемента в Периодической системе. Исключения составляют фтор, кислород, гелий, неон, аргон, а также элементы подгрупп кобальта и никеля, чья максимальная степень окисления меньше номера группы, к которой они относятся. У элементов подгруппы меди максимальная положительная степень окисления больше номера группы.

Нижшая отрицательная степень окисления элемента, как правило, численно равна номеру группы элемента минус 8. Это правило применимо лишь к неметаллам IV–VII групп.

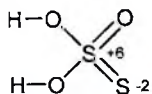
Большинство элементов имеет несколько степеней окисления. Так азот может проявлять в химических соединениях степени окисления: –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3, +4, +5. Однако не все они будут одинаково устойчивы для данного элемента.

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 (HCl) степени окисления водорода и хлора равны +1 и –1, а фактические заряды на этих атомах составляют +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 степени окисления позволяет значительно упростить составление формул соединений, подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

1.3 Окислительно-восстановительные реакции.

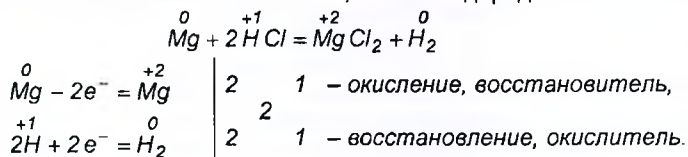
Типы окислителей и восстановителей

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степени окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Процессы окисления-восстановления можно условно соотнести 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.

Рассмотрим взаимодействие металлического магния и соляной кислоты. Атомы магния в ходе реакции теряют по два электрона и окисляются, превращаясь в ионы. В свою очередь ионы водорода наоборот восстанавливаются, присоединяя электроны и превращаясь в молекулы H_2 . Таким образом, атомы магния являются восстановителями, а ионы водорода – окислителями:



Окислительно-восстановительные свойства веществ обусловлены свойствами элементов, входящих в их состав. Функции окислителя и восстановителя могут быть совмещены в одном и том же веществе.

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

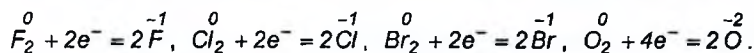
Атомы элементов, находящихся в низшей степени окисления (I(-1), S(-2), P(-3), C(-4) и др.) не могут больше принимать электроны, а способны лишь их отдавать. Поэтому вещества, содержащие элементы *низших* степенях окисления обладают *восстановительными* свойствами.

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 *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: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , кислород O_2) обладают ярко выраженными окислительными свойствами.



2 Кислородсодержащие кислоты и их соли

Азотная кислота (HNO_3) Окислительные свойства обусловлены атомом азота, находящимся в степени окисления +5. В зависимости от силы восстановителя продуктами восстановления кислоты являются NO_2 , NO , N_2 и NH_3 (NH_4NO_3) в которых азот соответственно имеет степень окисления +4, +2, 0 и -3. С понижением концентрации кислоты увеличивается глубина ее восстановления. Часто при восстановлении HNO_3 одновременно протекает несколько химических реакций. В химических реакциях азотной кислоты 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.

Серная кислота (H_2SO_4) Окислительные свойства обусловлены атомом серы, находящимся в степени окисления +6. В зависимости от силы восстановителя продуктами восстановления кислоты являются SO_2 , S и H_2S 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.

Перманганат калия ($KMnO_4$) Окислительные свойства обусловлены атомом марганца, находящимся в максимальной степени окисления +7. Окислительная активность перманганата и глубина его восстановления определяется характером среды (рисунок 1.2). В кислой среде окислительные свойства перманганат-ионов выражены в максимальной степени, продуктом восстановления служат ионы Mn^{2+} . В нейтральной среде $KMnO_4$ восстанавливается до нерастворимого в воде диоксида марганца MnO_2 . В щелочной среде восстановление перманганата калия протекает до K_2MnO_4 .

Хромат и дихромат калия (K_2CrO_4 и $K_2Cr_2O_7$) Окислительные свойства веществ 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 (рисунок 1.3).



Рисунок 1.2 – Окислительные свойства соединений марганца (+7)



Рисунок 1.3 – Окислительные свойства соединений хрома (+6)

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 в степени окисления +1 К данным соединениям относятся, прежде всего, кислоты и вода. Кислоты взаимодействуют с металлами с образованием газообразного водорода. Наиболее сильные восстановители (щелочные и щелочно-земельные металлы, магний и др.) способны восстанавливать водород, входящий в состав воды.

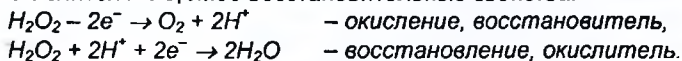
Восстановители

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 щелочно-земельные металлы, магний, алюминий, цинк; наименее активные восстановители – это медь, ртуть, 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, H₂S, H₂Se и др.), чья восстановительная активность обусловлена анионами, в которых атомы неметаллов находятся в низших степенях окисления, при окислении обычно образуют простые вещества (I₂, Br₂, Cl₂, 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.).

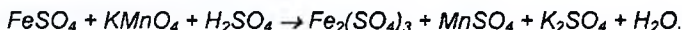
Ряд химических соединений обладает **окислительно-восстановительной двойственностью**. К ним относятся пероксид водорода, азотистая кислота и ее соли – нитриты и некоторые другие вещества. Двойственность свойств этих веществ обусловлена наличием в них атомов элементов, находящихся в промежуточной степени 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:



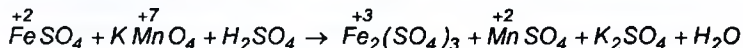
1.4 Методы расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

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 метод на примере реакции окисления сульфата железа (II) перманганатом калия:



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

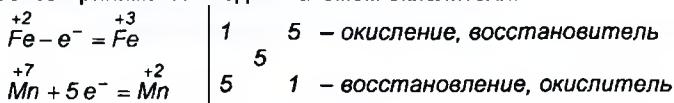


Этими элементами будут являться железо и марганец.

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) Найдём 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.

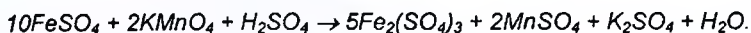


Значит на восстановление 1 атома марганца необходимо 5 атомов железа.

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, причём 10 остатков уже имеются в FeSO_4 , следовательно перед формулой кислоты нужно поставить 8.



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.

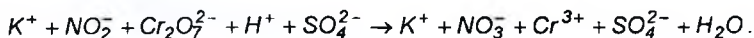
Метод электронного баланса универсален. Он одинаково применим к реакциям, происходящим в газовой, жидкой и твердой фазе, к реакциям, протекающим в растворах. Однако в последнем случае метод электронного баланса хоть и позволяет правильно подобрать коэффициенты в реакции, но не дает представления о реальных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

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



а) Рассмотрим какие ионы и молекулы находятся в левой и правой частях уравнения. Для этого представим и реагирующие вещества и продукты реакции в ионной форме, т.е. запишем 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). Кроме того, не повторяем два раза одинаковые ионы:



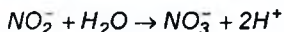
Таким образом, в результате реакции ион NO_2^- превращается в ион NO_3^- , а ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращается в 2 иона Cr^{3+} :



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:



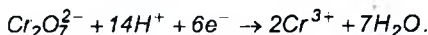
Сумма зарядов в левой части полуреакции равна -1 , в правой части равна $+1$. Поскольку эти суммы должны быть равны, к продуктам реакции необходимо прибавить еще два электрона:



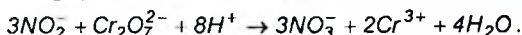
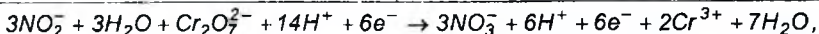
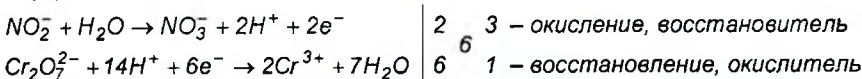
в) Рассмотрим полуреакцию (II). При превращении иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} необходимо связать 7 атомов кислорода в воду, для этого в левой части уравнения должно быть 14 ионов водорода:



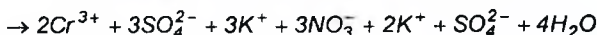
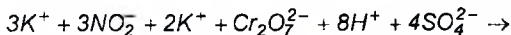
Снова подсчитываем сумму зарядов в левой и правой части полуреакции. Получаем для левой части: $1 \cdot (-2) + 14 \cdot (+1) = +12$, для правой части: $2 \cdot (+3) = +6$. Для уравнивания суммы зарядов в левую часть уравнения необходимо внести 6 электронов:



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:

Кислая среда ($pH < 7$): избыток кислорода связывается ионами водорода в молекулы воды: $2H^+ + O \rightarrow H_2O$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачивается вода и образуются ионы водорода: $H_2O \rightarrow 2H^+ + O$;

Нейтральная среда ($pH = 7$): избыток кислорода связывается молекулами воды с образованием гидроксид ионов: $H_2O + O \rightarrow 2OH^-$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачивается вода и образуются ионы водорода: $H_2O \rightarrow 2H^+ + O$;

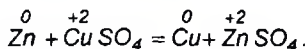
Щелочная среда ($pH > 7$): избыток кислорода связывается молекулами воды с образованием гидроксид ионов: $H_2O + O \rightarrow 2OH^-$; на присоединение кислорода к восстановителю затрачиваются гидроксид-ионы и образуются молекулы воды: $2OH^- \rightarrow H_2O + O$.

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 процессах окисления и восстановления.

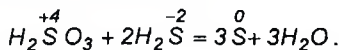
1.5 Классификация окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции можно разделить на четыре основных типа:

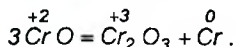
1 Межмолекулярное окисление-восстановление В этих реакциях окислитель и восстановитель – разные вещества, производные разных химических элементов. К таким реакциям относится большая часть окислительно-восстановительных процессов, например:



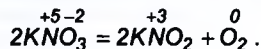
2 Компропорционирование В реакциях этого типа окислитель и восстановитель – разные вещества, являющиеся производными одного и того же элемента, находящегося в разных степенях окисления:



3 Диспропорционирование В данных реакциях функции окислителя и восстановителя совмещены в одном и том же веществе, которое является производным элемента, находящегося в промежуточной степени окисления. При этом 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.



1.6 Роль окислительно-восстановительных реакций в природе и технике

Окислительно-восстановительные реакции в силу своей распространённости играют очень большую роль в природе и технике. В частности окисление органических соединений в живых клетках, сопровождающееся потреблением кислорода и синтезом воды, называют тканевым дыханием. Для движения электронов от окисляемого вещества к кислороду в организме существует *цепь переноса электронов (ЦПЭ)*, в которую включено большое число белковых соединений. Электроны, поступающие в ЦПЭ, по мере их продвижения от одного вещества к другому теряют свободную энергию. Значительная часть этой энергии запасается в форме особого вещества – *аденозинтрифосфата*. Ещё часть энергии рассеивается в виде тепла. К окислительно-восстановительным относятся также большое количество реакций биосинтеза.

Сегодня практически невозможно назвать отрасль промышленности, где бы ни использовались окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления-восстановления протекают при сжигании углеводородного топлива в транспорте и энергетике; металлургических процессах, используемых для получения металлов и их сплавов; синтезе важнейших неорганических соединений (серной и азотной кислот, аммиака и др.).

Велика роль окислительно-восстановительных реакций для пищевой промышленности. Зачастую реакции окисления приводят к порче продуктов питания, поэтому в их состав вводятся специальные антиоксиданты, препятствующие нежелательной реакции. Таким же образом предотвращают нежелательное окисление пластмасс и резин.

2 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

2.1 Техника безопасности

При выполнении лабораторной работы 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 всё-таки разбилась, то необходимо принимать 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 удалять 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.

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.

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 мин. 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 мин. При попадании кислоты вовнутрь - обильное питье, вызывать рвоту без применения механических средств. Обратиться за помощью в медицинское учреждение.

Хроматы и дихроматы. Хромат калия (K_2CrO_4). Дихромат калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). 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 мин и наложить повязку с нейтральной мазью. При попадании в глаза - промыть водой не менее 15 мин, закапать 30% раствор альбумида.

Перманганат калия (KMnO_4). 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 мин, закапать 30% раствор альбумида.

Соединения свинца. Ацетат свинца ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$). 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.

2.2 Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.

Опыт №1

Восстановительные свойства металлического цинка

В химический стакан внесите раствор ацетата свинца ($(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$) и бросьте 1-2 гранулы 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

Крахмал служит качественным реагентом для обнаружения свободного йода (I_2). При взаимодействии этих веществ образуется соединение тёмно-синего цвета.

В пробирку внесите 2-3 мл раствора хлорида железа (III) (FeCl_3) и прибавьте несколько капель раствора иодида калия (KI). Какую окраску имеет полученный раствор?

Стеклой палочкой нанесите 2-3 капли полученного раствора на предметное стекло и прибавьте к ним 2-3 капли свежеприготовленного раствора крахмала. Как изменилась окраска раствора? О чем это свидетельствует?

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

Окраска соединений марганца зависит от степени окисления металла: в водном растворе ионы MnO_4^- имеют фиолетовую окраску, ионы MnO_4^{2-} – изумрудно-зелёную окраску, ионы Mn^{2+} – бледно-розовую, почти бесцветную окраску. Оксид марганца MnO_2 нерастворим в воде и образует осадок темно-коричневого цвета.

В три пробирки внесите по 2-3 мл разбавленного раствора перманганата калия (KMnO_4). После этого:

– в первую пробирку прибавьте 3-4 капли 1М раствора серной кислоты (кислая среда);

– во вторую пробирку прибавьте 3-4 капли дистиллированной воды (нейтральная среда);

– в третью пробирку прибавьте 10-15 капель 2М раствора гидроксида натрия (щелочная среда).

Затем в каждую пробирку прибавьте 3-4 капли раствора сульфита натрия (Na_2SO_3). Отметьте изменения, происходящие в каждой пробирке.

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.

Опыт №4

Компропорционирование соединений марганца

В пробирку прилейте 1-2 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. Учтите, что помимо хлорида марганца и перманганата калия в реакции принимает участие и вода, а её продуктами являются оксид марганца (IV), хлорид калия и соляная кислота. Укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем.

Опыт №5

Окислительные свойства дихромата калия

☑ Окраска соединений хрома зависит от степени окисления металла: в водном растворе ионы $Cr_2O_7^{2-}$ имеют оранжевую окраску, ионы Cr^{3+} – зелёную окраску.

В пробирку внесите 1 мл раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) и прибавьте 3-4 капли 1М раствора серной кислоты. Затем в пробирку добавляйте по каплям раствор сульфита натрия. Отметьте наблюдаемые изменения окраски раствора.

Запишите уравнение данной химической реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

3 ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

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

1.1 S_8 , H_2SO_3 , $(NH_4)_2Cr_2O_7$, Cl_2O_7 ;

1.2 $AlPO_4$, Br_2 , $HClO_4$, H_2SiF_6 ;

1.3 $Mg_2(PO_3)_3$, H_6TeO_6 , Zn , K_2S ;

1.4 $AuCl_3$, $NiSO_4$, H_2 , Mn_2O_3 ;

1.5 $NaAlO_2$, Cr_2O_3 , $Sn(NO_3)_4$, Te ;

1.6 OsO_4 , $CoCl_2$, $HClO_3$, NH_4NO_3 ;

1.7 Si , $VOCl_2$, $NaHSO_3$, ClF_3 ;

1.8 H_6TeO_6 , CO , N_2 , Na_3AsO_4 ;

1.9 Li , Na_2HPO_4 , $MgSO_4$, P_2O_5 ;

1.10 $Al(OH)_3$, 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 , Li_2S ;

1.14 Al_2S_3 , KH_2PO_4 , I_2 , HNO_2 ;

1.15 Ca , CrO_3 , $Ca(HCO_3)_2$, Na_2S ;

1.16 Fe , $SnCl_4$, $CuOHCl$, H_2S .

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

2.1 Cl_2 , KNO_2 , HI ;

2.2 H_2 , $KClO_3$, H_2SO_4 ;

2.3 $SnCl_4$, Mg , Na_2MnO_4 ;

2.4 Zn , HNO_3 , I_2 ;

2.5 $K_2Cr_2O_7$, P , H_2O_2 ;

2.6 $FeSO_4$, O_2 , SO_2 ;

2.7 Mg , HNO_3 , SO_3 ;

2.8 Na_2SO_3 , F_2 , H_2S ;

2.9 H_2O_2 , $KMnO_4$, C ;

2.10 H_2S , PbO_2 , MnO_2 ;

2.11 CrO_3 , Na_2S , N_2 ;

2.12 NO , C , K_2CrO_4 ;

2.13 Br_2 , $NaNO_2$, $Na_2Cr_2O_7$;

2.14 $NaMnO_4$, Ca , K_2SO_3 .

3 Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

- 3.1 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$;
- 3.2 $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.3 $\text{Ta} + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{TaO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.4 $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.5 $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.6 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.7 $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.8 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.9 $\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.10 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$;
- 3.11 $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.12 $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.13 $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.14 $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
- 3.15 $\text{I}_2 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{H}_3\text{PO}_3$;
- 3.16 $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.17 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.18 $\text{ReO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HReO}_4 + \text{NO}$;
- 3.19 $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.20 $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 + \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.21 $\text{KClO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2\text{O}_3$;
- 3.22 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{FeO} \rightarrow \text{PbO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2$;
- 3.23 $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.24 $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2$;
- 3.25 $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.26 $\text{Sb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.27 $\text{SeO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{Br}_2 + \text{KNO}_3$;
- 3.28 $\text{HNO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.29 $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3.30 $\text{As} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

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:

- 4.1 $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.2 $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.3 $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.4 $\text{FeO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.5 $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.6 $\text{HClO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.7 $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.8 $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4.9 $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

- 4.10 $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 4.11 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 4.12 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 4.13 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 4.14 $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
 4.15 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 4.16 $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 4.17 $\text{Ge} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ge}(\text{SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 4.18 $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 4.19 $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 4.20 $\text{CrCl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$.

5 Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций диспропорционирования:

- 5.1 $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$;
 5.2 $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 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 $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 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 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 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 $\text{HIO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 5.20 $\text{HBrO} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

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 $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2$;

- 6.11 $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 6.12 $\text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 6.13 $\text{Na}_4\text{XeO}_6 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{Xe} + \text{O}_2$;
 6.14 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$;
 6.15 $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$.

4 ЛИТЕРАТУРА

1. Химия: учебник / А.А. Гуров, Ф.З. Бадаев, Л.П. Овчаренко, В.Н. Шаповал – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2004. – 748 с.
2. Стёпин Б.Д. Неорганическая химия: учеб. для хим. и химико-технол. спец. вузов / Б.Д. Стёпин, А.А. Цветков – М.: Высшая школа, 1994. – 608 с.
3. Суворов, А.В. Общая химия: учебное пособие для вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский – СПб.: Химия, 1995. – 624 с.
4. Химия: учеб. пособие для 11-го кл. общеобразоват. учреждений с рус. яз. обучения с 12-летним сроком обучения (базовый и повышенный уровни) / И.Е. Шиманович [и др.] – Под ред. И.Е. Шимановича. – 2-е изд., перераб. – Минск: Народная асвета, 2008. – 367 с.

СОДЕРЖАНИЕ

1 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	3
1.1 Электроотрицательность	3
1.2 Степень окисления	3
1.3 Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислителей и восстановителей	6
1.4 Методы расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	9
1.5 Классификация окислительно-восстановительных реакций	12
1.6 Роль окислительно-восстановительных реакций в природе и технике	13
2 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА	13
2.1 Техника безопасности	13
2.2 Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»	15
3 ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	16
4 ЛИТЕРАТУРА	19

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составители:

ХАЛЕЦКИЙ Виталий Анатольевич

АНТОНЮК Елена Константиновна

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным и практическим работам
по дисциплине «Химия» по теме
«Окислительно-восстановительные реакции»
для студентов технических специальностей

Ответственный за выпуск: **Халецкий В.А.**

Редактор: **Боровикова Е.А.**

Компьютерная верстка: **Халецкий В.А.**

Корректор: **Никитчик Е.В.**

Подписано к печати 22.01.2013. Формат 60×84 1/16. Бумага «Снегурочка»
Гарнитура Arial. Усл. п.л. 1,16. Уч.-изд. л. 1,25. Тираж 70 экз. Заказ № **1408**.

Отпечатан на ризографе Учреждения образования
«Брестский государственный технический университет»
224017, г.Брест, ул.Московская, 267.