



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Э.Р. Муллина
О.А. Мишурина

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума*

Магнитогорск
2020

УДК 544.65 (076.5)
ББК 24.5я73

Рецензенты:

заведующий лабораторией обогащения
ООО «УралГеоПроект»
В.Ш. Галямов

кандидат химических наук,
доцент кафедры физики,
ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
В.А. Дозоров

Муллина Э. Р., Мишурина О.А.

Окислительно-восстановительные реакции [Электронный ресурс] :
практикум / Эльвира Ринатовна Муллина, Ольга Алексеевна Мишурина ; ФГБОУ
ВО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И.
Носова». – Электрон. текстовые дан. (0,93 Мб). – Магнитогорск : ФГБОУ ВО
«МГТУ им. Г.И. Носова», 2020. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем.
требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS
Windows XP и выше ; Adobe Reader 8.0 и выше ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь.
– Загл. с титул. экрана.

Содержит краткое изложение теоретического материала по разделу «Окислительно-восстановительные реакции». В практикуме рассмотрены примеры решения типовых задач и даны многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения по данному разделу. Практикум включает методику проведения лабораторной работы по данной теме и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. В практикуме приведены тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Практикум составлен в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия».

УДК 544.65 (076.5)
ББК 24.5я73

© Муллина Э.Р., Мишурина О.А., 2020
© ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова», 2020

Содержание

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	4
ВВЕДЕНИЕ.....	5
1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	6
1.1. Степень окисления.....	6
1.2. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций.....	7
1.3. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	8
1.4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	9
1.5. Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с выводом продуктов.....	11
1.6. Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций.....	16
1.7. Значение окислительно-восстановительных реакций	18
2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	19
2.1. Примеры решения задач.....	19
2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы.....	28
2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы.....	34
2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы.....	41
2.5. Контрольные вопросы	44
2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ....	45
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	46
ПРИЛОЖЕНИЕ	47

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум написан в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия».

Предлагаемый практикум разработан в качестве наглядного материала для обучающихся, изучающих дисциплину «Химия» и «Физическая и коллоидная химия», а также для преподавателей, читающих данные дисциплины.

В теоретической части электронного ресурса рассмотрены степени окисления элементов главных и побочных подгрупп, приведены основные понятия и типы окислительно-восстановительных реакций, представлен порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, а также определения их направления.

В практической части приведены примеры решения задач по разделу «Окислительно-восстановительные реакции». При изучении дисциплин «Химия» и «Физическая и коллоидная химия» большое значение имеет приобретение навыков в решении задач, что является одним из критериев прочного усвоения курса. А также приведены многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения.

В практической части данного практикума приведены правила техники безопасности, методические рекомендации по выполнению лабораторной работы и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. Лабораторные занятия — одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса, имеющие целью практическое освоение обучающимися теоретического материала, овладение ими техникой экспериментальных исследований и анализа полученных результатов, привитие навыков работы с лабораторным оборудованием, контрольно-измерительными приборами и вычислительной техникой. В практикуме приведены также тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Данный практикум способствует организации как аудиторной, так и самостоятельной работы обучающихся.

ВВЕДЕНИЕ

«Жизнь это непрерывная цепь окислительно-восстановительных процессов», - А.-Л.Лавуазье. Окислительно-восстановительные реакции самые распространенные в природе. Эти реакции имеют очень большое значение в биологических системах. Например, такие жизненно важные процессы, как обмен веществ, брожение, гниение, дыхание и фотосинтез включают стадии окисления и восстановления.

В технике значение окислительно-восстановительных реакций также очень велико. Процессы сжигания обеспечивают основную часть энергопотребления человечества и работу транспорта. Вся металлургическая промышленность основана на окислительно-восстановительных процессах, в ходе которых металлы выделяются из природных соединений. Работа химических источников тока, коррозия металлов, процессы дегазации и дезинфекции также основаны на окислительно-восстановительных реакциях.

Окислительно-восстановительные процессы тесно связаны со многими разделами химической науки и играют исключительно важную роль в современной жизни, особенно в производственной деятельности человека. Без изучения окислительно-восстановительных реакций невозможно понять современную химию.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов в молекулах реагирующих веществ в результате перехода электронов от одних атомов к другим.

1.1. Степень окисления

Степень окисления - это условный заряд атома в соединении, вычисленный, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления атомов определяют, пользуясь следующими правилами:

1. Степень окисления в простом веществе (например, O_2 , N_2 , Cl_2 , Zn , S и др.) равна нулю.

2. Степень окисления кислорода в соединениях равна -2, за исключением пероксидов (например, $H_2O_2^{-1}$) и фторида кислорода $O^{+2}F_2$.

3. Степень окисления водорода в соединениях равна +1, за исключением гидридов (например, NaH^{-1} , CaH_2^{-1}).

4. Степень окисления фтора в соединениях равна -1.

5. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы, в которой расположен элемент в таблице Менделеева. Исключения составляют: Cu , Au , O , F , Fe , Co , Ni .

6. Отрицательная степень окисления атома элемента равна номеру группы $N - 8$.

7. Степень окисления азота в соединениях может изменяться от +5 до -3.

8. Атомы металлов в соединениях имеют только положительные степени окисления.

9. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Руководствуясь этими правилами, можно рассчитать степень окисления любого атома. Например,

$^{+1}x \ ^{-2}$
 HNO_3 Степень окисления азота $x=+5$;

$^{+1} \ 2x \ ^{-2}$
 $K_2Cr_2O_7$ Степень окисления хрома $x=+6$;

AsO_4^{3-} Степень окисления мышьяка в ионе $x=+5$.

Характерные степени окисления атомов элементов главных и побочных подгрупп периодической системы приведены в таблицах 1 и 2.

Таблица 1

Характерные степени окисления атомов элементов
главных подгрупп

Степень окисления	Номер группы						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
Положительная	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
				+2	+3	+4	+5
							+3
							+1
Отрицательная	нет	нет	нет	-4	-3	-2	-1

Таблица 2

Характерные степени окисления атомов элементов
побочных подгрупп

Номер подгруппы							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
<u>Cu⁺²</u> Cu ⁺¹	Zn ⁺²	+3	+4	+5	<u>Cr⁺⁶</u> <u>Cr⁺³</u> Cr ⁺²	Mn ⁺⁷ Mn ⁺⁶ <u>Mn⁺⁴</u> <u>Mn⁺²</u>	<u>Fe⁺³</u> <u>Fe⁺²</u> Fe ⁺⁶
Ag ⁺¹	Cd ⁺²						Co ⁺³
<u>Au⁺³</u> Au ⁺¹	<u>Hg⁺²</u> Hg ⁺¹						<u>Co⁺²</u>
							Ni ⁺³ <u>Ni⁺²</u>

Примечание: подчеркнуты наиболее устойчивые степени окисления.

1.2. Основные понятия окислительно-восстановительных реакций

В окислительно-восстановительных реакциях одновременно протекают два процесса: окисление и восстановление.

Окисление – это процесс отдачи электронов, приводящий к повышению степени окисления атома.

Восстановление – это процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления атома.

Вещество, которое отдает электроны, называется **восстановителем**, а вещество, принимающее электроны – **окислителем**.

Важнейшие окислители:

1. Неметаллы, переходящие при ОВР в отрицательно заряженные ионы: F₂, Cl₂, Br₂, I₂, O₂, S и др.

2. Катионы металлов переходящие при ОВР в более низкие степени окисления: Sn^{+4} , Fe^{+3} , Cu^{+2} , Ag^{+} , Au^{+3} и др.

3. Соединения, в состав которых входят элементы в высшей степени окисления, переходящие при ОВР в более низкие степени окисления: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PbO_2 , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 и др.

Важнейшие восстановители:

1) Нейтральные атомы металлов и неметаллов, переходящие при ОВР в состояние с положительными степенями окисления: Na , Mg , Al , C , H_2 и др.

2) Катионы металлов в низших степенях окисления, переходящие при ОВР в более высокие степени окисления: Sn^{+2} , Fe^{+2} , Cr^{+3} , Mn^{+2} , Cu^{+1} и др.

3) Соединения, содержащие атомы неметаллов в отрицательной степени окисления: KI , NaBr , H_2S , HCl , NH_3 и др.

Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления, проявляют **окислительно-восстановительную двойственность**: по отношению к окислителям они являются восстановителями, а по отношению к восстановителям – окислителями.

Например, $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{SO}_3^{+4}$, NaNO_2^{+3} и др.

Так,

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – окислитель

H_2S^{-2} - восстановитель

$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – окислитель и восстановитель

Процессы перехода электронов в окислительно-восстановительных реакциях выражаются **электронными уравнениями**:

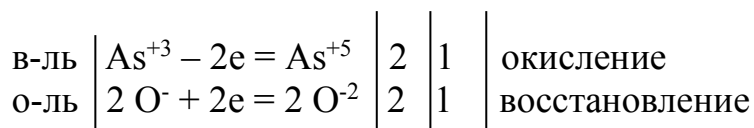
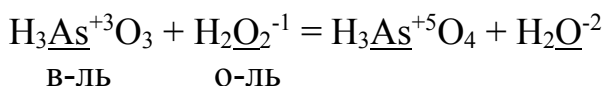
восстановитель $\text{Al}^0 - 3\bar{e} = \text{Al}^{+3}$ окисление,

окислитель $\text{Cl}^{+7} + 8\bar{e} = \text{Cl}^{-1}$ восстановление.

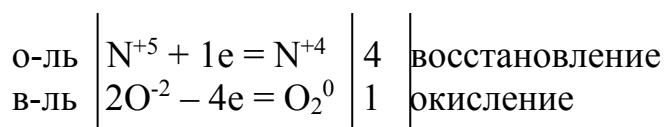
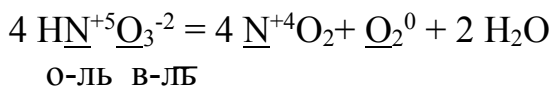
1.3. Типы окислительно-восстановительных реакций

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

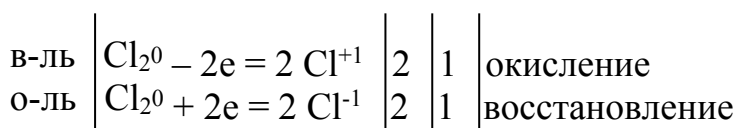
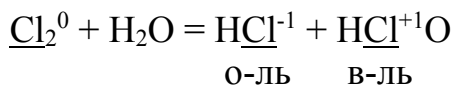
1) **Реакции межмолекулярного окисления – восстановления** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в молекулах разных соединений.



2) **Реакции внутримолекулярного окисления – восстановления** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе одного и того же соединения.



3) **Реакции диспропорционирования** – это реакции, при которых соединение, содержащее элемент в промежуточной степени окисления, образует соединения с более высокой и более низкой степенью окисления этого элемента.



1.4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

В основе составления уравнений ОВР, лежит **метод электронного баланса**: количество электронов, отдаваемых восстановителем, равно количеству электронов, принятых окислителем.

Метод электронного баланса складывается из следующих этапов:

- а) записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые повышают и понижают свою степень окисления;
- б) составляют электронные уравнения, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда;
- в) подбирают множители – главные стехиометрические коэффициенты;
- г) проставляют найденные стехиометрические коэффициенты в уравнение реакции;
- д) уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления;
- е) подсчитывают кислородный баланс: число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Если в реакции участвуют (как реагенты или продукты) простые вещества молекулярного состава (O_2 , N_2 , Cl_2 и др.), то электронное уравнение составляют по формуле простого вещества.

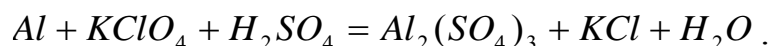
Для веществ, в которых одновременно окисляются (или восстанавливаются) атомы двух элементов, расчет ведут на одну формульную

единицу (молекулу) вещества, т.е. на число атомов элементов в формульной единице.

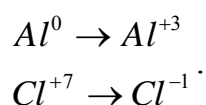
Пример. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции.

Решение:

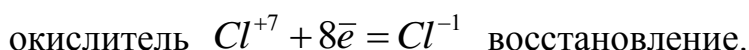
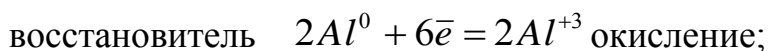
1. Записываем схему реакции:



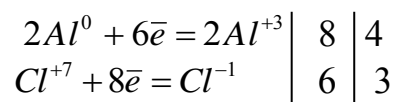
2. Выявляем элементы, которые изменили степень окисления. Для данного уравнения это будут:



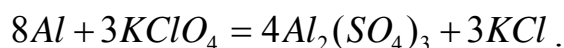
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



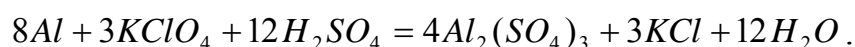
4. Справа от электронных уравнений проводим вертикальную черту и цифры, стоящие перед электронами, переносим накрест, сокращая, если можно:



5. Полученные коэффициенты 8 и 3 проставляем в уравнение перед формулами окислителя и восстановителя и их продуктов:



6. Расставляем коэффициенты перед формулами других участников реакции так, чтобы соблюдалось условие материального баланса: число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. В последнюю очередь ставят коэффициенты перед формулами среды и воды:



7. Проверку правильности составления уравнения проводим подсчетом числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения (их число должно быть одинаковым):

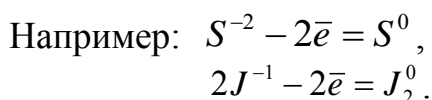
$$\text{Проверка: } 60''O'' = 60''O''.$$

слева = справа

Если в окислительно-восстановительной реакции степени окисления меняют не два, а три элемента, то при нахождении коэффициентов также уравнивают суммарное число электронов, отданных восстановителем и присоединенных окислителем.

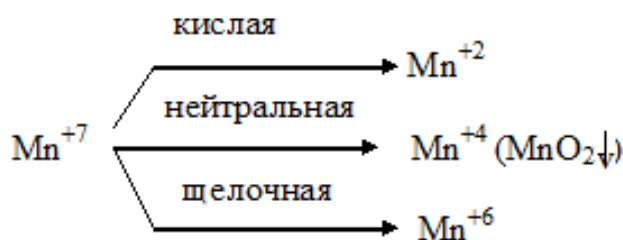
1.5. Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с выводом продуктов

1. Записать в левую часть уравнения формулы исходных веществ.
2. Пользуясь таблицами 1 и 2, определить атомы, которые способны изменять степень окисления.
3. Определить среди исходных веществ:
 - среду (кислая среда – H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ; щелочная среда – NaOH , KOH , NH_4OH ; нейтральная среда – H_2O);
 - окислитель;
 - восстановитель.
4. Определить новые степени окисления атомов, пользуясь таблицами 1 и 2:
 - изменение степени окисления происходит обычно до ближайшей или наиболее устойчивой степени окисления;
 - атомы в отрицательной степени окисления обычно повышают ее до нулевой.



Исключение: атомы галогенов в щелочной среде, они повышают свою с.о. до положительной +1, +3, +5 ($\text{I} - 6e = \text{I}^{+5}$).

- атомы марганца изменяют степень окисления в зависимости от среды: в кислой среде – до +2 или +7, в щелочной – до +6, в нейтральной – до +4:

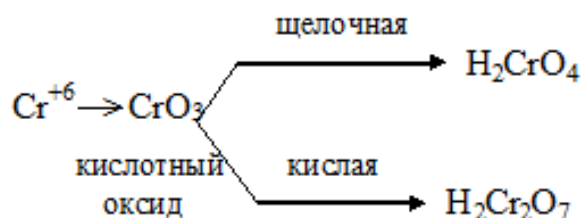


- если в реакции меняют степень окисления атомы одного и того же элемента, находящиеся в двух разных степенях окисления, то в ходе реакции они перейдут в одинаковую (промежуточную) степень окисления.

Например:

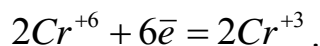


- при выводе продуктов соединений хрома следует помнить, что в щелочной среде устойчивы хроматы, а в кислой – дихроматы.



Дихроматы в кислой среде восстанавливаются до катиона Cr^{+3} .

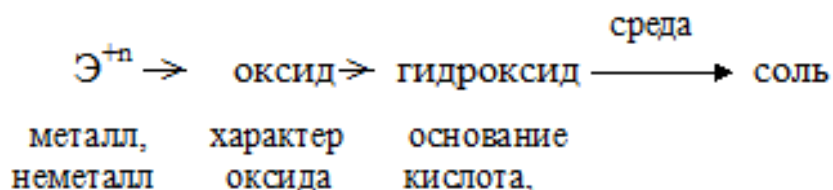
5. Составить электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы. Например: если атомы хрома из $K_2Cr_2O_7$ меняют степень окисления с +6 до +3, то следует учесть индекс 2 и составить электронное уравнение для двух атомов хрома:



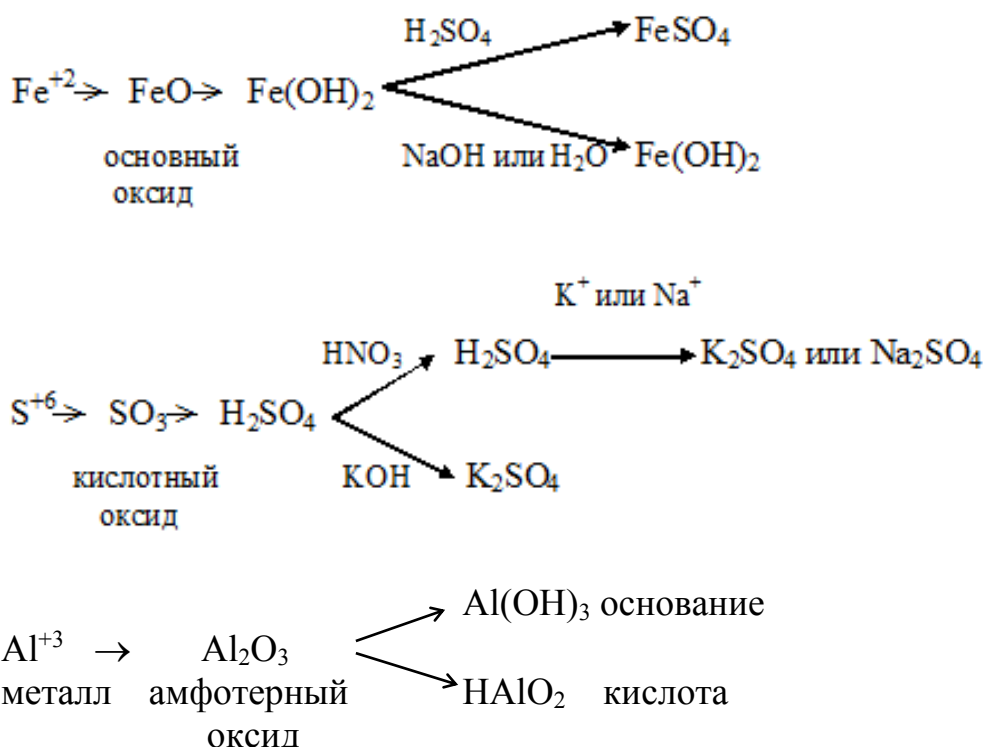
6. Справа от электронных уравнений провести вертикальную черту и цифры, стоящие перед электронами, перенести накрест, сокращая, если можно. Это основные коэффициенты реакции.

7. Вывести формулы продуктов реакции.

7.1. Если новая степень окисления атома элемента положительная, то для вывода формулы продукта необходимо составить следующую цепочку:



Например:

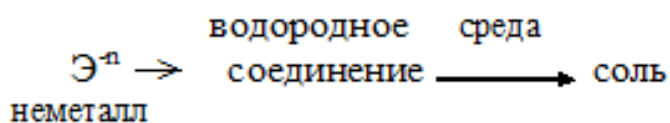


Вывод формулы соли будет определяться средой.

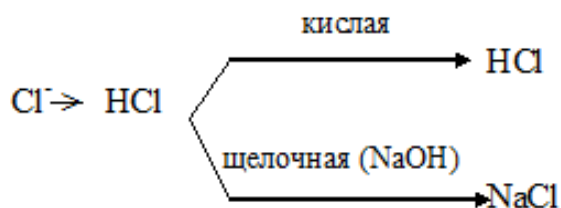
Например:

- в кислой среде $\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
- в щелочной среде $\text{HAlO}_2 \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{NaAlO}_2$.

7.2. Если новая степень окисления атома элемента отрицательная, то для вывода формулы продукта необходимо составить следующую цепочку:

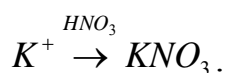


Например:



7.3. Для вывода формул остальных продуктов реакции следует объединить оставшиеся ионы исходных веществ друг с другом или ионами среды.

Например:



7.4. Если в одной из частей уравнения не хватает атомов водорода, то один из продуктов – вода.

7.5. Иногда при уравнивании возникает необходимость поменять местами формулы среды и воды или вообще исключить их из уравнения реакции.

8. Поставить основные коэффициенты в уравнение реакции перед формулами окислителя, восстановителя и их продуктами.

9. Расставить коэффициенты перед формулами остальных участников реакции так, чтобы выполнялось *условие материального баланса*.

10. Убедиться в правильности подбора коэффициентов уравнения подсчетом *кислородного баланса*.

Пример. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций: указать окислитель и восстановитель, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, вывести формулы продуктов реакции, подобрать коэффициенты.

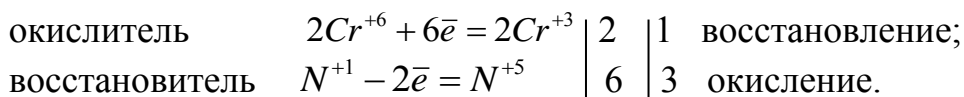


Решение. Элементами, меняющими степень окисления в этой реакции, являются хром и азот. Реакция протекает в кислой среде (H_2SO_4).

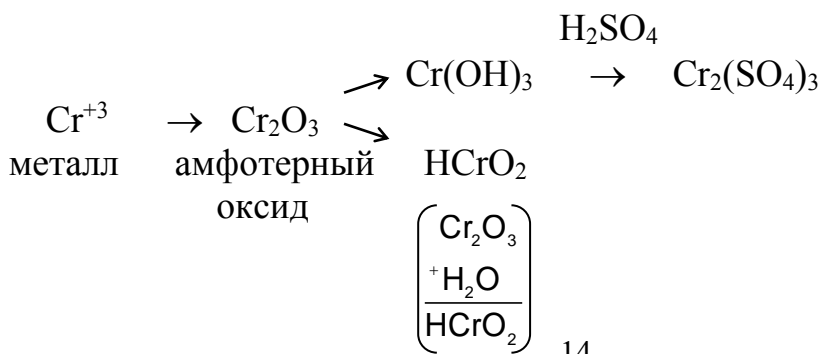
Атомы хрома Cr^{+6} понижают свою степень окисления до Cr^{+3} , поэтому $K_2Cr_2O_7$ является окислителем.

Атомы азота N^{+3} повышают степень окисления до N^{+5} , поэтому $NaNO_2$ – восстановитель.

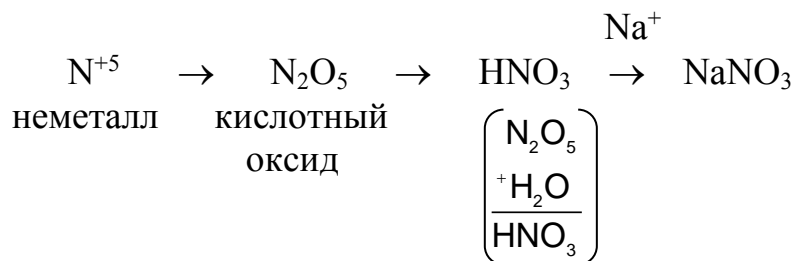
Составим электронные уравнения:



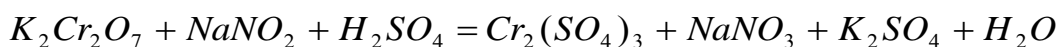
Вывод продуктов:



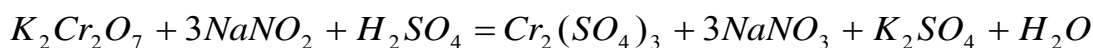
Если атом элемента (N), входящий в состав кислотного остатка (NO_2^-), изменив степень окисления, оказался в составе нового кислотного остатка (NO_3^-), то в формуле продукта сохранится катион (Na^+):



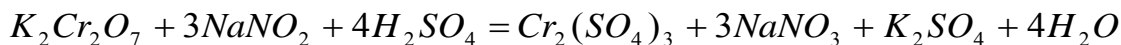
Запишем уравнение со всеми продуктами:



Расставим основные коэффициенты перед окислителем $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и его продуктом $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 - 1$, перед восстановителем NaNO_2 и его продуктом $\text{NaNO}_3 - 3$.



Расставим коэффициенты перед формулами остальных веществ и убедимся в правильности подбора коэффициентов уравнения:



Проверка: $29"O" = 29"O"$.

При взаимодействии азотной и серной кислот с металлами продукт восстановления кислот зависит от активности металла и концентрации кислоты (табл. 3).

Таблица 3

Продукты взаимодействия кислот с металлами

Кислота	Концентрация	Активные металлы (Zn, Ca, Mg и др.)	Металлы средней активности (Al, Cr, Fe, Co, Ni, Mn и др.)	Малоактивные металлы (Pb, Hg, Cu, Ag)
HNO_3	конц. разб.	N_2O NH_4NO_3	пассивируются NO	NO_2 NO
H_2SO_4	конц.	H_2S	SO_2	SO_2

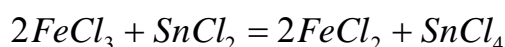
Чем активнее металл и чем более разбавлена кислота, тем глубже идет восстановление азота (Приложение).

1.6. Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций

Два вещества, содержащие атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления, составляют **окислительно-восстановительную пару**.

Вещество, содержащее атомы элемента с более высокой степенью окисления, называют **окисленной формой (ОФ)**, а с более низкой – **восстановленной формой (ВФ)**.

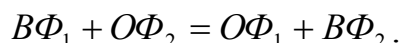
Например, в окислительно-восстановительной реакции:



Участвуют две окислительно-восстановительные пары:

1 пара: $FeCl_3 / FeCl_2$	$Fe^{+3}Cl_3$ - окисленная форма (ОФ ₁); $Fe^{+2}Cl_2$ - восстановленная форма (ВФ ₁).
2 пара: $SnCl_4 / SnCl_2$	$Sn^{+4}Cl_4$ - окисленная форма (ОФ ₂); $Sn^{+2}Cl_2$ - восстановленная форма (ВФ ₂).

В окислительно-восстановительной реакции восстановленная форма одной пары, отдавая электроны, переходит в окисленную форму, а окисленная форма другой пары, принимая электроны, превращается в восстановленную форму:



Количественной характеристикой окислительно-восстановительной способности окислительно-восстановительной пары является **окислительно-восстановительный (электродный) потенциал** ($\varphi^0_{ОФ/ВФ}$).

Окислительно-восстановительный потенциал пары зависит от природы окисленной и восстановленной форм, их концентраций, температуры и определяется *уравнением Нернста*:

$$\varphi_{ОФ/ВФ} = \varphi^0_{ОФ/ВФ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[ОФ]}{[ВФ]} \quad (1),$$

где $\varphi^0_{ОФ/ВФ}$ - стандартный окислительно-восстановительный потенциал окислительно-восстановительной пары, В;

[ОФ] и [ВФ] - концентрации окисленной и восстановленной форм, соответственно, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$;

T – абсолютная температура, К;

F – постоянная Фарадея, $F = 96500 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}$;

n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции.

При стандартных условиях уравнение (1) выглядит следующим образом ($T=298 \text{ K}$):

$$\varphi_{\text{ОФ/ВФ}} = \varphi_{\text{ОФ/ВФ}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ОФ}]}{[\text{ВФ}]} \quad (2).$$

Из двух окислительно-восстановительных пар более сильными окислительными свойствами обладает окислитель пары с более высоким окислительно-восстановительным потенциалом, а более сильными восстановительными свойствами – восстановитель пары с более низким потенциалом. Окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно между сильным окислителем и сильным восстановителем.

Для определения возможного направления окислительно-восстановительной реакции находят *электродвижущую силу* (E), равную разности потенциалов окислителя и восстановителя:

$$E = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}} \quad (3).$$

Реакция принципиально возможна, если электродвижущая сила больше нуля ($E > 0$).

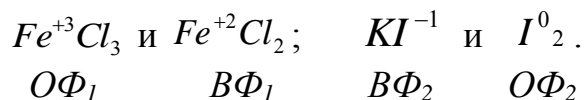
В Приложении 1 приведены значения стандартных потенциалов окислительно-восстановительных пар, причем окисленные и восстановительные формы представлены в виде ионов.

Пример. Даны две окислительно-восстановительные пары: FeCl_3 , FeCl_2 и KI , I_2 . Их стандартные окислительно-восстановительные потенциалы:

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = +0,77 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{I}_2^0/2\text{I}^-}^0 = +0,54 \text{ В}.$$

Составить уравнение возможной окислительно-восстановительной реакции и рассчитать значение электродвижущей силы.

Решение: Определим в каждой окислительно-восстановительной паре окисленную и восстановленную формы:

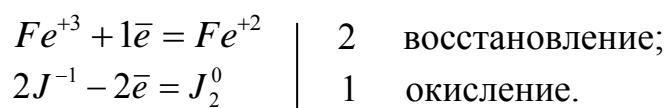
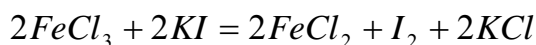


Окислительно-восстановительный потенциал первой пары выше, чем потенциал второй пары: $\varphi^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} > \varphi^0_{I_2^0/2I^-}$.

Следовательно, более сильным окислителем является $FeCl_3$, а более сильным восстановителем - KI .

Реакция протекает самопроизвольно между окислителем $FeCl_3$ и сильным восстановителем KI и приводит к образованию $FeCl_2$ и I_2 .

Составим уравнение реакции:



Рассчитаем значение электродвижущей силы по уравнению (3):

$$E = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}} = \varphi^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} - \varphi^0_{I_2^0/2I^-} = 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ В.}$$

Так как электродвижущая сила реакции имеет положительную величину, то KI может окислить $FeCl_3$.

1.7. Значение окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют большое значение в теории и практике.

Сжигание углеродсодержащего топлива, электролитическое осаждение металлов, процессы в гальванических элементах и аккумуляторах включают окислительно-восстановительные реакции.

Получение металлов (Fe, Cr, Mn, Ni, Co, W, Cu, Ag, Zn и др.), неметаллов (S, Cl₂, I₂, O₂ и др.), ценных химических продуктов (щелочей, NH₃, HNO₃, H₂SO₄ и др.) основано на окислительно-восстановительных реакциях.

Производство строительных материалов, сельскохозяйственных удобрений, медикаментов, пластмасс, моющих средств было бы невозможным без ОВР.

Основой важнейших природных процессов – дыхания, обмена веществ, усвоения CO_2 и выделения O_2 растениями – также являются окислительно-восстановительные реакции.

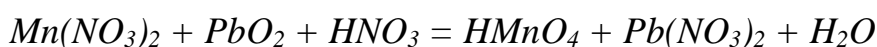
2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

2.1. Примеры решения задач

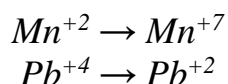
Пример 1. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции.

Решение:

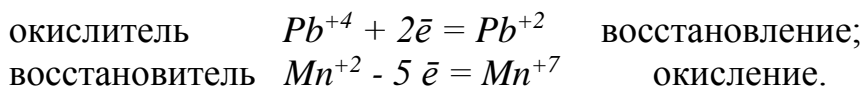
1. Записываем схему реакции:



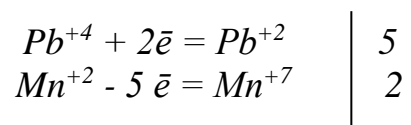
2. Выявляем элементы, которые изменили степень окисления. Для данного уравнения это будут:



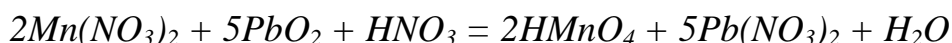
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



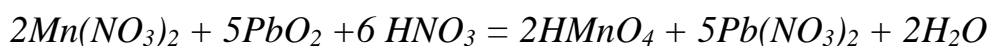
4. Справа от электронных уравнений проводим вертикальную черту и цифры, стоящие перед электронами, переносим накрест, сокращая, если можно:



5. Полученные коэффициенты 2 и 5 проставляем в уравнение перед формулами окислителя и восстановителя и их продуктов:



6. Расставляем коэффициенты перед формулами других участников реакции так, чтобы соблюдалось условие материального баланса: число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. В последнюю очередь ставят коэффициенты перед формулами среды и воды:



7. Проверку правильности составления уравнения проводим подсчетом числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения (их число должно быть одинаковым):

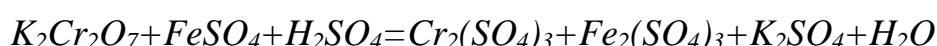
$$\text{Проверка: } 40 \text{ «O»} = 40 \text{ «O»}.$$

слева = справа

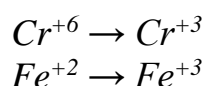
Пример 2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции.

Решение:

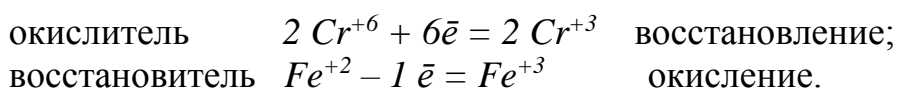
1. Записываем схему реакции:



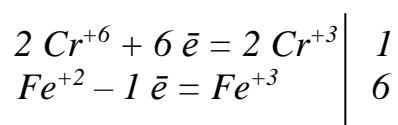
2. Выявляем элементы, которые изменили степень окисления. Для данного уравнения это будут:



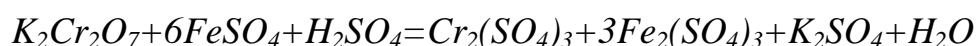
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



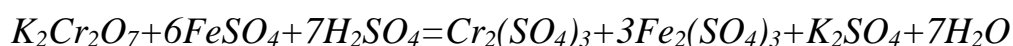
4. Справа от электронных уравнений проводим вертикальную черту и цифры, стоящие перед электронами, переносим накрест, сокращая, если можно:



5. Полученный коэффициент 6 проставляем в уравнение перед формулами окислителя и восстановителя и их продуктов:



6. Расставляем коэффициенты перед формулами других участников реакции так, чтобы соблюдалось условие материального баланса: число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. В последнюю очередь ставят коэффициенты перед формулами среды и воды:



7. Проверку правильности составления уравнения проводим подсчетом числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения (их число должно быть одинаковым):

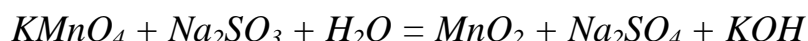
$$\text{Проверка: } 59 \text{ «O»} = 59 \text{ «O»}.$$

слева = справа

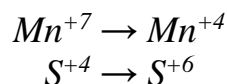
Пример 3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции.

Решение:

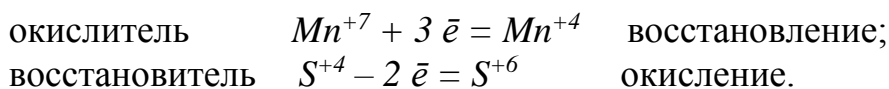
1. Записываем схему реакции:



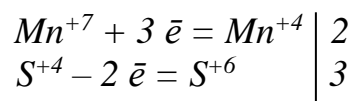
2. Выявляем элементы, которые изменили степень окисления. Для данного уравнения это будут:



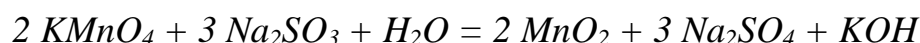
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



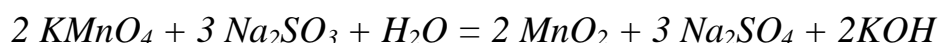
4. Справа от электронных уравнений проводим вертикальную черту и цифры, стоящие перед электронами, переносим накрест, сокращая, если можно:



5. Полученные коэффициенты 2 и 3 проставляем в уравнение перед формулами окислителя и восстановителя и их продуктов:



6. Расставляем коэффициенты перед формулами других участников реакции так, чтобы соблюдалось условие материального баланса: число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. В последнюю очередь ставят коэффициенты перед формулами среды и воды:



7. Проверку правильности составления уравнения проводим подсчетом числа атомов кислорода в левой и правой частях уравнения (их число должно быть одинаковым):

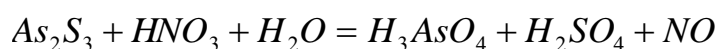
$$\text{Проверка: } 18 \text{ «O»} = 18 \text{ «O»}.$$

слева = справа

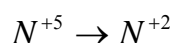
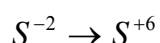
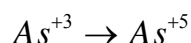
Пример 4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в ОВР.

Решение:

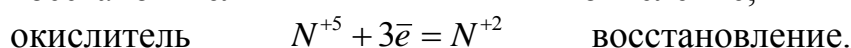
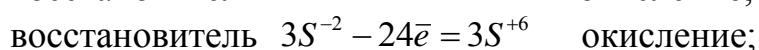
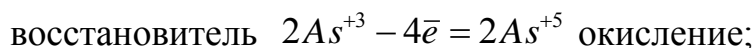
1. Записываем схему реакции:



2. Находим элементы, изменившие степень окисления:



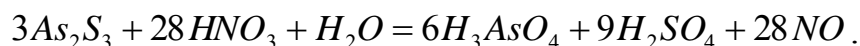
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



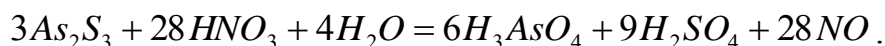
4. Находим коэффициенты, суммируя число отданных электронов:

$$\begin{array}{l|l|l} 2\text{As}^{+3} - 4\bar{e} = 2\text{As}^{+5} & - 28\bar{e} & 3 \\ 3\text{S}^{-2} - 24\bar{e} = 3\text{S}^{+6} & & \\ \hline \text{N}^{+5} + 3\bar{e} = \text{N}^{+2} & + 3\bar{e} & 28 \end{array}$$

5. Полученные коэффициенты проставляем в схему реакции перед восстановителем (As_2S_3), окислителем (HNO_3) и продуктами их превращения ($\text{H}_3\text{AsO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{NO}$):



6. Находим коэффициент перед молекулами воды по количеству атомов водорода:



7. Проверяем правильность расстановки коэффициентов подсчетом кислородного баланса: число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым:

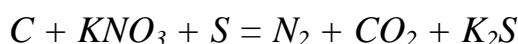
$$\text{Проверка: } 88''O'' = 88''O'' .$$

слева = справа

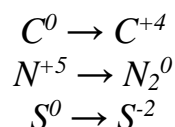
Пример 5. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в ОВР.

Решение:

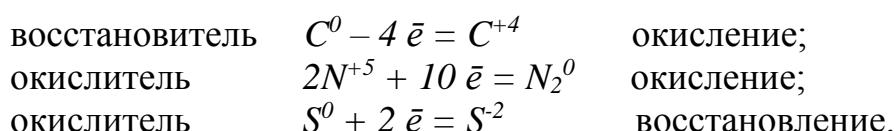
1. Записываем схему реакции:



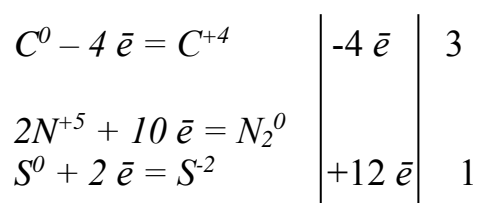
2. Находим элементы, изменившие степень окисления:



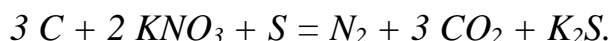
3. Составляем электронные уравнения, учитывая внутримолекулярные индексы:



4. Находим коэффициенты, суммируя число отданных электронов:



5. Полученные коэффициенты проставляем в схему реакции перед восстановителем (C), окислителем (KNO₃ и S) и продуктами их превращения (N₂, CO₂, K₂S):



6. Проверяем правильность расстановки коэффициентов подсчетом кислородного баланса: число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым:

Проверка: 6 «O» = 6 «O».
слева = справа

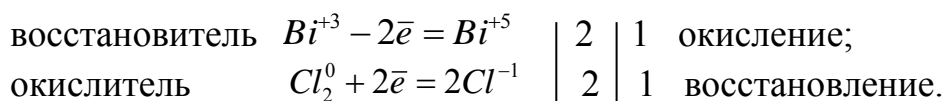
Пример 6. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций: указать окислитель и восстановитель, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, вывести формулы продуктов реакции, подобрать коэффициенты.



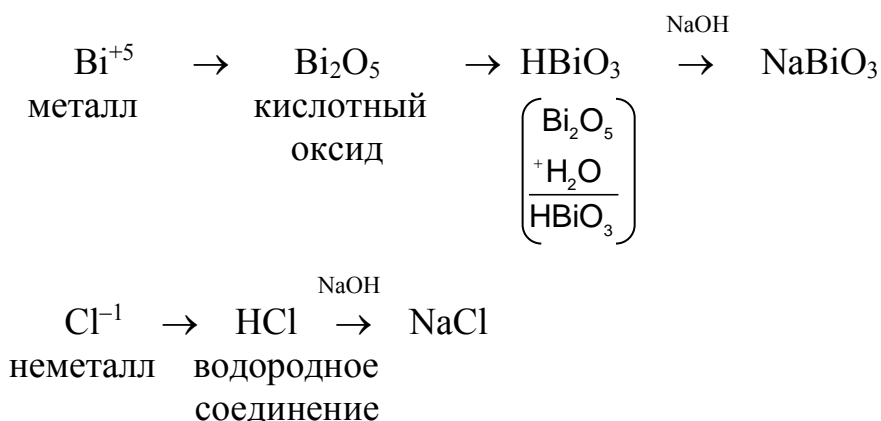
Решение: Элементами, меняющими степень окисления, являются висмут и хлор. Реакция протекает в щелочной среде (NaOH).

Висмут находится в пятой группе периодической таблицы в главной подгруппе: характерными степенями окисления являются +3 и +5. В этой реакции висмут – восстановитель и повышает степень окисления от +3 до +5. Хлор – окислитель и понижает степень окисления от 0 до –1.

Составим электронные уравнения:



Вывод продуктов:



Запишем уравнение со всеми продуктами:



Расставим основные коэффициенты перед формулами окислителя, восстановителя и их продуктов:

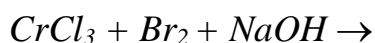


Расставим коэффициенты перед формулами остальных веществ, соблюдая условие материального баланса:



Проверка: $15"O" = 15"O"$.

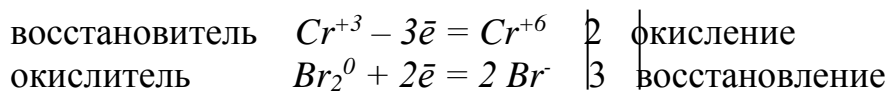
Пример 7. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций: указать окислитель и восстановитель, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, вывести формулы продуктов реакции, подобрать коэффициенты.



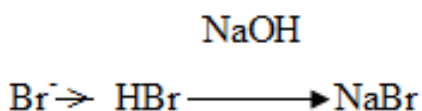
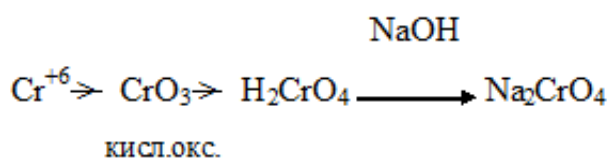
Решение: Элементами, меняющими степень окисления, являются хром и бром. Реакция протекает в щелочной среде (NaOH).

Висмут находится в шестой группе периодической таблицы в побочной подгруппе: характерными степенями окисления являются +2, +3 и +6. В этой реакции хром – восстановитель и повышает степень окисления от +3 до +6. Бром – окислитель и понижает степень окисления от 0 до –1.

Составим электронные уравнения:



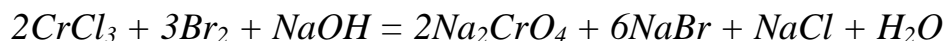
Вывод продуктов:



Запишем уравнение со всеми продуктами:



Расставим основные коэффициенты перед формулами окислителя, восстановителя и их продуктов:



Расставим коэффициенты перед формулами остальных веществ, соблюдая условие материального баланса:



Проверка: $16 \llcorner O \gg = 16 \llcorner O \gg$.
слева = справа

Пример 8. Даны две окислительно-восстановительные пары: Na_2SO_4 , Na_2SO_3 и $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$. Их стандартные окислительно-восстановительные потенциалы:

$$\varphi_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}}^0 = 0,17 \text{ В}; \quad \varphi_{Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}}^0 = 1,33 \text{ В}.$$

Среда - H_2SO_4 . Составить уравнение возможной окислительно-восстановительной реакции и рассчитать значение электродвижущей силы.

Решение: Определим в каждой окислительно-восстановительной паре окисленную и восстановленную формы:

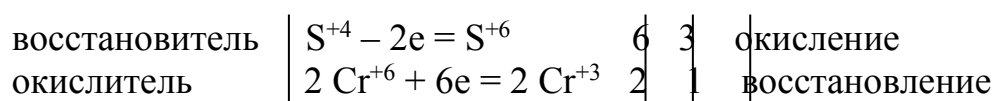
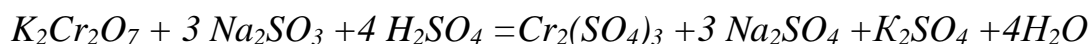


Окислительно-восстановительный потенциал второй пары выше, чем потенциал первой пары: $\varphi_{Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}}^0 > \varphi_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}}^0$.

Следовательно, более сильным окислителем является $K_2Cr_2O_7$, а более сильным восстановителем - Na_2SO_3 .

Реакция протекает самопроизвольно между окислителем $K_2Cr_2O_7$ и сильным восстановителем Na_2SO_3 и приводит к образованию $Cr_2(SO_4)_3$ и Na_2SO_4 .

Составим уравнение реакции:



Рассчитаем значение электродвижущей силы по уравнению (3):

$$E = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}} = \varphi_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}}^0 - \varphi_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}}^0 = 1,33 - 0,17 = 1,16 \text{ В.}$$

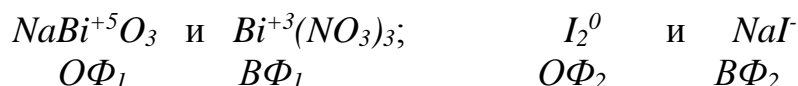
Так как электродвижущая сила реакции имеет положительную величину, то Na_2SO_3 может окислить $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Пример 9. Даны две окислительно-восстановительные пары: NaBiO_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и I_2 , NaI . Их стандартные окислительно-восстановительные потенциалы:

$$\varphi_{\text{Bi}^{+5}/\text{Bi}^{+3}}^0 = 1,8 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = 0,54 \text{ В}$$

Среда - HNO_3 . Составить уравнение возможной окислительно-восстановительной реакции и рассчитать значение электродвижущей силы.

Решение: Определим в каждой окислительно-восстановительной паре окисленную и восстановленную формы:



Окислительно-восстановительный потенциал первой пары выше, чем потенциал второй пары: $\varphi_{\text{Bi}^{+5}/\text{Bi}^{+3}}^0 > \varphi_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0$.

Следовательно, более сильным окислителем является NaBiO_3 а более сильным восстановителем - NaI .

Реакция протекает самопроизвольно между окислителем NaBiO_3 и сильным восстановителем NaI и приводит к образованию $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и I_2 .

Составим уравнение реакции:



$$\begin{array}{l} \text{окислитель} \\ \text{восстановитель} \end{array} \left| \begin{array}{l} \text{Bi}^{+5} + 2 \bar{e} = \text{Bi}^{+3} \\ 2\text{I}^- - 2 \bar{e} = \text{I}_2^0 \end{array} \right| \begin{array}{l} 2 \\ 2 \end{array} \left| \begin{array}{l} 1 \\ 1 \end{array} \right| \begin{array}{l} \text{восстановление} \\ \text{окисление} \end{array}$$

Рассчитаем значение электродвижущей силы по уравнению (3):

$$E = \varphi_{\text{окислителя}} - \varphi_{\text{восстановителя}} = \varphi_{\text{Bi}^{+5}/\text{Bi}^{+3}}^0 - \varphi_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = 1,8 - 0,54 = 1,26 \text{ В.}$$

Так как электродвижущая сила реакции имеет положительную величину, то NaI может окислить NaBiO_3 .

2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задание 1. Подберите коэффициенты в уравнениях методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, определите тип каждой окислительно-восстановительной реакции.

Вариант 1	$\text{SnSO}_4 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{SO}_2$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O} + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} = \text{HCl} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl}$
Вариант 2	$\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} + \text{O}_2$ $\text{MnCO}_3 + \text{KClO}_3 = \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{CO}_2$ $\text{CuSO}_4 + \text{HPO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuH} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
Вариант 3	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{Cl}_2 + \text{O}_2$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
Вариант 4	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{S} + \text{KOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{LiNO}_3 \rightarrow \text{Li}_2\text{O} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + \text{NH}_3 = \text{AlN} + \text{H}_2$ $\text{FeS}_2^* + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
Вариант 5	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{PH}_3$ $\text{HClO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{AgNO}_2 + \text{H}_2 = \text{Ag} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 6	$\text{CuI}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{CrO}_3 = \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
Вариант 7	$\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{SO}_3$ $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}$ $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$

Вариант 8	$\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 9	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{FeCl}_3 + \text{KI} = \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$ $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 10	$\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$
Вариант 11	$\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{KBrO} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr}$ $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 12	$\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnSe} + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{HCl}$
Вариант 13	$\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuI} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{I}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 14	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_3$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{KNO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{C} = \text{FeSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{SO}_2$
Вариант 15	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{ReO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{ReO}_3 + \text{KReO}_4 + \text{KOH}$ $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}_2\text{Se}_3 + \text{H}_2\text{TeO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBiO}_3 + \text{Se} + \text{H}_2\text{Te}$

Вариант 16	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{O}_2 + \text{Ag} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 17	$\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ $\text{NaReO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{ReO}_2 + \text{NaReO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBiO}_3 + \text{S} + \text{Cl}_2$
Вариант 18	$\text{NaBiO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{HMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 19	$\text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ $\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3$ $\text{C} + \text{KNO}_3 + \text{S} = \text{N}_2 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{S}$
Вариант 20	$\text{S} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KBrO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{KBr}$ $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
Вариант 21	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{KBr}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} = \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$ $\text{Na}_2(\text{SO}_3)\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{MnO}_2$ $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cr} + \text{CO}$
Вариант 22	$\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{HCl} = \text{W}_2\text{O}_5 + \text{SnCl}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{PbO}$ $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{ReO}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Re} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Вариант 23	$\text{S} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaI}_2 + \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{BiCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$

Вариант 24	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Hg} + \text{O}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Xe}(\text{OH})_6 + \text{KI} + \text{HCl} = \text{Xe} + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuH} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
Вариант 25	$\text{Mn}(\text{OH})_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_2$ $\text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SeO}_3$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NiS} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl}$
Вариант 26	$\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_3 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ReO}_2 \rightarrow \text{ReO} + \text{Re}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$

Примечание: * В пирите FeS_2 степень окисления железа +2 и серы – 1.

Задание 2. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций: указать окислитель и восстановитель, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, вывести формулы продуктов реакции, подобрать коэффициенты.

Вариант 1	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ge} + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$	Вариант 6	$\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$
Вариант 2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	Вариант 7	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Co} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$
Вариант 3	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$	Вариант 8	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
Вариант 4	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow$	Вариант 9	$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{SeO}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow$ $\text{SeO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$

Вариант 5	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$	Вариант 10	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Sn} + \text{NaOH} \rightarrow$
Вариант 11	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$	Вариант 16	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AuCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
Вариант 12	$\text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$	Вариант 17	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{MoO}_2 + \text{Al} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{MoO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
Вариант 13	$\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$	Вариант 18	$\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{MnO}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{Al} \rightarrow$ $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
Вариант 14	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$	Вариант 19	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{MnCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$
Вариант 15	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	Вариант 20	$\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
Вариант 21	$\text{PbO}_2 + \text{KNO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AuCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Co} + \text{HNO}_3 \text{ (оч. разб.)} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$	Вариант 24	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{MnO}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{S} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
Вариант 22	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{NaOCl} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} \rightarrow$ $\text{Be} + \text{NaOH} \rightarrow$	Вариант 25	$\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$

Вариант 23	$\text{BiCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{KMnO}_4 + \text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + .$	Вариант 26	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$
-------------------	---	-------------------	---

Задание 3. Даны две окислительно-восстановительные пары. Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (Приложение 1), составьте уравнение возможной реакции в указанной среде. Рассчитайте значение электродвижущей силы реакции.

Вариант	Окислительно-восстановительные пары		Среда
1	$\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3; \text{Sb}$	$\text{H}_2\text{SO}_4; \text{SO}_2$	H_2O
2	$\text{KNO}_3; \text{KNO}_2$	$\text{Hg}; \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$	HNO_3
3	$\text{Br}_2; \text{NaBr}$	$\text{Br}_2; \text{NaBrO}_3$	NaOH
4	$\text{O}_2; \text{H}_2\text{O}$	$\text{CrCl}_3; \text{CrCl}_2$	HCl
5	$\text{Na}_2\text{MnO}_4; \text{MnSO}_4$	$\text{NaBr}; \text{Br}_2$	H_2SO_4
6	$\text{NO}_2; \text{HNO}_3$	$\text{Cu}_2\text{O}; \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	–
7	$\text{NaCrO}_2; \text{Na}_2\text{CrO}_4$	$\text{H}_2\text{O}; \text{H}_2\text{O}_2$	NaOH
8	$\text{KNO}_2; \text{KNO}_3$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2; \text{PbO}_2$	HNO_3
9	$\text{H}_2\text{O}_2; \text{O}_2$	$\text{AuCl}_3; \text{Au}$	NaOH
10	$\text{AgNO}_3; \text{Ag}$	$\text{O}_2; \text{H}_2\text{O}_2$	NH_4OH
11	$\text{KCl}; \text{Cl}_2$	$\text{KBrO}_3; \text{Br}_2$	KOH
12	$\text{Na}_2\text{SeO}_3; \text{Na}_2\text{SeO}_4$	$\text{Cl}_2; \text{NaCl}$	NaOH
13	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3; \text{FeSO}_4$	$\text{HNO}_2; \text{NO}$	H_2SO_4
14	$\text{I}_2; \text{HI}$	$\text{H}_2\text{S}; \text{H}_2\text{SO}_4$	H_2O
15	$\text{NO}; \text{HNO}_3$	$\text{Se}; \text{H}_2\text{SeO}_3$	–
16	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3; \text{K}_2\text{CrO}_4$	$\text{KCl}; \text{Cl}_2$	KOH
17	$\text{KBiO}_3; \text{BiCl}_3$	$\text{Cl}_2; \text{HCl}$	–
18	$\text{Na}_2\text{SnO}_2; \text{Na}_2\text{SnO}_3$	$\text{Br}_2; \text{NaBr}$	NaOH
19	$\text{K}_2\text{CrO}_4; \text{KCrO}_2$	$\text{KCl}; \text{Cl}_2$	KOH
20	$\text{H}_3\text{AsO}_3; \text{H}_3\text{AsO}_4$	$\text{KMnO}_4; \text{MnSO}_4$	H_2SO_4
21	$\text{Cl}_2; \text{NaCl}$	$\text{Na}_2\text{SeO}_3; \text{Na}_2\text{SeO}_4$	NaOH
22	$\text{NO}; \text{HNO}_3$	$\text{Se}; \text{H}_2\text{SeO}_3$	–
23	$\text{K}_2\text{MnO}_4; \text{MnSO}_4$	$\text{K}_2\text{MnO}_4; \text{KMnO}_4$	KOH
24	$\text{HNO}_2; \text{NO}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3; \text{FeSO}_4$	H_2SO_4
25	$\text{Br}_2; \text{NaBr}$	$\text{Br}_2; \text{NaBrO}_3$	NaOH
26	$\text{MnCl}_2; \text{MnO}_2$	$\text{KBrO}; \text{KBr}$	KOH

2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы

ТЕСТ № 1

1. Окислитель – это атом, молекула или ион, который ...
 - 1) увеличивает свою степень окисления
 - 2) принимает электроны
 - 3) отдает свои электроны
2. Процесс восстановления имеет место в случае, когда ...
 - 1) нейтральные атомы превращаются в положительно-заряженные ионы
 - 2) положительный заряд иона уменьшается
 - 3) отрицательный заряд иона увеличивается
3. Из представленных ниже реакций к ОВР диспропорционирования принадлежит ...
 - 1) $S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$
 - 2) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$
 - 3) $Mg + S = MgS$
4. К восстановителям относятся ...
 - 1) металлы, водород, углерод
 - 2) активные неметаллы
 - 3) элементы, находящиеся в средней части периодической системы
5. Степени окисления кислорода а) в воде и б) в пероксиде водорода соответственно равны ...
 - 1) а) – 2; б) – 2
 - 2) а) – 2; б) + 2
 - 3) а) – 2; б) – 1
6. Перманганат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливается до ...
 - 1) катиона Mn^{2+}
 - 2) манганат-иона MnO_4^{2-}
 - 3) оксида марганца (II) MnO
7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме
 $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ равна
 - 1) 26
 - 2) 18
 - 3) 35
8. Сумма коэффициентов в реакции $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ равна

- 1) 30
- 2) 26
- 3) 35

ТЕСТ № 2

1. Восстановитель – это атом, молекула или ион, который ...
- 1) уменьшает свою степень окисления
 - 2) принимает электроны
 - 3) отдает свои электроны
2. Процесс окисления имеет место в случае, когда ...
- 1) нейтральные атомы превращаются в отрицательно-заряженные ионы
 - 2) положительный заряд иона уменьшается
 - 3) отрицательный заряд иона уменьшается
3. Из представленных ниже реакций к ОВР внутримолекулярного окисления-восстановления принадлежит ...
- 1) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - 2) $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4. К окислителям относятся
- 1) металлы
 - 2) соединения, содержащие элементы в высших степенях окисления
 - 3) соединения, содержащие элементы в отрицательных степенях окисления
5. Степени окисления хрома а) в хромате и б) дихромате калия соответственно равны ...
- 1) а) +6 и б) +6
 - 2) а) –6 и б) +6
 - 3) а) +3 и б) +3
6. Перманганат калия в ОВР, протекающих в слабощелочной среде, восстанавливается до ...
- 1) катиона Mn^{2+}
 - 2) оксида марганца (IV) MnO_2
 - 3) манганат-иона MnO_4^{2-}
7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ равна
- 1) 17

- 2) 19
- 3) 23

8. Сумма коэффициентов в реакции $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$ равна

- 1) 17
- 2) 20
- 3) 15

ТЕСТ № 3

1. Процесс восстановления имеет место в случае, когда ...

- 1) положительный заряд иона уменьшается
- 2) нейтральные атомы превращаются в положительно-заряженные ионы
- 3) отрицательный заряд иона увеличивается

2. Важнейшими восстановителями являются ...

- 1) соединения, содержащие атомы металлов в состоянии низшей степени окисления
- 2) азотная и концентрированная серная кислоты
- 3) соединения, содержащие атомы неметаллов в отрицательной степени окисления

3. Окислитель – это вещество, атомы которого ...

- 1) отдают свои электроны
- 2) принимают свои электроны
- 3) окисляются

4. Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

- 1) обмена, разложения и соединения
- 2) межмолекулярные, ионные и электронные
- 3) внутримолекулярные, межмолекулярные и диспропорционирования

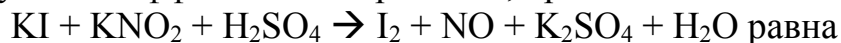
5. Степени окисления марганца а) в перманганате калия и б) в манганате натрия соответственно равны ...

- 1) а) +7 и б) +6
- 2) а) +7 и б) +7
- 3) а) +6 и б) +7

6. Дихромат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливается до ...

- 1) хромат-иона CrO_4^{2-}
- 2) оксида хрома (III) Cr_2O_3
- 3) катиона Cr^{3+}

7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме



- 1) 14
- 2) 11
- 3) 13

8. Сумма коэффициентов в реакции $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ равна

- 1) 11
- 2) 9
- 3) 17

ТЕСТ № 4

1. Восстановитель – это вещество, атомы которого ...

- 1) окисляются
- 2) понижают степень окисления
- 3) принимают электроны

2. Укажите уравнение реакции, в которой атом - окислитель и атом - восстановитель находится в составе одной и той же молекулы

- 1) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- 2) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- 3) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

3. Степени окисления серы и кислорода в персульфате натрия соответственно равны

- 1) + 6 и – 1
- 2) + 7 и – 2
- 3) + 3 и – 1

4. Процесс окисления имеет место в случае, когда ...

- 1) присоединяются электроны
- 2) повышается степень окисления атомов
- 3) положительный заряд иона уменьшается

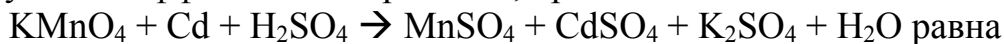
5. Важнейшими окислителями являются ...

- 1) щелочные металлы
- 2) соединения, содержащие атомы неметаллов в состоянии положительной степени окисления
- 3) углерод, водород

6. Количественным критерием возможности протекания окислительно-восстановительного процесса является ...

- 1) положительное значение окислительно-восстановительного потенциала восстановителя
- 2) отрицательное значение разности электроотрицательностей восстановителя и окислителя
- 3) положительное значение разности стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций окисления и восстановления

7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме



- 1) 31
- 2) 37
- 3) 21

8. Сумма коэффициентов в реакции $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ равна

- 1) 34
- 2) 30
- 3) 32

ТЕСТ № 5

1. В уравнении $\text{Fe}^{+3} + e \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ показан процесс:

- 1) восстановления
- 2) окисления
- 3) растворения

2. Примером окислительно-восстановительной реакции является:

- 1) разложение известняка
- 2) разложение азотной кислоты
- 3) нейтрализация азотной кислоты

3. Важнейшими окислителями являются ...

- 1) нейтральные атомы и молекулы неметаллов
- 2) соединения, содержащие атомы в состоянии промежуточной степени окисления
- 3) нейтральные атомы металлов

4. Окислитель – это вещество, атомы которого ...

- 1) окисляются
- 2) повышают степень окисления
- 3) восстанавливаются

5. Степень окисления азота в следующих соединениях: $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$; N_2 ; NaNO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ равна

- 1) - 3; 0; + 5; -- 3

- 2) + 1; 0; + 3; -- 3
- 3) + 2; 0; + 3; + 5

6. Назовите пять металлов, которые могут быть использованы для восстановления металлического серебра из водного раствора нитрата серебра

- 1) Ba; Al; Zn; Pb; Cu
- 2) K; Fe; Cr; Hg; Au
- 3) Na; Mg; Mn; Cr; Hg

7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме



- 1) 14
- 2) 12
- 3) 11

8. Сумма коэффициентов в реакции $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ равна

- 1) 13
- 2) 10
- 3) 17

ТЕСТ № 6

1. Важнейшими восстановителями являются ...

- 1) положительно заряженные ионы металлов
- 2) нейтральные атомы металлов
- 3) перманганат калия

2. В уравнении $\text{Zn}^0 - 2e \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ показан процесс

- 1) восстановления
- 2) окисления
- 3) разложения

3. Восстановитель – это атом, молекула или ион, который ...

- 1) увеличивает свою степень окисления
- 2) понижает свою степень окисления
- 3) принимает электроны

4. Степень окисления водорода а) в ионе аммония и б) в гидриде натрия соответственно равны

- 1) а) + 1 и б) – 1
- 2) а) +1 и б) + 1
- 3) а) – 1 и б) – 1

5. Любая окислительно-восстановительная реакция включает два процесса:
- 1) выделение и поглощение теплоты
 - 2) окисление и восстановление
 - 3) ионизация и диссоциация
6. Продуктом восстановления перманганата калия в сильно щелочной среде является
- 1) соли Mn^{2+}
 - 2) MnO_2
 - 3) K_2MnO_4
7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$ равна
- 1) 22
 - 2) 24
 - 3) 20
8. Сумма коэффициентов в реакции $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ равна
- 1) 23
 - 2) 21
 - 3) 19

ТЕСТ № 7

1. Восстановитель – это вещество, атомы которого ...
- 1) уменьшают свою степень окисления
 - 2) принимает электроны
 - 3) отдает валентные электроны
2. В уравнении $Fe^{+2} - 1e \rightarrow Fe^{+3}$ показан процесс
- 1) диссоциации
 - 2) восстановления
 - 3) окисления
3. Из представленных ниже реакций к ОВР межмолекулярного окисления-восстановления принадлежит ...
- 1) $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$
 - 2) $Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$
 - 3) $4Mg + 10HNO_3 = 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$
4. Степени окисления кислорода а) в воде и б) в пероксиде водорода соответственно равны ...
- 1) а) – 2 и б) – 2
 - 2) а) – 2 и б) + 2

3) а) – 2 и б) – 1

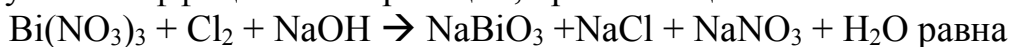
5. Важнейшими окислителями являются ...

- 1) щелочные металлы
- 2) соединения, содержащие атомы неметаллов в состоянии положительной степени окисления
- 3) углерод и водород

6. Дихромат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливаются до ...

- 1) оксида хрома (III) Cr_2O_3
- 2) катиона Cr^{3+}
- 3) хромат-иона CrO_4^{2-}

7. Сумма коэффициентов в реакции, протекающей по схеме



- 1) 17
- 2) 13
- 3) 19

8. Сумма коэффициентов в реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ равна

- 1) 19
- 2) 15
- 3) 17

2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных свойств металлов, неметаллов и их соединений, освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Оборудование: пробирки, пипетки, шпатели, водяная баня.

Реактивы: реактивы (в соответствии с таблицами 1-3).

2.4.1. Определение направления окислительно-восстановительной реакции

Порядок выполнения работы

1. Даны окислительно-восстановительные пары А и В, среда С и стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов этих пар (табл. 1). Оценив значения потенциалов пар, определить наиболее сильный окислитель и наиболее сильный восстановитель. Рассчитать значение электродвижущей силы.

2. Составить уравнение реакции, учитывая, что окислительно-восстановительная реакция протекает самопроизвольно между сильным окислителем и сильным восстановителем. Прodelать реакцию: в пробирку внести 5-6 капель окислителя, затем добавить примерно столько же среды (раствор С) и до видимых изменений добавить восстановитель. Отметить наблюдения.

3. Сделать вывод о возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции.

Таблица 1

Данные к опыту 2.4.1

Вариант	Окислительно-восстановительные пары		Среда С	Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы пар			
	А	В		А	$\varphi^0, В$	В	$\varphi^0, В$
1	FeSO ₄ Fe ₂ (SO ₄) ₃	K ₂ Cr ₂ O ₇ Cr ₂ (SO ₄) ₃	H ₂ SO ₄	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	+0,77	Cr ₂ O ₇ ²⁻ /2Cr ³⁺	+1,33
2	KMnO ₄ MnO ₂	Na ₂ SO ₃ Na ₂ SO ₄	H ₂ O	MnO ₄ ⁻ /MnO ₂	+1,17	SO ₄ ²⁻ /SO ₃ ²⁻	+0,16
3	MnSO ₄ KMnO ₄	NaNO ₂ NaNO ₃	H ₂ SO ₄	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	+1,51	NO ₃ ⁻ /NO ₂ ⁻	+0,93
4	KMnO ₄ MnO ₂	H ₂ O ₂ O ₂	H ₂ O	MnO ₄ ⁻ /MnO ₂	+1,17	O ₂ /H ₂ O ₂	+0,68
5	Na ₂ SO ₃ Na ₂ SO ₄	K ₂ Cr ₂ O ₇ Cr ₂ (SO ₄) ₃	H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻ /SO ₃ ²⁻	+0,16	Cr ₂ O ₇ ²⁻ /2Cr ³⁺	+1,33
6 ¹	K ₂ CrO ₄ KCrO ₂	KBr Br ₂	KOH	CrO ₄ ²⁻ /CrO ₂ ⁻	-0,17	Br ₂ /2Br ⁻	+1,07
7	FeSO ₄ Fe ₂ (SO ₄) ₃	MnSO ₄ KMnO ₄	H ₂ SO ₄	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	+0,77	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	+1,51
8	KMnO ₄ K ₂ MnO ₄	Na ₂ SO ₃ Na ₂ SO ₄	KOH	MnO ₄ ⁻ /MnO ₄ ²⁻	+0,56	SO ₄ ²⁻ /SO ₃ ²⁻	-0,94
9	KMnO ₄ MnSO ₄	H ₂ O ₂ O ₂	H ₂ SO ₄	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	+1,51	O ₂ /H ₂ O ₂	+0,68
10	KMnO ₄ MnO ₂	(NH ₄) ₂ S S	H ₂ O	MnO ₄ ⁻ /MnO ₂	+1,17	S/S ²⁻	-0,44
11 ²	SnCl ₂ (кр) SnCl ₄	KMnO ₄ MnCl ₂	HCl	Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	+0,15	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	+1,51
12	K ₂ CrO ₄ Cr ₂ (SO ₄) ₃	Br ₂ KBr	KOH	CrO ₄ ²⁻ /Cr ³⁺	-0,17	Br ₂ /2Br ⁻	+1,07

Примечание: ¹ - для получения раствора $KCrO_2$ следует к 2-3 каплям раствора $Cr_2(SO_4)_3$ добавить по каплям раствор KOH (2н) до получения прозрачного раствора; ² - (кр) – кристаллическое вещество.

2.4.2. Окислительные свойства соединений элементов с высшей степенью окисления

Порядок выполнения работы

1. Согласно варианту (табл. 2) в пробирку внести 5-6 капель раствора А (или 1/2 микрошпателя кристаллического вещества), затем добавить примерно столько же раствора В (среда) и до видимых изменений добавить вещество С. Отметить наблюдения.

2. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции: указать окислитель и восстановитель; составить электронные уравнения; исходя из новых степеней окисления окислителя и восстановителя вывести формулы основных продуктов реакции. Методом электронного баланса подобрать коэффициенты.

Таблица 2

Данные к опыту 2.4.2

Вариант	Исходные вещества			Примечание
	А	В (среда)	С	
1	$KMnO_4$	KOH	$Na_2SO_3(кр)$	
2	$K_2Cr_2O_7$	$NaOH$	$FeSO_4(кр)$	
3	$K_2Cr_2O_7$	H_2SO_4	$Na_2SO_3(кр)$	
4	$NaBiO_3(кр)$	$NaOH_{(конц)}$	$SnCl_2(кр)$	Дать отстояться
5	$NaBiO_3(кр)$	$NaOH_{(конц)}$	$MnSO_4$	Дать отстояться
6	$KMnO_4$	H_2SO_4	$Na_2SO_3(кр)$	
7	$K_2Cr_2O_7$	HCl	$SnCl_2(кр)$	
8	$H_2SO_4(конц)$	-	$KNO_2(кр)$	Отметить выделение
9	$K_2Cr_2O_7$	H_2SO_4	$FeSO_4(кр)$	
10	$K_2Cr_2O_7$	KOH	$FeSO_4(кр)$	
11	$KMnO_4$	H_2SO_4	$Na_2SO_3(кр)$	
12	$KMnO_4$	H_2SO_4	$NaNO_2(кр)$	

Примечание: (конц) – концентрированный раствор.

2.4.3. Восстановительные свойства соединений элементов с низшей степенью окисления

Порядок выполнения работы

1. Согласно варианту (табл. 3) в пробирку внести 5-6 капель раствора А (или 1/2 микрошпателя кристаллического вещества), затем добавить примерно столько же раствора В (среда) и до видимых изменений добавить вещество С. Отметить наблюдения.

2. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции: указать окислитель и восстановитель; составить электронные уравнения; исходя из новых степеней окисления окислителя и восстановителя, вывести формулы основных продуктов реакции. Методом электронного баланса подобрать коэффициенты.

3. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений, в состав которых входят элементы в низшей степени окисления.

Таблица 3

Данные к опыту 2.4.3

Вариант	Исходные вещества			Примечание
	А	В	С	
1	FeCl ₃	-	SnCl _{2(кр)}	Добавить KSCN
2	H ₂ O ₂	HCl	KI	Добавить крахмал
3	Br ₂	NaOH	Cr ₂ (SO ₄)	
4	K ₂ Cr ₂ O ₇	HCl	SnCl _{2(кр)}	
5	NaNO _{2(к)}	H ₂ SO ₄	KI	Добавить крахмал
6	I ₂	H ₂ O	SnCl _{2(кр)}	
7	Na ₂ SO _{3(к)}	H ₂ O	(NH ₄) ₂ S	
8	KNO _{2(кр)}	H ₂ SO ₄	KI	Добавить крахмал
9	Na ₂ SO _{3(к)}	-	H ₂ S	
10	H ₂ O ₂	H ₂ SO ₄	NaI	Добавить крахмал
11	KMnO ₄	H ₂ O	MnSO ₄	
12	Bi(NO ₃) ₃	NaOH _(ко)	SnCl _{2(кр)}	

2.5. Контрольные вопросы

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Что называют окислением и восстановлением?
3. Что называют окислителем и восстановителем?

4. Назовите вещества, известные как сильные окислители.
5. Назовите вещества, известные как сильные восстановители.
6. Определите степени окисления атома азота в следующих соединениях: HNO_3 , HNO_2 , NO , NO_2 , NH_4Cl , N_2H_4 , N_2O_5 .
7. Что называют окисленной формой и восстановленной формой вещества?
8. В каких случаях вещества проявляют только окислительную функцию? Приведите примеры.
9. В каких случаях вещества проявляют только восстановительную функцию? Приведите примеры.
10. В каких случаях вещества проявляют окислительную и восстановительную функции? Приведите примеры.
11. Что такое окислительно-восстановительный потенциал?
12. Что такое электродвижущая сила окислительно-восстановительной реакции?

2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ

1. Опыты с ядовитыми веществами, концентрированными кислотами и щелочами проводите в вытяжном шкафу.
2. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении веществ по запаху склянку держите на расстоянии и направляйте движением руки воздух от отверстия склянки к носу.
3. Химические реакции выполняйте с такими количествами и концентрациями и в тех условиях, как это указано в описании опыта.
4. Нагревая или наливая раствор, не наклоняйтесь над сосудом, так как возможен выброс или разбрызгивание жидкости.
5. Для избежания ожогов соблюдайте осторожность в обращении с нагретыми предметами и с едкими реактивами (кислотами и щелочами).
6. При ожоге реактивом обожженное место промойте большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соды (в случае ожога кислотой), а затем опять водой и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю. При термическом ожоге обожженное место обработайте перманганатом калия.
7. Не включайте и не выключайте без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы.
8. С легковоспламеняющимися жидкостями нельзя работать вблизи нагревательных приборов.
9. При воспламенении горючих веществ выключите электронагревательные приборы. Горящие жидкости прикройте войлоком или засыпьте песком.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Основы химии: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014.-560с.: - (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-905554-40-7. - URL: <http://znanium.com/bookread2.php?book=421658> - (дата обращения: 14.10.2019). - Текст: электронный.
2. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов /Н.В. Коровин –9-е изд., перераб.- М.: Высш. шк., 2007.- 557 с.: ил. - ISBN 978-5-06-004403-4. - Текст: непосредственный.
3. Мушкамбаров Н.Н.. Физическая и коллоидная химия [Текст]: учебник / Н.Н. Мушкамбаров – М.: ГЭОТАР-МЕД, 2002.
4. Кругляков П. М. Физическая и коллоидная химия [Текст] : учебное пособие / П. М. Кругляков, Т. Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2007. - 319 с. : ил. – ISBN 978-5-06-004404-1.
5. Пономарева К.С., Гугля В.Г., Никольский Г.С. Сборник задач по физической химии: Учеб. пособие. – М.: МИСИС, 2007.
6. Краткий справочник физико-химических величин / сост.: Н. М. Барон, А. М. Пономарева, А. А. Равдель, З. Н. Тимофеева; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб. : Иван Федоров, 2003. - 238 с. : ил. - ISBN 5-8194-0071-2. - Текст: непосредственный.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных пар в водном растворе

ОФ	ВФ	φ^0 , В	среда	ОФ	ВФ	φ^0 , В	среда
АЗОТ N				ОЛОВО Sn			
N ₂	NH ₃	-0,141	н	Sn ⁴⁺	Sn ²⁺	0,15	к
HNO ₂	NO	1,004	к	SnO ₃ ²⁻	SnO ₂ ²⁻	-0,96	щ
NO ₃ ⁻	NO ₂	0,779	к	РТУТЬ Hg			
NO ₃ ⁻	HNO ₂	0,93	к	Hg ₂ ²⁺	Hg	0,79	к
NO ₃ ⁻	NO	0,995	к	СВИНЕЦ Pb			
БРОМ Br				PbO ₂	Pb ²⁺	1,455	к
Br ₂	2Br ⁻	1,065	-	Селен Se			
2BrO ₃ ⁻	Br ₂	0,517	щ	H ₂ SeO ₃ (SeO ₂)	Se	0,741	к
ВИСМУТ Bi				SeO ₄ ²⁻	H ₂ SeO ₃	1,15	к
BiO ₃ ⁻	Bi ₃ ⁺	1,808	щ	SeO ₄ ²⁻	SeO ₃ ²⁻	-0,001	щ
ЖЕЛЕЗО Fe				СЕРА S			
Fe ³⁺	Fe ²⁺	0,77	-	S	H ₂ S	0,144	к
ЗОЛОТО Au				S	S ²⁻	-0,444	к
Au(OH) ₃	Au	0,535	щ	H ₂ SO ₃ (SO ₂)	H ₂ S	0,349	к
ЙОД I				H ₂ SO ₃ (SO ₂)	S	0,450	к
I ₂	2I ⁻	0,535	-	SO ₄ ²⁻	H ₂ S	0,302	к
2 IO ₃ ⁻	I ₂	1,19	к	SO ₄ ²⁻	SO ₂ , H ₂ SO ₃	0,161	к
КИСЛОРОД O ₂				SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	-0,932	щ
H ₂ O ₂	H ₂ O	0,878	щ	СЕРЕБРО Ag			
O ₂	H ₂ O	1,229	к	Ag ⁺	Ag	0,799	к
O ₂	H ₂ O, OH ⁻	0,401	щ	СУРЬМА Sb			
O ₂	H ₂ O ₂	0,694	к	Sb ³⁺	Sb	0,240	-
O ₂	H ₂ O ₂	-0.076	щ	ТЕЛЛУР Te			
МАРГАНЕЦ Mn				H ₂ TeO ₄	TeO ₂	1/249	к
MnO ₄ ²⁻	Mn ²⁺	1,775	к	ХЛОР Cl			
MnO ₄ ²⁻	MnO ₂	0,652	щ	Cl ₂	2Cl ⁻	1,36	-
MnO ₄ ²⁻	Mn(OH) ₂	0,3045	щ	ClO ⁻	Cl ⁻	0,92	щ
MnO ₄ ⁻	Mn ²⁺	1,51	к	ХРОМ Cr			

ОФ	ВФ	φ^0 , В	среда	ОФ	ВФ	φ^0 , В	среда
MnO_4^-	MnO_2	1,174	н	Cr^{3+}	Cr^{2+}	-0,409	к
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	0,558	щ	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	1,333	к
МЕДЬ Cu				CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	-0,125	н
Cu^{2+}	Cu^+	0,158	-	CrO_4^{2-}	CrO_2^- CrO_3^{3-}	-0,165	щ
МЫШЬЯК As				ЦИНК Zn			
H_3AsO_4	H_3AsO_3 (As_2O_3)	0,586	к	Zn^{2+}	Zn	-0,76	к

Примечание: **ОФ** – окислительная пара (окислитель);

ВФ – восстановленная форма (восстановитель);

φ^0 – стандартный потенциал окислительно-восстановительной пары;

к – кислая среда;

н – нейтральная среда;

щ – щелочная среда;

(-) – потенциал не зависит от среды.

Учебное текстовое электронное издание

**Муллина Эльвира Ринатовна
Мишурина Ольга Алексеевна**

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Практикум

0,93 Мб

1 электрон. опт. диск

г. Магнитогорск, 2020 год
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова»
Адрес: 455000, Россия, Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра химии
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru