

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЛЕСОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
Кафедра общей и неорганической химии

С.В. Целищева
Л.В. Демидова
Б.П. Серeda
Т.Б. Голубева
О.М. Подковыркина

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания для лабораторных и практических занятий
для студентов очной и заочной форм обучения
направлений:

- 240100** – Химическая технология и биотехнология;
- 240400** – Химическая технология органических веществ и топлива;
- 240500** – Химическая технология высокомолекулярных соединений
и полимерных материалов;
- 250000** – Воспроизводство и переработка лесных ресурсов;
- 250300** – Технология и оборудование лесозаготовительных и дерево-
перерабатывающих производств;
- 261201** – Технология и дизайн упаковочного производства;
- 280200** – Защита окружающей среды по дисциплинам
«Химия» и «Общая и неорганическая химия»

Екатеринбург
2009

Печатается по рекомендации методической комиссии ИЭФ.
Протокол № 1 от 15 октября 2008 г.

Рецензент – доцент кафедры ОиНХ, канд. техн. наук Л.П. Леканов

Редактор Е.Л. Михайлова
Оператор Г.И. Романова

Подписано в печать 08.07.09		Внеплановая
Плоская печать	Формат 60×84 1/16	Тираж 200 экз.
Заказ №	Печ. л. 2,56	Цена 8 руб. 60 коп.

Редакционно-издательский отдел УГЛТУ
Отдел оперативной полиграфии УГЛТУ

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	4
1. Теоретическая часть.....	5
1.1 Понятие об окислительно-восстановительных процессах. Степень окисления.....	5
1.2 Оценка окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений.....	6
1.3 Классификация окислительно-восстановительных реакций.....	6
1.4 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	7
1.4.1 Метод электронного баланса.....	7
1.4.2 Метод ионно-электронного баланса (полуреакций).....	7
1.4.3 Окислительно-восстановительные реакции с заданной средой.....	8
1.4.4 Окислительно-восстановительные реакции с участием пероксида водорода.....	10
1.4.5 Окислительно-восстановительные реакции с выводом среды.....	11
1.5 Осуществимость протекания окислительно-восстановительного процесса на основе значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.....	13
1.6 Вычисление окислительно-восстановительных эквивалентов...	17
1.7 Влияние концентрации реагентов, рН среды, температуры, комплексообразования на протекание окислительно-восстановительных реакций.....	18
2. Задачи для самостоятельной работы.....	21
3. Экспериментальная часть.....	32
Приложения.....	36
Рекомендуемая литература.....	43

ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемые методические указания предназначены для организации как самостоятельной внеаудиторной работы студентов очной, очно-заочной и заочной форм обучения по теме общей и неорганической химии «Окислительно-восстановительные реакции», так и для учебно-исследовательской работы студентов (УИРС) по этой же теме в лаборатории.

При подготовке данных методических указаний авторами были использованы ранее изданные методические указания и учебное пособие кафедры общей и неорганической химии [1,2].

Методические указания состоят из теоретической, практической и экспериментальной частей. Методические указания предлагают ряд контрольных заданий, которые студенты выполняют во внеаудиторное время. В соответствии с приведенными вариантами индивидуальных заданий студенты выполняют лабораторные учебно-исследовательские работы. Необходимый теоретический материал для выполнения приведен в теоретической части методических указаний.

Перед выполнением практического эксперимента в лаборатории студентами в качестве внеаудиторной самостоятельной работы выполняется теоретическое прогнозирование данного эксперимента. При выполнении теоретической и практической работ рекомендуется использовать литературу из библиографического списка, а также конспекты лекций.

ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

Цель: *Получение основных понятий об окислительно-восстановительных процессах, степени окисления. Оценка окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Решение проблемы осуществимости протекания окислительно-восстановительного процесса на основе значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Вычисление окислительно-восстановительных эквивалентов. Изучение влияния среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.*

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1. Понятие об окислительно-восстановительных процессах. Степень окисления

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих молекул, называются *окислительно-восстановительными* (ОВР).

Степень окисления (с.о.) - это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов. Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение, которое ставится над символом элемента сверху: $\overset{+1}{\text{K}} \overset{-1}{\text{I}}$, $\overset{0}{\text{H}_2}$, $\overset{+1}{\text{K}} \overset{-0,5}{\text{O}_2}$. Положительная или отрицательная с.о. определяется по относительной электроотрицательности атомов в молекуле: более электроотрицательный атом оттягивает на себя электронные пары, образующие ковалентные связи, и приобретает отрицательную с.о.

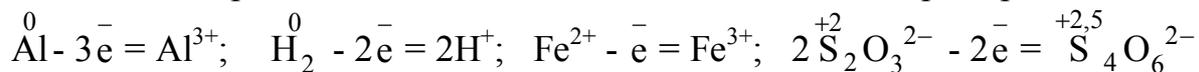
Правило для расчета степеней окисления: сумма с.о. атомов в соединении равна нулю, а в сложном ионе - заряду иона.

Принято, что знак перед цифрой и цифра означают степень окисления, цифра и знак после цифры – заряд иона. Для элементарных ионов они совпадают: ион Al^{3+} имеет степень окисления +3.

В соединениях щелочные металлы всегда проявляют с.о. +1, щелочно-земельные +2; водород +1 (кроме гидридов металлов, где с.о. -1), кислород чаще -2, в пероксидных и надпероксидных соединениях -1 и -1/2 соответственно, с фтором, как с более электроотрицательным элементом, +2.

Используют понятия: *высшая с.о.* - наибольшее из возможных для данного атома значение, равное числу валентных электронов или номеру группы периодической системы элементов (кроме элементов 8 группы), *промежуточная* и *низшая с.о.* - наименьшее из возможных значение.

Окисление - процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов, с.о. частицы при этом повышается. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*. Например,



Восстановление - процесс соединения электронов с атомом, молекулой или ионом, с.о. частицы при этом понижается. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются *окислителями*. Например,

$$\overset{0}{\text{S}} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}; \quad \text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-; \quad \text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}; \quad \overset{+}{\text{O}}\overset{-}{\text{Cl}} + 2\bar{e} + 2\text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$$

1.2. Оценка окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений

В качестве *окислителей* могут выступать:

1) элементарные вещества, атомы которых могут легко присоединять электроны, т.е. типичные неметаллы - F₂, Cl₂, Br₂, I₂, O₂, O₃;

2) положительно заряженные ионы металлов в высшей с.о. – Sn⁴⁺, Fe³⁺, Ce⁴⁺, Cu²⁺, Hg²⁺ и т.д., а также ион водорода H⁺. В зависимости от условий протекания реакции эти ионы могут восстанавливаться как до ионов с промежуточной с.о., так и до свободного состояния;

3) кислородсодержащие соединения, включающие атомы металлов или неметаллов в высшей с.о.: HNO₃, H₂SO₄, H₂SeO₄, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, HClO₄ и т.д.

В качестве *восстановителей* могут выступать:

1) элементарные вещества, атомы которых способны легко отдавать электроны: металлы, водород, углерод и т.д.;

2) отрицательно заряженные атомы неметаллов в соединениях: H₂S, H₂Se, H₂Te, HI, HBr и их соли, а также AsH₃, PH₃, NH₃, NaH, CaH₂ и т.д.;

3) некоторые ионы металлов с промежуточными с.о.: Sn²⁺, Fe²⁺, Hg₂²⁺, Cr²⁺ и т.д.

Если элемент, входящий в состав химического соединения, проявляет:

- высшую с.о., то в ОВР он может являться только окислителем;

- низшую с.о., то в ОВР он может являться только восстановителем;

- промежуточную с.о., то в ОВР он может быть как окислителем, так и восстановителем, т.е. проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

1.3. Классификация окислительно-восстановительных реакций

ОВР можно разделить на три типа:

1) межмолекулярные: S + O₂ = SO₂, в которых окислитель и восстановитель принадлежат разным молекулам;

2) внутримолекулярные: $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$, в которых окислитель и восстановитель являются разными элементами одной и той же молекулы;

3) диспропорционирования (самоокисления - самовосстановления): $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$, в которых окислителем и восстановителем являются разные атомы одного и того же элемента.

1.4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Для составления уравнения окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса (полуреакций).

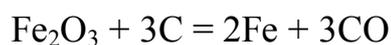
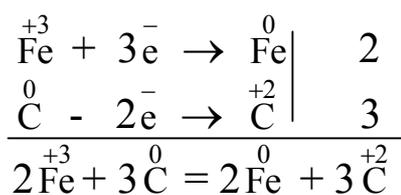
1.4.1. Метод электронного баланса

Данный метод используется в тех случаях, когда ОВР происходит в газовой, твердой или в неводной среде, т.е. тогда, когда отсутствует электролитическая диссоциация молекул. В этом случае ограничиваются подсчетом электронов, принимающих участие в окислении и восстановлении.

Принцип электронного баланса: в любой ОВР количество электронов, отданных восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принятых окислителем.

Пример 1. Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР, заданном схемой $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$.

Решение. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$



1.4.2. Метод ионно-электронного баланса (полуреакций)

Данный метод используется для реакций в водных растворах. Он основан на составлении ионных уравнений для процессов окисления и восстановления с последующим суммированием, в результате которого электроны из уравнения исключаются. Достоинством метода является то, что в нем учитываются не гипотетические ионы, а реально существующие.

В этом случае не нужно знать все продукты реакции. Достаточно указать лишь те, в которые входят элементы, изменившие свою степень окисления. Остальные продукты появляются в уравнении реакции при его выводе.

Используются два методических подхода (два алгоритма) к подбору коэффициентов в уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.

Первый из них основан на уравнивании зарядов частиц в левой и правой частях ионных уравнений полуреакций окисления и восстановления. В этом случае учет изменений в степени окисления элементов отходит как бы на второй план.

При втором подходе, наоборот, учет изменений степени окисления элементов является определяющим, а уравнивание зарядов частиц в левой и правой частях уравнений полуреакций носит подсобный характер.

Первый подход

При первом подходе алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций таков:

1) составить схему реакции с указанием исходных веществ и образующихся молекул или ионов. Найти окислитель и восстановитель;

2) составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных и образующихся ионов или молекул;

3) уравнивать число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций;

4) уравнивать суммарное число зарядов в обеих частях полуреакций, для этого прибавить или вычесть необходимое число электронов;

5) подобрать множители, чтобы число отданных электронов было равно числу принятых (осуществить электронный баланс);

6) сложить уравнения полуреакций с учетом найденных коэффициентов, получить краткое ионное уравнение ОВР;

7) расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции.

Существует два типа заданий: составление уравнений ОВР с заданной средой или с выводом среды. Учет заданной среды вносит некоторые дополнительные ограничения в реализацию третьего пункта вышесформулированного алгоритма (см. примеры 2, 5, 6). Поэтому рассмотрим отдельно каждый из типов задач.

1.4.3. Окислительно-восстановительные реакции с заданной средой

В случае *избытка* кислорода в левой части полуреакции его связывают:

- в кислой среде введением двух ионов водорода на каждый избыточный атом кислорода по схеме $[O] + 2H^+ = H_2O$;

- в нейтральной и щелочной средах введением молекулы воды на каждый избыточный атом кислорода по схеме $[O] + H_2O = 2OH^-$.

В случае *недостатка* кислорода в левой части полуреакции его вводят:

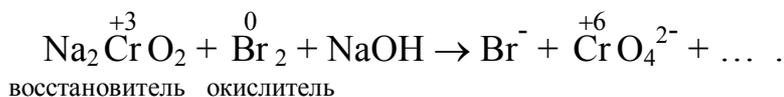
- в кислой и нейтральной средах добавлением молекулы воды на каждый недостающий атом кислорода по схеме $H_2O = [O] + 2H^+$;

- в щелочной среде добавлением двух OH^- - групп на каждый недостающий атом кислорода по схеме $2OH^- = [O] + H_2O$.

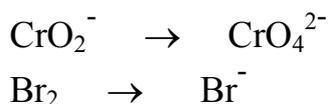
Пример 2. Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР, заданном схемой $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Br^- + \dots$.

Решение. Реализуем по пунктам алгоритм составления уравнения ОВР, приведенный выше.

1. В ходе реакции степень окисления брома понижается от 0 до -1 (бром восстанавливается, являясь окислителем). Восстановителем может быть только хром. Он находится в промежуточной степени окисления +3 и может быть окислен до высшей и наиболее устойчивой степени окисления +6. В щелочной среде (присутствие NaOH указывает, что среда щелочная) степени окисления хрома +6 соответствует хромат-ион CrO_4^{2-} . Следовательно, законченная схема реакции такова:

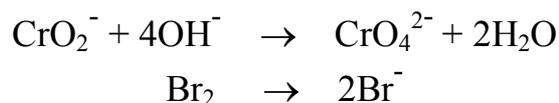


2. Составляем схемы полуреакций (при записи используем ионы, реально существующие в растворе):



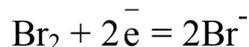
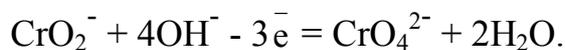
3. Уравниваем число атомов каждого элемента в полуреакциях.

Для этого в первой полуреакции в левую часть введем недостающие атомы кислорода (в щелочной среде – это $2OH^-$ группы на каждый недостающий атом кислорода):



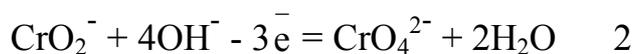
4. Уравниваем суммарное число зарядов в обеих частях полуреакций.

В первой полуреакции число зарядов в левой части -5 , в правой -2 . Следовательно, из левой части требуется вычесть три отрицательных заряда – три электрона. Во второй полуреакции число зарядов в левой части 0 , а в правой -2 . Следовательно, к левой части требуется прибавить два отрицательных заряда – два электрона:



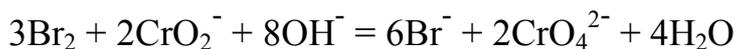
5. Осуществляем электронный баланс.

Подбираем множители, чтобы число принятых электронов было равно числу отданных. Наименьшее кратное между 2 и 3 равно 6, поэтому:

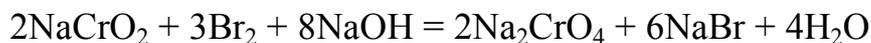


6. Получаем краткое ионное уравнение ОВР.

Суммируем обе полуреакции, умножая каждую на введенный множитель:



7. Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



1.4.4. Окислительно-восстановительные реакции с участием пероксида водорода

Часто в ОВР участвует пероксид водорода H_2O_2 , в котором степень окисления водорода $+1$, кислорода -1 . Так как для кислорода это промежуточная степень окисления, пероксид водорода способен проявлять окислительно-восстановительную двойственность. В случае взаимодействия с восстановителем пероксид водорода как окислитель восстанавливается по схеме:



В случае взаимодействия с окислителем пероксид водорода как восстановитель окисляется по схеме:



1.4.5. Окислительно-восстановительные реакции с выводом среды

Рассмотрим второй тип заданий: составление уравнений ОВР с выводом среды.

В том случае, когда среда, в которой протекает ОВР, не задана, поступают следующим образом:

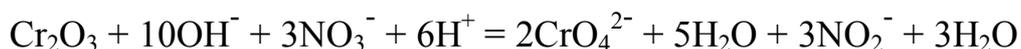
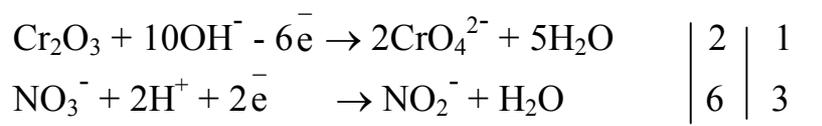
- в случае избытка кислорода в левой части уравнения его связывают введением ионов водорода (вывод кислой среды);

- в случае недостатка кислорода в левой части уравнения его вводят OH^- -группами (вывод щелочной среды).

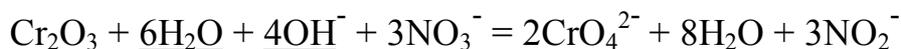
Чтобы не вводить в реакцию дополнительных возможных окислителей или восстановителей, среду принято создавать: кислую – введением разбавленной кислоты H_2SO_4 , щелочную – введением щелочей NaOH или KOH .

Пример 3. Расставьте коэффициенты в уравнении и выведите среду, в которой протекает ОВР, заданная схемой: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \dots \rightarrow \text{NO}_2^- + \dots$

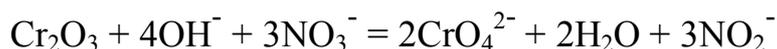
Решение. Азот меняет свою степень окисления от +5 до +3, KNO_3 – окислитель. Хром в промежуточной степени окисления +3 может быть восстановителем, окисляясь до +6.



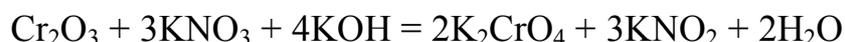
В одном растворе одновременно H^+ и OH^- существовать в виде ионов не могут, они вступают во взаимодействие с образованием молекул воды:



Сократив в левой и правой части шесть молекул воды, получаем:



В избытке остались OH^- -группы, следовательно, для проведения данной реакции необходима щелочная среда.



Второй подход

Второй методический подход к подбору коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в водных растворах, заключается в реализации следующего алгоритма:

1) составить схему реакции с указанием исходных веществ и образующихся молекул или ионов. Рассчитать степени окисления элементов и установить окислитель и восстановитель;

2) составить уравнения полуреакций окисления и восстановления, учитывая изменение степеней окисления элементов и вводя ионы или молекулы среды для осуществления материального баланса;

3) осуществить электронный баланс и получить краткое ионное уравнение ОВР;

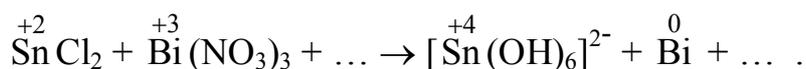
4) расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции.

Пример 4. Расставьте коэффициенты в уравнении и выведите среду, в которой протекает ОВР, заданная схемой

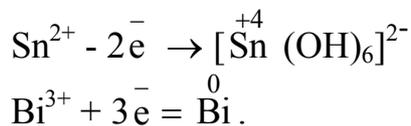


Решение. Реализуем по пунктам алгоритм составления ОВР, приведенный выше.

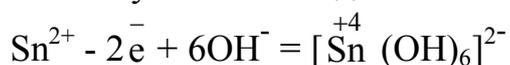
1. В ходе реакции степень окисления олова повышается от +2 до +4 (олово окисляется, являясь восстановителем). Окислителем будут являться ионы висмута (+3). Принимая электроны, ионы висмута восстанавливаются до металлического состояния, в котором степень окисления висмута 0. Следовательно, законченная схема реакции такова:



2. Составляем уравнения полуреакций, учитывая изменение степеней окисления элементов:



Полуреакция восстановления иона Bi^{3+} закончена, в ней существует материальный баланс между левой и правой частями (поставлен знак равенства). Для осуществления материального баланса в полуреакции окисления в ее левую часть вводим 6 OH^- -групп.

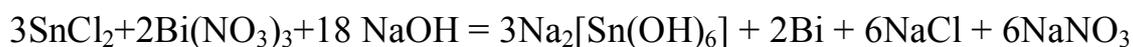


3. Осуществляем электронный баланс и суммируем полуреакции:



Присутствие OH^- -групп в левой части уравнения указывает на необходимость для протекания реакции щелочной среды.

4. Расставляем коэффициенты в уравнении реакции:



1.5. Осуществимость протекания окислительно-восстановительного процесса на основе значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов

О возможности протекания любой реакции судят по изменению изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) системы ΔG . Если $\Delta G < 0$, то реакция, начавшись, протекает самопроизвольно. Причем, чем больше ΔG по абсолютной величине (чем дальше ΔG отстоит от нуля), тем выгоднее протекание такой реакции.

Для количественной характеристики окислительно-восстановительной активности вещества используются так называемые *электродные*, или *окислительно-восстановительные* потенциалы E .

Стандартные электродные потенциалы E° сопряженных окислительно-восстановительных пар приведены в табл. 1.

Связь между ΔG° и электродными потенциалами окислителя $E^\circ_{\text{ок-ля}}$ и восстановителя $E^\circ_{\text{в-ля}}$ выражается уравнением

$$-\Delta G^\circ = n F (E^\circ_{\text{ок-ля}} - E^\circ_{\text{в-ля}}),$$

где F – число Фарадея, n – число электронов, передаваемых в элементарном окислительно-восстановительном процессе.

Чтобы реакция протекала самопроизвольно, должно выполняться неравенство $\Delta G < 0$ или $-\Delta G > 0$. Так как n и F – положительные числа, то $\Delta E = E^\circ_{\text{ок-ля}} - E^\circ_{\text{в-ля}}$ тоже должно быть больше нуля. ΔE называется *электродвижущей силой реакции* (ЭДС).

Следовательно, необходимым условием протекания ОВР является выполнение неравенства $E^\circ_{\text{ок-ля}} > E^\circ_{\text{в-ля}}$.

Причем реакция тем более термодинамически вероятна, чем больше ее ЭДС (ΔE).

Пример 5. Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР, заданном схемой $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots$, и с использованием значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов рассчитайте ЭДС и подтвердите возможность самопроизвольного протекания реакции.

Решение. Реализуем вышеприведенный алгоритм составления уравнений ОВР.

Марганец в соли KMnO_4 находится в высшей с.о. +7 и, следовательно, может являться только окислителем. Так как вторым реагентом является кислота HCl , то среда протекания реакции кислая. В кислой среде степень окисления марганца меняется до +2 и перманганат-ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} . Для этого процесса $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/8\text{H}^+/\text{Mn}^{2+}+4\text{H}_2\text{O}} = 1,507 \text{ В}$ (см. табл.1).

Хлор в кислоте HCl находится в низшей с.о. -1 и является восстановителем. В кислой среде он может окисляться до Cl_2 ($E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359 \text{ В}$), перхлорат-иона ClO_4^- ($E^\circ_{\text{ClO}_4^-/8\text{H}^+/\text{Cl}^-+4\text{H}_2\text{O}} = 1,38 \text{ В}$) или хлорат-иона ClO_3^- ($E^\circ_{\text{ClO}_3^-/6\text{H}^+/\text{Cl}^-+3\text{H}_2\text{O}} = 1,451 \text{ В}$).

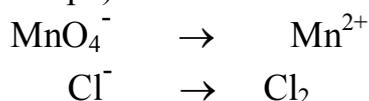
Каждый из этих процессов в нашей реакции термодинамически возможен, так как для всех них выполняется неравенство $E^\circ_{\text{ок-ля}} > E^\circ_{\text{в-ля}}$. Однако максимальная ЭДС соответствует превращению иона Cl^- в газообразный хлор:

$$\Delta E = 1,507 - 1,359 = 0,148 \text{ В.}$$

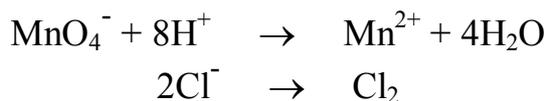
Следовательно, законченная схема реакции такова:



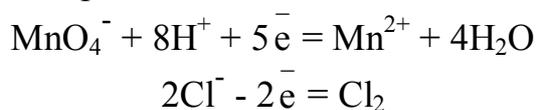
2. Составляем схемы полуреакций (при записи используем ионы, реально существующие в растворе):



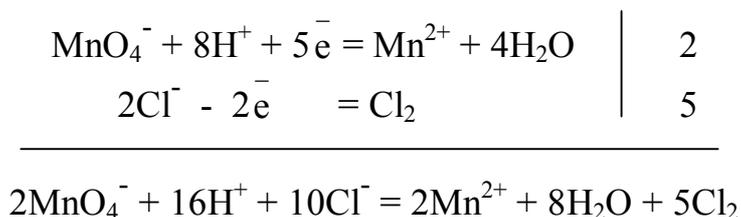
3. Для того чтобы уравнивать элементы, помним, что в кислой среде избыточный кислород связывается присутствующими здесь H^+ -ионами в молекулы воды:



4. Уравниваем по зарядам:



5 и 6. Вводим общие множители и суммируем обе полуреакции, домножив каждую на введенный коэффициент:



7. Так как у HCl двойная роль - восстановителя и соединения, задающего реакцию среды, то при расстановке коэффициентов в уравнении реакции перед HCl необходимо поставить больший из коэффициентов (16 > 10), стоящих соответственно перед ионами H⁺ и Cl⁻:



Не участвующими в ОВ процессе остались 2K⁺ и 2Cl⁻, из которых получаем 2KCl:



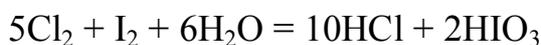
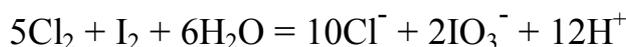
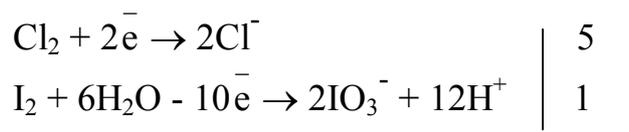
Пример 6. Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР, заданной схемой $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, и с использованием значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов рассчитайте ЭДС и подтвердите возможность самопроизвольного протекания реакции.

Решение. Так как хлор и йод находятся в промежуточной с.о., то оба могут выступать в качестве и окислителя, и восстановителя. Чтобы установить их роль в данной реакции, сравниваем их относительные электроотрицательности.

Хлор имеет большую электроотрицательность ($\chi_{\text{Cl}} = 2,81$, $\chi_{\text{I}} = 2,21$). Поэтому Cl₂ является окислителем и превращается в Cl⁻-ион ($E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359$ В). Следовательно, йод является восстановителем. Присутствие воды в схеме реакции указывает, что среда нейтральная.

В нейтральной среде возможно несколько схем окисления йода (см. табл. 1), но лишь для одной I₂ → 2IO₃⁻ значение стандартного электродного потенциала $E^\circ_{(2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+)/(\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O})} = 1,19$ В обеспечивает выполнение неравенства: $E^\circ_{\text{ок-ля}} > E^\circ_{\text{в-ля}}$. $\Delta E = 1,359 - 1,19 = 0,169$ В, и реакция термодинамически возможна.

Выполняя все этапы алгоритма вывода коэффициентов в уравнении ОВР, можем записать:

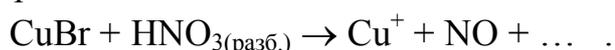


Пример 7. Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР, заданной схемой $\text{CuBr} + \text{HNO}_{3\text{разб.}} \rightarrow \text{NO} + \dots$, и с использованием значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов рассчитайте ЭДС и подтвердите возможность самопроизвольного протекания реакции.

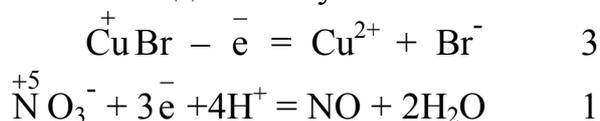
Решение. Азот меняет с.о. от +5 до +2, HNO_3 - окислитель. Стандартный электродный потенциал этой сопряженной окислительно-восстановительной пары в кислой среде (см. табл.1): $E^\circ_{(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+)/(\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O})} = 0,957 \text{ В}$.

На роль восстановителей могут претендовать медь со степенью окисления +1 и бром со степенью окисления -1. Величина стандартного потенциала меди ($E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+} = 0,153 \text{ В}$) меньше, чем E° окислителя, что обеспечивает термодинамическую возможность протекания ОВР.

Для бромид-иона в кислой среде возможны несколько сопряженных окислительно-восстановительных пар, имеющих различные электродные потенциалы (см. табл.1). Самый низший из электродных потенциалов $E^\circ_{\text{Br}_2/2\text{Br}^-} = 1,065 \text{ В}$. Так как его величина больше, чем E° окислителя, то Br^- -ион не может являться восстановителем. Следовательно, законченная схема реакции такова:



CuBr является малорастворимым веществом и в ионных уравнениях записывается в виде молекулы:



При составлении молекулярного уравнения мы столкнулись с необходимостью записи смешанной соли CuBrNO_3 . Эта запись несколько необычна, но формально является совершенно правильной. Для того чтобы

формулы солей имели более привычный вид средних солей, можно (но не обязательно) удвоить все коэффициенты в молекулярном уравнении:



1.6. Вычисление окислительно-восстановительных эквивалентов

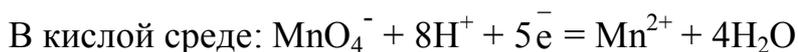
Молярные массы эквивалента $M_{\text{Э}}$ сложных веществ в ОВР находят из соотношения

$$M_{\text{Э}} = M/n,$$

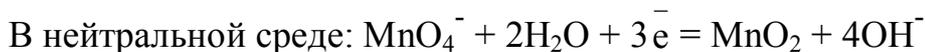
где M - молярная масса вещества, n - число электронов, которое присоединяет (высвобождает) 1 молекула окислителя (восстановителя) в данной реакции.

Пример 8. Вычислить $M_{\text{Э}}$ KMnO_4 , выступающего в качестве окислителя в различных средах.

Решение.



$$M_{\text{Э KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} / n = 158/5 = 31,6 \text{ г/моль.}$$



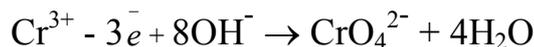
$$M_{\text{Э KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} / n = 158/3 = 52,7 \text{ г/моль.}$$



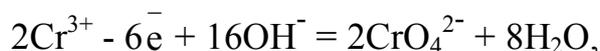
$$M_{\text{Э KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} / n = 158/1 = 158 \text{ г/моль.}$$

Пример 9. Вычислить $M_{\text{Э}}$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, выступающего в качестве восстановителя, если в результате реакции образуется K_2CrO_4 .

Решение. Образование K_2CrO_4 происходит в щелочной среде. Полу-реакция окисления Cr^{3+} запишется так:



Так как в молекуле $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится два иона Cr^{3+} , то это необходимо учитывать при вычислении числа переданных \bar{e} :



$$M_{\text{Э Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} / n = 392/6 = 65,3 \text{ г/моль.}$$

1.7. Влияние концентрации реагентов, рН среды, температуры, комплексообразования на протекание окислительно-восстановительных реакций

Зависимость электродного потенциала E от концентрации реагентов и температуры выражает уравнение Нернста:

$$E_{\text{ок-ля./в-ля.}} = \overset{\circ}{A}_{\text{ок-ля./в-ля.}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{\text{окисл}}^{\circ}}{c_{\text{восст}}^{\circ}},$$

где $E_{\text{ок-ля./в-ля.}}$ и $\overset{\circ}{A}_{\text{ок-ля./в-ля.}}$ – электродные потенциалы системы в нестандартных и стандартных условиях соответственно, В;

R – универсальная газовая постоянная ($8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$);

T – температура, К;

n – число электронов, отданных (или присоединенных) при переходе восстановленной формы в окисленную (или наоборот);

F – число Фарадея (96500 Кл);

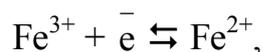
$c_{\text{окисл}}$ и $c_{\text{восст}}$ – молярные концентрации окисленной и восстановленной форм реагентов для разбавленных растворов (x и y – коэффициенты в уравнении реакции);

\ln – натуральный логарифм, равный $2,3 \lg 10$.

Для температуры 298 К (25°C) после подстановки значений постоянных R и F уравнение Нернста принимает вид:

$$E_{\text{ок-ля./в-ля.}} = \overset{\circ}{A}_{\text{ок-ля./в-ля.}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_{\text{окисл}}^{\circ}}{c_{\text{восст}}^{\circ}},$$

Пример 10. Вычислить электродный потенциал для системы



если концентрации ионов равны $[\text{Fe}^{3+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.

Решение. Согласно уравнению Нернста

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^{\circ} = 0,771 \text{ В (см. табл. 1)}.$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{0,1}{5 \cdot 10^{-3}} = 0,848 \text{ В}.$$

Пример 11. Вычислить электродный потенциал для системы



при $\text{pH} = 0$ ($[\text{H}^{+}] = 1 \text{ моль/л}$) и при $\text{pH} = 2$ ($[\text{H}^{+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$).

Решение. Для данной системы уравнение Нернста имеет вид

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

В это выражение не включена концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$, так как реакция идет в водном растворе – концентрация воды значительно выше концентрации других реагентов и в ходе реакции практически не изменяется. Её влияние, как среды, отражено в значении E° (условия стандартные, т.е. $[\text{H}_2\text{O}] = 1$ моль/л).

При $\text{pH} = 0$

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg [1] = 1,51 \text{ В.}$$

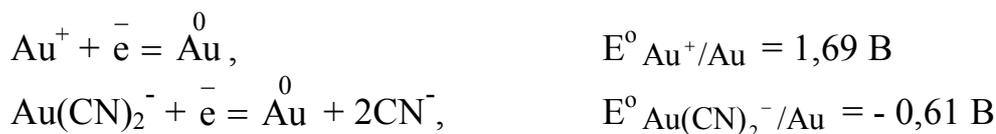
При $\text{pH} = 2$

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg [1 \cdot 10^{-2}] = 1,32 \text{ В.}$$

Как видно, окислительная способность ионов MnO_4^- с увеличением pH (уменьшением кислотности) ослабевает. Этот пример показывает, что на течение окислительно-восстановительных реакций влияет характер среды.

Пример 12. Подобрать окислитель, способный перевести золото в раствор.

Решение. На значения электродного потенциала существенно влияет комплексообразование. Сравним окислительные потенциалы следующих систем:



Как первая, так и вторая полуреакции характеризуют переход $\overset{0}{\text{Au}} \rightarrow \text{Au}^+$. Но в первой полуреакции образуется гидратированный ион Au^+ (аквакомплекс $[\text{Au}(\text{OH}_2)_2]^+$), во втором – очень устойчивый цианидный комплекс $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ ($K_f = 2 \cdot 10^{38}$). Большое значение $E^{\circ}_{\text{Au}^+/\text{Au}}$ (1,69 В) первой полуреакции показывает, что золото имеет малую реакционную способность. В частности, оно не может окисляться

кислородом: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}, \quad E^{\circ}_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,229 \text{ В}$

и хлором: $\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-, \quad E^{\circ}_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359 \text{ В,}$

так как значение окислительного потенциала для кислорода и хлора меньше, чем для золота.

Однако в присутствии цианидных ионов вследствие малого значения $E^{\circ} \text{Au}(\text{CN})_2^- / \text{Au}$ (- 0,61 В) окислительная способность кислорода в этих условиях оказывается вполне достаточной ($E^{\circ} = 0,40$ В), чтобы перевести металлическое золото в раствор:



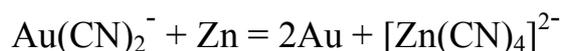
или суммарно:



На этом основан так называемый цианидный способ получения золота из низкосортных золотоносных руд. Для выделения золота из раствора $\text{Au}(\text{CN})_2^-$ применяется активный восстановитель типа цинка:



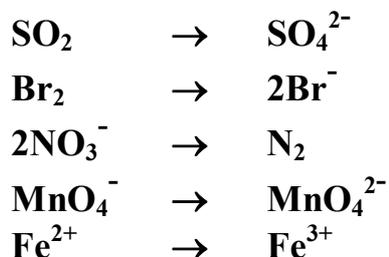
по реакции



2. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

В а р и а н т 1

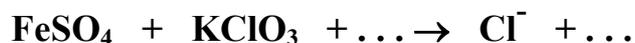
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравняв ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнять ионно-электронным методом.



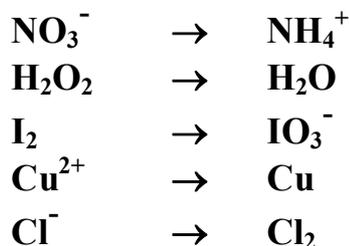
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 2

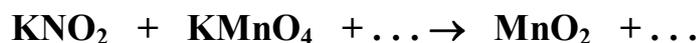
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



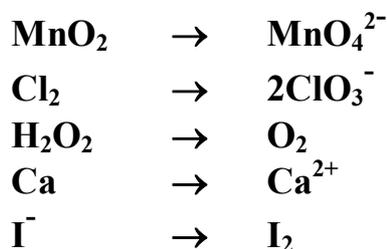
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 3

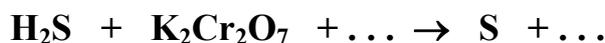
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



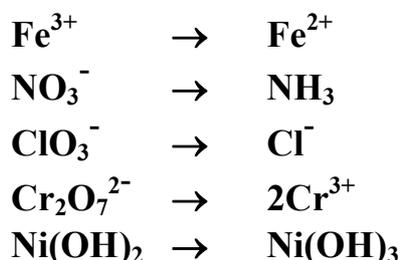
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 4

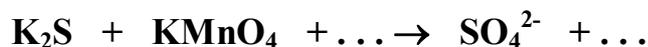
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



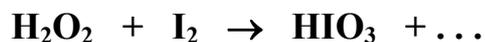
3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



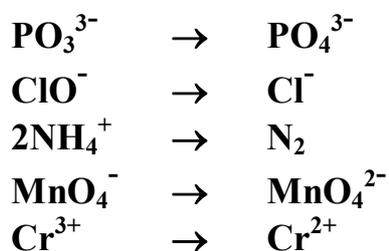
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



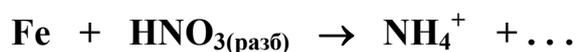
6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 5

1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



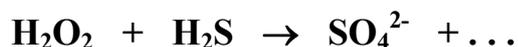
3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



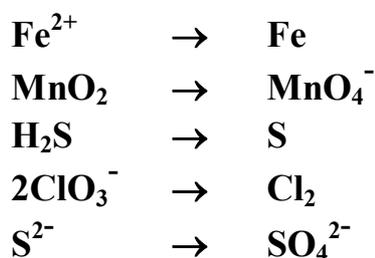
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 6

1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



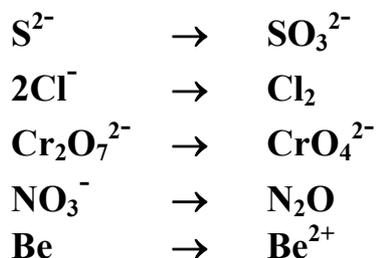
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 7

1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Дописать продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



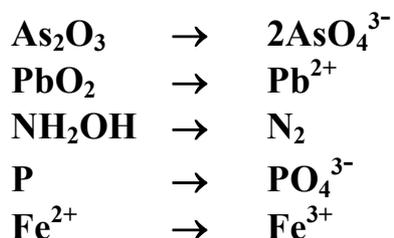
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Дописать продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 8

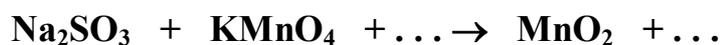
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



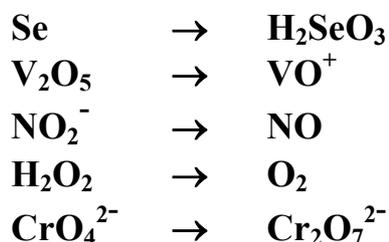
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 9

1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



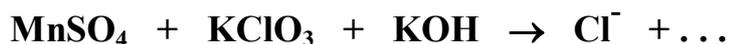
2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



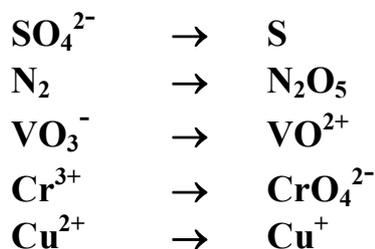
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 10

1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



2. Допisać продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



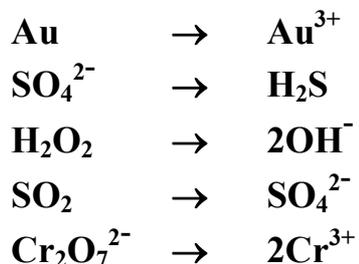
5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Допisać продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



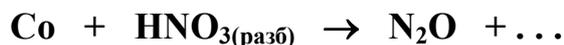
6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

В а р и а н т 11

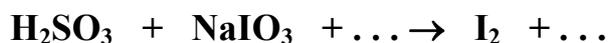
1. Какие из приведенных ниже систем представляют процесс окисления, а какие - восстановления? Укажите число электронов, участвующих в этих процессах.



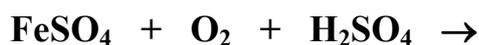
2. Дописать продукты реакции окисления металла, уравнив ионно-электронным методом.



3. Составить уравнение реакции, выведя с помощью ионно-электронного метода среду, в которой она протекает.



4. Указать продукты реакции межмолекулярного окисления-восстановления, протекающей в заданной среде. Уравнивать ионно-электронным методом.



5. Какие свойства проявляет пероксид водорода в данной реакции (окислительные или восстановительные)? Дописать продукты реакции и расставить коэффициенты методом ионно-электронного баланса.



6. Рассчитать ЭДС для окислительно-восстановительных процессов в заданиях 2 – 5 при стандартных условиях с использованием значений стандартных электродных потенциалов (см. табл.1, 2).

3. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Термическое разложение дихромата аммония (ТЯГА!)

В сухую пробирку вносят небольшое количество кристаллического $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Пробирку закрепляют в штативе наклонно (в сторону от себя и от других работающих в лаборатории) и нагревают её пламенем горелки до начала реакции, затем нагревание прекращают.

Что наблюдается? Чем объяснить «вулканообразное» протекание процесса? К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится процесс разложения дихромата аммония?

Опыт 2. Термическое разложение сульфита натрия (ТЯГА!)

В две пробирки помещают около 0,5 г $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Одну пробирку оставляют в качестве контрольной, а вторую закрепляют наклонно в штативе и нагревают 5-6 мин. Когда пробирка остынет, содержимое обеих пробирок растворяют в воде и добавляют к каждому раствору по 2-3 капли раствора сульфата меди (II). Объясняют наблюдаемое, имея в виду, что черный осадок представляет собой сульфид меди (II).

Опыт 3. Сравнение химической активности хлора и йода (ТЯГА!)

К раствору йодида калия по каплям добавляют хлорную воду. Объясняют наблюдения (для обоснования ответа приводят электродные потенциалы соответствующих систем).

Опыт 4. Сравнение химической активности железа и меди

Предварительно обезжиренную и протравленную в соляной кислоте железную пластину опускают в 1 н. раствор сульфата меди (II). Спустя некоторое время достают пластину из раствора. Объясняют наблюдения (для обоснования ответа приводят электродные потенциалы соответствующих систем).

Опыт 5. Взаимодействие магния с водой

В пробирку наливают 2 мл дистиллированной воды. Добавляют порошок магния и нагревают пробирку. После охлаждения содержимого в пробирку добавляют 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдают?

О п ы т 6. Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

К помещенным в две пробирки кусочкам магния и меди приливают по 1-2 мл разбавленной серной кислоты. В какой пробирке происходит реакция? Доказывают невозможность протекания реакции в другой пробирке (для обоснования ответа приводят электродные потенциалы соответствующих систем). Что является окислителем в разбавленной серной кислоте?

О п ы т 7. Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой (ТЯГА!)

К помещенным в две пробирки кусочкам магния и меди приливают по 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Для ускорения процесса растворения пробирку с медью можно подогреть. В какой из пробирок изменится цвет раствора? Подносят влажную лакмусовую бумагу к пробирке с медью. По изменению цвета лакмусовой бумаги делают вывод о том, какой газ выделяется. Фильтровальную бумагу смачивают раствором соли свинца и подносят к пробирке с магнием. Какой газ выделяется, если на фильтровальной бумаге появляется темный налёт образовавшейся соли? Что является окислителем в концентрированной серной кислоте?

О п ы т 8. Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой (ТЯГА!)

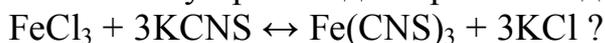
К помещенным в две пробирки кусочкам магния и меди приливают по 1-2 мл концентрированной азотной кислоты. В какой из пробирок изменится цвет раствора? Какой цвет имеет выделяющийся газ? Что является окислителем в концентрированной азотной кислоте?

О п ы т 9. Восстановительные свойства алюминия

В три отдельные пробирки с разбавленной соляной кислотой, 40%-ным раствором щелочи и дистиллированной водой последовательно опускают алюминиевую проволоку. Что наблюдается в каждой пробирке? Почему алюминий с водой и раствором щелочи при обычных условиях не взаимодействует? Для обоснования ответа приводят электродные потенциалы соответствующих систем.

О п ы т 10. Взаимодействие растворов солей железа (III) и олова (II)

К раствору роданида калия или аммония прибавляют раствор соли железа (III). Отмечают цвет образовавшегося раствора, после чего прибавляют к нему по каплям до полного обесцвечивания раствор хлорида олова (II). В каком направлении и почему происходит при этом сдвиг равновесия в системе



Опыт 11. Взаимодействие растворов солей железа (III) и йодида натрия

К подкисленному раствору соли железа (III) приливают раствор NaI. Объясняют наблюдаемое. Проверяют, будет ли протекать реакция при сливании раствора соли железа (III) и раствора бромида натрия.

Опыт 12. Взаимодействие растворов солей железа (II) и дихромата калия

К подкисленному раствору $K_2Cr_2O_7$ по каплям прибавляют свежеприготовленный раствор $FeSO_4$ до достижения устойчивой окраски. Отмечают окраску раствора.

Опыт 13. Окислительные свойства нитрита натрия (ТЯГА!)

К подкисленному разбавленной серной кислотой раствору йодида калия добавляют раствор нитрита натрия $NaNO_2$. Отмечают выделение газа, его побурение под действием кислорода воздуха, а также цвет образовавшегося раствора. Экспериментально доказывают выделение йода.

Опыт 14. Восстановительные свойства нитрита натрия (ТЯГА!)

Раствор перманганата калия $KMnO_4$ подкисляют разбавленной серной кислотой и приливают раствор нитрита натрия $NaNO_2$. Объясняют наблюдаемое. Сопоставляют поведение $NaNO_2$ в реакции с $KMnO_4$ и в реакции с KI.

Опыт 15. Окислительные свойства пероксида водорода

К 1-2 мл раствора KI, подкисленного разбавленной серной кислотой, добавляют такое же количество раствора H_2O_2 . Что наблюдают?

Опыт 16. Восстановительные свойства пероксида водорода

К подкисленному раствору $KMnO_4$ приливают по каплям раствор H_2O_2 до полного обесцвечивания раствора. Наблюдают выделение газа (какого?). Сопоставляют поведение пероксида водорода в реакциях с KI и $KMnO_4$.

Опыт 17. Исследование окислительных свойств перманганата калия в кислой среде

Для раствора с pH, заданным Вашим вариантом (табл. 3), рассчитывают значение электродного потенциала следующей окислительно-восстановительной системы:



если концентрация MnO_4^- и Mn^{2+} , а также температура и давление соответствуют стандартным. Для вычислений удобно воспользоваться примером 11 из теоретической части.

Сравнивают вычисленное значение электродного потенциала со стандартным (см. табл. 1) и делают вывод о влиянии среды на окислительные свойства перманганат-ионов.

Строят график зависимости окислительного потенциала $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ от рН среды. При каких рН возможно восстановление ионов MnO_4^- ионами: I^- , Br^- , Cl^- ? Показывают эти области на графике.

Опыт 18. Восстановление перманганата калия в различных средах

В три отдельные пробирки с раствором перманганата калия добавляют разбавленную серную кислоту, такой же объем воды и концентрированный раствор щелочи. Затем в каждую из пробирок прибавляют свежеприготовленный раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . Для объяснения наблюдаемого имеют в виду, что в кислой среде образуются ионы Mn^{2+} , в нейтральной - MnO_2 и в сильнощелочной среде - ионы MnO_4^{2-} . На основании вычисленных для всех реакций значений ЭДС делают вывод об окислительной способности перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

Опыт 19. Анализ заданной окислительно-восстановительной реакции

Для заданной пары веществ (в соответствии с индивидуальным вариантом по табл. 3) определяют окислитель и восстановитель, рассчитывают ЭДС для стандартных условий и оценивают возможность самопроизвольного протекания реакции между ними.

Проводят данную реакцию. Отмечают наблюдаемые явления. Пользуясь ионно-электронным методом, составляют полное уравнение реакции.

Опыт 20. Сравнение окислительно-восстановительных свойств веществ

Для заданного вещества (в соответствии с индивидуальным вариантом по табл. 3) определяют степени окисления атомов и отмечают, окислителем или восстановителем может быть это вещество в окислительно-восстановительных реакциях. При необходимости используют значения стандартных электродных потенциалов (см. табл. 1) или соответствующую литературу.

Из приведенного списка реактивов в колонке 6 табл.3 выбирают не менее двух, которые могут взаимодействовать с заданным веществом.

Указывают в предполагаемых реакциях окислитель и восстановитель, рассчитывают ЭДС для стандартных условий.

Проводят реакции, отмечают наблюдаемые явления. Пользуясь ионно-электронным методом, составляют полные уравнения реакций.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Стандартные электродные потенциалы некоторых систем в водных растворах

Элемент	Уравнение процесса	E°, В
Ag	$Ag^+ + e^- = Ag$	0,799
	$Ag_2O + 2H^+ + 2e^- = 2Ag + H_2O$	1,173
Al	$AlO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Al + 4OH^-$	-2,35
	$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,663
As	$AsO_3^{3-} + 3H_2O + 3e^- = As + 6OH^-$	-1,572
	$AsO_4^{3-} + 2H_2O + 2e^- = AsO_2^- + 4OH^-$	-0,71
	$AsO_4^{3-} + H_2O + 2e^- = AsO_3^{3-} + 2OH^-$	-0,658
	$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- = H_3AsO_3 + H_2O$	0,56
	$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- = HAsO_2 + 2H_2O$	0,56
	$AsO_4^{3-} + 8H^+ + 5e^- = As + 4H_2O$	0,648
Au	$Au^{3+} + 2e^- = Au^+$	1,401
	$Au^{3+} + 3e^- = Au$	1,498
	$Au^+ + e^- = Au$	1,692
Ba	$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,905
Be	$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847
Bi	$BiCl_4^- + 3e^- = Bi + 4Cl^-$	0,16
	$Bi^{3+} + 3e^- = Bi$	0,215
	$BiO^+ + 2H^+ + 3e^- = Bi + H_2O$	0,32
	$NaBiO_3 + 4H^+ + 2e^- = BiO^+ + Na^+ + 2H_2O$	1,8
Br	$BrO^- + H_2O + 2e^- = Br^- + 2OH^-$	0,76
	$Br_2 + 2e^- = 2Br^-$	1,065
	$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- = Br^- + 3H_2O$	1,44
	$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^- = Br_2 + 6H_2O$	1,52
	$BrO_4^- + 2H^+ + 2e^- = BrO_3^- + H_2O$	1,88
C	$2CO_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2C_2O_4$	-0,49
	$CO_2 + 2H^+ + 2e^- = CO + H_2O$	-0,12
	$CO_3^{2-} + 6H^+ + 4e^- = C + 3H_2O$	0,475
Ca	$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,866
Cd	$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	-0,403
Ce	$Ce^{3+} + 3e^- = Ce$	-2,48
	$CeO_2 + 4H^+ + e^- = Ce^{3+} + 2H_2O$	1,293
	$Ce^{4+} + e^- = Ce^{3+}$	1,61

Продолжение табл. 1

Элемент	У р а в н е н и е п р о ц е с с а	E°, В
Cl	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189
	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$	1,359
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,494
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,594
	Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$
$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$		0,17
$\text{Co}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Co}$		0,33
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- = \text{Co}^{2+}$		1,808
Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,744
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477	
Cu	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	0,153
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0,337
	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	0,52
	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- + \text{I}^- = \text{CuI}$	0,86
F	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,53
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,440
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	0,771
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,700
H	$\text{H}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{H}^-$	-2,251
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	0,850

	$\text{HgSO}_4 + 2e^- = 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0,68
Продолжение табл. 1		
Элемент	Уравнение процесса	$E^\circ, \text{В}$
I	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e^- = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,536
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{IO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,64
	Ir	$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{Ir}^{3+} + 3e^- = \text{Ir}$		1,15
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,924
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,179
	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
	$\text{Mn}^{3+} + e^- = \text{Mn}^{2+}$	1,509
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Mo	$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{Mo}^{3+} + 3e^- = \text{Mo}$	-0,200
	$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e^- = \text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,154
N	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e^- = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e^- = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
Na	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250
	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,49
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$	0,401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776

	$O_3 + 2H^+ + 2e^- = O_2 + H_2O$	2,076
Продолжение табл. 1		
Элемент	Уравнение процесса	E°, В
P	$P + 3H_2O + 3e^- = PH_3 + 3OH^-$	-0,89
	$H_3PO_4 + 4H^+ + 4e^- = H_3PO_2 + 2H_2O$	-0,39
	$H_3PO_4 + 5H^+ + 5e^- = P + 4H_2O$	-0,383
	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- = H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126
	$PbO_3^{2-} + H_2O + 2e^- = PbO_2^{2-} + 2OH^-$	0,2
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	1,449
	$Pb^{4+} + 2e^- = Pb^{2+}$	1,694
Pt	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	1,188
	$PtCl_6^{2-} + 2e^- = PtCl_4^{2-} + 2Cl^-$	0,68
Re	$ReO_4^- + 4H_2O + 7e^- = Re + 8OH^-$	-0,584
	$Re^{3+} + 3e^- = Re$	0,3
	$ReO_4^- + 8H^+ + 7e^- = Re + 4H_2O$	0,37
S	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$SO_4^{2-} + 4H_2O + 6e^- = S + 8OH^-$	-0,75
	$S + 2e^- = S^{2-}$	-0,48
	$S_4O_6^{2-} + 2e^- = 2S_2O_3^{2-}$	0,08
S	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^- = S^{2-} + 4H_2O$	0,149
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_{2(r)} + 2H_2O$	0,159
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_{2(p)} + 2H_2O$	0,161
	$S + 2H^+ + 2e^- = H_2S$	0,171
	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- = SO_3^{2-} + H_2O$	0,22
	$2SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = SO_3S^{2-} + 5H_2O$	0,275
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = H_2S_{(p)} + 4H_2O$	0,302
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = H_2S_{(r)} + 4H_2O$	0,309
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- = S + 4H_2O$	0,357
	$SO_{2(p)} + 4H^+ + 4e^- = S + 2H_2O$	0,450
	$SO_{2(r)} + 4H^+ + 4e^- = S + 2H_2O$	0,451
$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	2,010	
Sb	$SbO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Sb + 4OH^-$	-0,675
	$SbO_2^- + 4H^+ + 3e^- = Sb + 2H_2O$	0,446
	$Sb_2O_5 + 6H^+ + 4e^- = 2SbO^+ + 3H_2O$	0,581
Sc	$Sc^{3+} + 3e^- = Sc$	-2,077
	$Sc(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- = Sc + 3H_2O$	-1,784
Se	$Se + 2e^- = Se^{2-}$	-0,92
	$Se + 2H^+ + 2e^- = H_2Se$	-0,40

	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
Окончание табл. 1		
Элемент	У р а в н е н и е п р о ц е с с а	$E^\circ, \text{В}$
Se	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Se} + 8\text{OH}^-$	-0,228
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,05
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,741
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
	$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
Sn	$\text{Sn(OH)}_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,90
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,136
	$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Sn}$	0,01
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Ta	$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^- + 10\text{e}^- = 2\text{Ta} + 5 \text{H}_2\text{O}$	- 0,75
Tc	$\text{Tc}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Tc}$	0,4
	$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,5
Te	$\text{TeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,529
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}$	-1,630
	$\text{Ti}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ti}$	-1,23
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- = \text{Ti}^{2+}$	- 0,37
	$\text{TiF}_6^{2-} + 4\text{e}^- = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	-1,19
	$\text{TiO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,666
	$\text{TiO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,1
Tl	$\text{Tl}_2\text{S} + 2\text{e}^- = 2\text{Tl} + \text{S}^{2-}$	- 0,93
	$\text{TlI} + \text{e}^- = \text{Tl} + \text{I}^-$	- 0,753
	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	- 0,336
	$\text{Tl(OH)}_3 + 2\text{e}^- = \text{TlOH} + 2\text{OH}^-$	- 0,05
	$\text{TlOH} + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Tl} + \text{H}_2\text{O}$	0,778
	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e}^- = \text{Tl}^+$	1,25
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{V}$	-1,175
	$\text{V}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{V}$	-0,255
	$\text{V}^{3+} + \text{e}^- = \text{V}^{2+}$	- 0,255
	$[\text{VF}_7]^{2-} + 7\text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{V} + 7 \text{HF}$	- 0,235
	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,337
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,958
	$\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{VO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	1,256
$\text{VO}_4^{3-} + 4\text{H}_2\text{O} + 5\text{e}^- = \text{V} + 8\text{OH}^-$	0,12	
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{W} + 6\text{OH}^-$	- 1,05
	$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{W} + 4 \text{H}_2\text{O}$	0,05
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,763
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216

--	--	--

Таблица 2

Потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем при различных рН среды

Кислая среда рН = 0		Нейтральная среда рН = 7		Щелочная среда рН = 14	
$O_2/2H_2O$	+1,228	$O_2/2H_2O$	+0,814	$O_2/4OH^-$	+0,401
$2H^+/H_2$	0	$2H_2O/H_2$	-0,414	$2H_2O/H_2$	-0,827
Al^{3+}/Al	-1,663	$Al(OH)_3/Al$	-1,880	AlO_2^-/Al	-2,360
Bi^{3+}/Bi	+0,215	BiO^+/Bi	-0,044	$Bi_2O_3/2Bi$	-0,450
Cu^{2+}/Cu	+0,337	$Cu(OH)_2/Cu$	+0,190	$Cu(OH)_2/Cu$	-0,216
Cd^{2+}/Cd	-0,403	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,402	$Cd(OH)_2/Cd$	-0,822
Cr^{3+}/Cr	-0,744	$Cr(OH)_3/Cr$	-0,926	CrO_2^-/Cr	-1,316
Mg^{2+}/Mg	-2,363	Mg^{2+}/Mg	-2,360	$Mg(OH)_2/Mg$	-2,690
Ni^{2+}/Ni	-0,250	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,304	$Ni(OH)_2/Ni$	-0,710
Fe^{2+}/Fe	-0,440	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,460	$Fe(OH)_2/Fe$	-0,874
Pb^{2+}/Pb	-0,126	$Pb(OH)_2/Pb$	-0,136	PbO_2^{2-}/Pb	-0,540
Sn^{2+}/Sn	-0,136	$Sn(OH)_2/Sn$	-0,505	SnO_2^{2-}/Sn	-0,907
Zn^{2+}/Zn	-0,763	$Zn(OH)_2/Zn$	-0,814	ZnO_2^{2-}/Zn	-1,220

Индивидуальные задания для УИРС

№ ва-ри-ан-та	Опыт 17	Опыт 19			Опыт 20
	pH	Реагирующие вещества	Среда	Продукты	Вещество
1	0,1	HCl _(конц) – KMnO ₄	pH<7		H ₂ O ₂
2	1,2	Zn – NH ₄ VO ₃	HCl	VCl ₂	KI
3	-0,2	Al _(гранулы) – KMnO ₄	H ₂ SO ₄		FeCl ₃
4	1,1	Mg _(порошок) – HNO _{3(разб)}	pH<7		Na ₂ SO ₃
5	-0,3	Zn – H ₂ O	KOH		MnO ₂
6	0,9	Zn – KMnO ₄	H ₂ SO ₄		SnCl ₂
7	-0,4	Zn – HNO _{3(разб)}	pH<7		Na ₂ S
8	0,8	Cu – HNO _{3(разб)}	pH<7		KNO ₂
9	-0,5	MnO ₂ – HCl	pH<7		HCl
10	0,7	KI – Fe ₂ (SO ₄) ₃	pH<7		KMnO ₄
11	-0,6	Al – NaNO ₃	KOH	K ₃ [Al(OH) ₆]	NH ₄ NO ₃
12	0,6	H ₂ O ₂ – KMnO ₄	H ₂ SO ₄		KClO ₃
13	-0,7	H ₂ O ₂ – KI	pH<7		FeSO ₄
14	0,5	KClO ₃ – HCl	pH<7		NaClO
15	-0,8	CuCl ₂ – KI	pH<7		HNO _{3(разб)}
16	0,4	FeSO ₄ – O ₂	H ₂ SO ₄		Zn
17	-0,9	NaNO ₂ – KI	H ₂ SO ₄		H ₂ SO _{4(конц)}
18	0,3	FeSO ₄ – KClO ₃	H ₂ SO ₄		Al
19	-1,1	Zn – NaNO ₃	NaOH	Na ₂ [Zn(OH) ₄]	NaBrO
20	1,3	KClO ₃ – MnO ₂	KOH		K ₂ Cr ₂ O ₇
21	0,1	I ₂ – H ₂ O ₂	pH<7	HIO ₃	Na ₂ Cr ₂ O ₇
22	-1,4	FeSO ₄ – H ₂ O ₂	H ₂ SO ₄		Cu
23	1,4	FeSO ₄ – KNO ₂	H ₂ SO ₄		SO ₂
24	-0,8	K ₂ Cr ₂ O ₇ – SnCl ₂	HCl	H ₂ [SnCl ₆]	KBr
25	1,6	Na ₂ Cr ₂ O ₇ – NaNO ₂	H ₂ SO ₄		Mg

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Демидова, Л.В. Окислительно-восстановительные реакции [Текст]: метод. указ. и задачи для самоств., лаборат. работ и УИРС студ. I курса химико-технологич. ф-а / Л.В. Демидова, И.Н. Серебренникова, Б.П. Середина, Г.И. Балдуева. Екатеринбург, 1995.
2. Общая и неорганическая химия: Элементы теории. Справочные данные. Задачи для самостоятельной работы [Текст]: учеб. пособие / Середина Б.П., Молочников Л.С., Демидова Л.В., Целищева С.В. Екатеринбург: Урал. гос. лесотехн. ун-т, 2002. 275 с.
3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст] / Н.С. Ахметов. М.: Высш. шк., 1981. 640 с.
4. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии [Текст] / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. М.: Высш. шк., 1988.
5. Практикум по неорганической химии [Текст] / под ред. А.Ф. Воробьева и С.И. Дракина. М.: Химия, 1984. 248 с.
6. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка Л.: Химия, 1978. 718 с.
7. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] / Н.Л. Глинка. Л.: Химия, 1981. 280 с.
8. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии [Текст] / З.Е. Гольбрайх. М.: Высш. шк., 1984. 224 с.
9. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия [Текст] / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. М.: Высш. шк., 1981. 632 с.
10. Кудрявцев, А.А. Составление химических уравнений [Текст] / А.А. Кудрявцев. М.: Высш. шк., 1979.
11. Курс общей химии [Текст] / Под ред. Н.В.Коровина. М.: Высш. шк., 1981. 431 с.
12. Краткий справочник по химии [Текст] / сост. Перельман В.И. М.; Л.: Химия, 1964.
13. Краткий справочник физико-химических величин [Текст] / под ред. Мищенко К.П. и Равделя А.А. М.; Л.: Химия, 1965. 160 с.
14. Лучинский, Г.П. Курс химии [Текст] / Г.П. Лучинский. М.: Высш. шк., 1985. 416 с.
15. Угай, А.Я. Общая химия [Текст] / А.Я. Угай. М.: Высш. шк., 1984.
16. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия [Текст] / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. М.: Высш. шк., 1987. 464 с.