

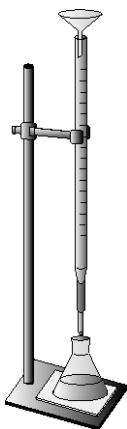
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Л.А. Яковишин

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть 2

Учебно-методическое пособие



Севастополь
СевГУ
2019

УДК 546(076.5)
Я472

Р е ц е н з е н т :

Е.Н. Корж – канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» СевГУ

Яковичин Л.А.

Я472 Практикум по химии. Часть 2: учеб.-метод. пособие / Сост. Л.А. Яковичин. – Севастополь: СевГУ, 2019. – 36 с.

Целью учебно-методического пособия является оказание помощи обучающимся в выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении тем «Электролитическая диссоциация», «Ионные реакции» и «Окислительно-восстановительные реакции».

УДК 546 (076.5)

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании кафедры «Химия», протокол № 7 от 15 апреля 2019 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов технических специальностей.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ	5
1.1. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции	5
1.2. Общие понятия об окислительно-восстановительных реакциях	11
1.3. Влияние рН на характер протекания ОВР	16
1.4. Метод электронного баланса	17
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ИОННЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»	20
2.1. Лабораторная работа по теме «Ионные и окислительно-восстановительные реакции»	20
3. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ИОННЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»	24
3.1. Вопросы для защиты лабораторной работы	24
3.2. Типовые задачи и упражнения	24
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	27
ПРИЛОЖЕНИЕ А	28

ВВЕДЕНИЕ

Реакции с участием ионов, а также окислительно-восстановительные реакции (ОВР) играют важную роль в технике и различных отраслях промышленности. ОВР протекают в живых организмах (дыхание, фотосинтез и т.п.).

Данное учебно-методическое пособие предназначено для систематизации и обобщения знаний при подготовке к выполнению лабораторной работы «Ионные и окислительно-восстановительные реакции». В пособии приведены материалы по электролитической диссоциации, ионным реакциям, pH , pOH , ионному произведению воды и индикаторах. Также содержатся сведения по основным понятиям, классификации и методам составления окислительно-восстановительных реакций. Рассмотрено влияние pH на характер протекания окислительно-восстановительных реакций на примере перманганат-иона. Приведены важнейшие окислители и восстановители и примеры определения эквивалента веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции

Электролиты – это вещества, растворы и (или) расплавы которых проводят электрический ток.

Неэлектролиты – это вещества, растворы и (или) расплавы которых не проводят электрический ток.

Электролитическая диссоциация – это распад электролитов на ионы при их растворении и (или) расплавлении. Электролиты имеют ионные и молекулярные кристаллические решетки (для них характерны ионный и ковалентный полярный типы химической связи).

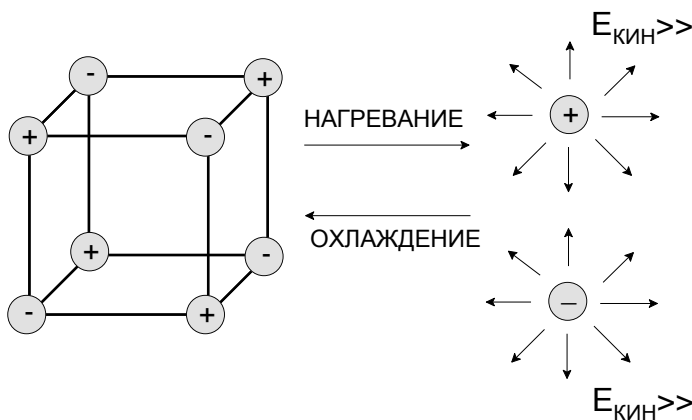


Рисунок 1.1 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной кристаллической решеткой в расплавах

Механизмы электролитической диссоциации приведены на *рисунках 1.1–1.3*. При расплавлении происходит разрушение ионной кристаллической решетки (процесс сопровождается поглощением энергии) и образование

свободных ионов (*рисунок 1.1*). Причина разрушения кристаллической решетки заключается в ослаблении связей между ионами за счет усиления их колебаний (колебания усиливаются вследствие возросшей кинетической энергии). При диссоциации в воде или другом растворителе происходит проникновение молекул растворителя в кристаллическую решетку и ослабление связей между ее частицами (*рисунок 1.2*). Это приводит к разрушению кристаллической структуры (при этом поглощается энергия).

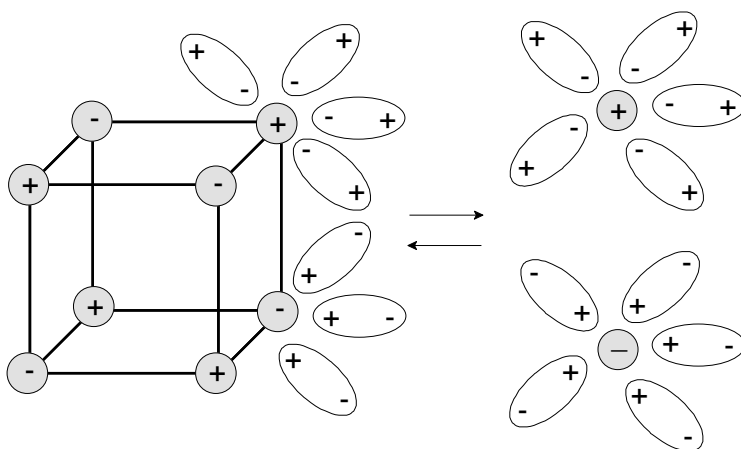


Рисунок 1.2 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной кристаллической решеткой при участии молекул растворителя

Ионы электролитов в растворах *сольватируются* (*рисунки 1.2 и 1.3*). *Сольватация* – это процесс взаимодействия ионов с молекулами растворителя, приводящий к образованию непрочных соединений – *сольватов* (для воды – *гидратов*). Вокруг ионов формируются *сольватные (гидратные) оболочки* из молекул растворителя. Сольватация сопровождается выделением

энергии. В зависимости от соотношения энергии, затраченной на разрушение кристаллической решетки (или на ослабление взаимодействия между молекулами растворенного вещества, у которого решетка отсутствует, например, жидких кислот), и энергии, выделившейся при сольватации, процесс растворения может быть экзо- или эндотермическим.

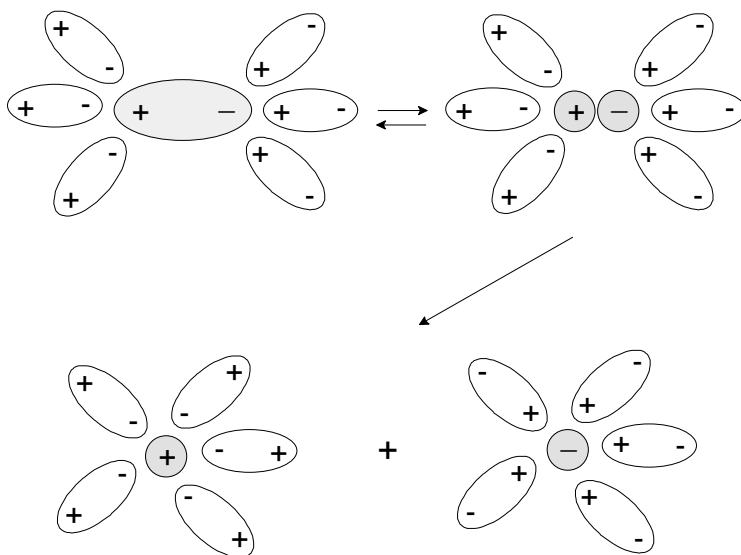


Рисунок 1.3 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ковалентной полярной связью

Основные положения теории электролитической диссоциации (объединенной теории С. Аррениуса и Д.И. Менделеева):

1. При растворении или расплавлении электролиты распадаются на положительные (*катионы*) и отрицательные (*анионы*) ионы.

2. Ионы в растворе взаимодействуют с молекулами растворителя – *сольватируются*.

3. Под действием постоянного электрического тока катионы движутся к *катоде* (отрицательному электроду), а анионы – к *аноде* (положительному электроду).

4. Процесс диссоциации обратим.

Степень диссоциации α – это величина, равная отношению числа формульных единиц вещества, распавшихся на ионы, к общему числу формульных единиц вещества, введенных в раствор. Вычисляется в % или долях от 1.

По степени диссоциации можно определить силу электролитов (таблица Приложения А). *Сильные электролиты* имеют значение α более 30%, *слабые* – менее 30% (иногда выделяют электролиты *средней силы*, у которых α от 3% до 30%, и *слабые электролиты* с $\alpha < 3\%$). Примеры сильных электролитов: среди кислот – HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, а также все щелочи и почти все водорастворимые соли. Слабые электролиты – все остальные (например, H₂S, HF, BaSO₄).

Степень диссоциации α зависит:

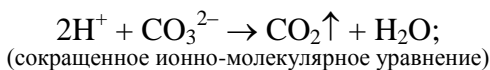
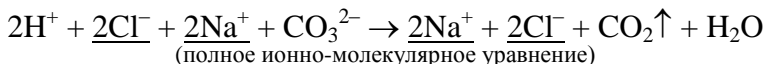
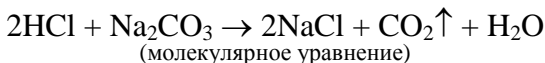
- от природы растворенного вещества,
- от природы растворителя,
- от температуры (чем больше температура, тем больше α),
- от концентрации (чем меньше концентрация, тем больше α).

Ионные реакции – это реакции, которые протекают при участии ионов электролитов. *При составлении ионных реакций на ионы расписывают вещества, являющиеся сильными электролитами.*

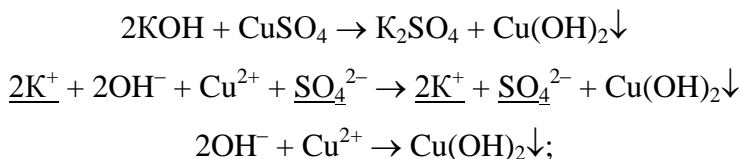
Реакции в водных растворах электролитов протекают практически до конца, если некоторые ионы связываются друг с другом так, что вещества выделяются в ходе реакции в

виде газа, осадка, комплексного или малодиссоциирующего соединения:

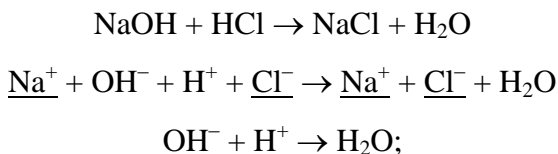
– в ходе реакции образуется газ:



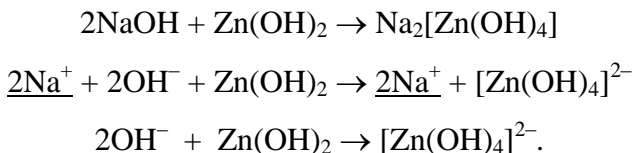
– в ходе химической реакции образуется осадок:



– в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество (вода, CH_3COOH и др.):



– в ходе реакции образуется комплексное соединение:



pH (водородный показатель или кислотность среды) – это отрицательный десятичный логарифм равновесной концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Кислый раствор имеет $pH < 7$, щелочной раствор – $pH > 7$, а нейтральный – $pH = 7$.

pOH (гидроксильный показатель) – это отрицательный десятичный логарифм равновесной концентрации гидроксид-ионов:

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

Кислотность среды определяют с помощью *индикаторов*. *Индикатор* – это краситель, изменяющий свою окраску в зависимости от *pH* среды. Индикаторами являются *фенолфталеин*, *метиловый оранжевый* (*метилоранж*) и *лакмус*. Окраска индикаторов в различных средах приведена в *таблице А.8* приложения.

Ионное произведение воды (K_w) – это произведение равновесных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$K_w = 10^{-14}$ (при температуре 25 °С), тогда в нейтральной среде:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ М}$$

1.2. Общие понятия об окислительно-восстановительных реакциях

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления элементов.

Степень окисления – условный заряд, который имел бы атом, исходя из предположения, что все связи в соединении ионные.

Элемент, который отдает электроны в ходе ОВР, называется *восстановителем*. Вещество, содержащее такой элемент, также является восстановителем. Процесс отдачи электронов – это *окисление*.

Элемент, который в ходе ОВР принимает электроны, называют *окислителем*. Вещество, содержащее такой элемент, также является окислителем. Процесс принятия электронов – это *восстановление*.

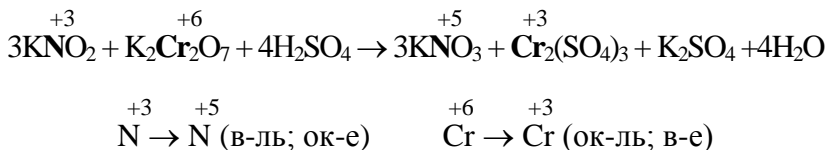
Элемент в максимальной степени окисления является только окислителем, а в минимальной – восстановителем. Элемент, находящийся в промежуточной степени окисления между минимальной и максимальной, может быть как окислителем, так и восстановителем.

Важнейшими окислителями являются: O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4 , HNO_3 , KNO_3 , $NaNO_3$, $KMnO_4$, MnO_2 , H_2SO_4 , H_2O_2 , PbO_2 и другие.

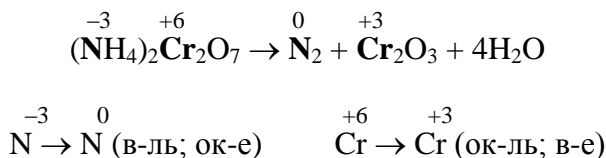
Важнейшими восстановителями являются: металлы, H_2 , C , CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 , $SnCl_2$, HI и другие.

Классификация ОВР:

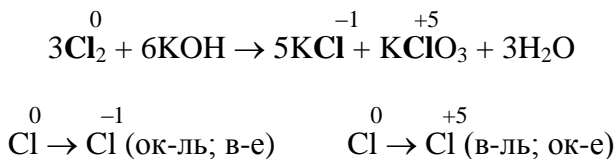
1) *межмолекулярные (межатомные)* ОВР – реакции, в которых элементы окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах.



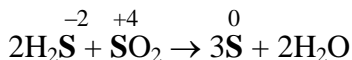
2) *внутримолекулярные* ОВР – реакции, в которых элементы окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле.



3) реакции *диспропорционирования* (*самоокисления-самовосстановления, дисмутации*) – ОВР, в ходе которых один и тот же элемент, находящийся в одной и той же степени окисления, одновременно повышает и понижает ее. Такой элемент должен обладать степенью окисления, промежуточной между максимальной и минимальной.



4) реакции *репропорционирования* (*конмутации, конпропорционирования, контрпропорционирования, синпропорционирования*) – ОВР, в которых один и тот же элемент, находящийся в разных степенях окисления, получает в итоге одну и ту же степень окисления.





Фактор эквивалентности частицы в ОВР находят по формуле:

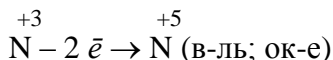
$$f_{\text{э}} = \frac{1}{n_{\bar{e}}},$$

где $n_{\bar{e}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления.

Пример 1. Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента для KNO_2 в следующей реакции:



Решение.



$f_{\text{э}}(\text{N}^{+3}) = f_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = 1/2$, тогда эквивалентом KNO_2 является частица $1/2\text{KNO}_2$.

$$M_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = M(\text{KNO}_2) \cdot f_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = 85 \cdot (1/2) = 42,5 \text{ г/моль}.$$

Окислительно-восстановительная активность веществ в растворе количественно характеризуется значениями *окислительно-восстановительных (редокс- или электродных) потенциалов*. На практике используют значения стандартных

окислительно-восстановительных потенциалов φ° (E°) (приложение А). Чем больше величина потенциала вещества, тем больше его окислительная активность. Чем меньше значение потенциала, тем более выражена его восстановительная активность.

Направление протекания ОВР можно определить по величине электродвижущей силы (ЭДС):

$$\varepsilon = \varphi(\text{ок-ля}) - \varphi(\text{в-ля}),$$

где ε – ЭДС, В;

$\varphi(\text{ок-ля})$ – потенциал окислителя, В;

$\varphi(\text{в-ля})$ – потенциал восстановителя, В.

Если $\varepsilon > 0$, то реакция возможна.

Значения потенциалов можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{2,3RT}{zF} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}},$$

где φ – окислительно-восстановительный потенциал, В;

φ° – стандартный окислительно-восстановительный потенциал, В;

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К);

T – абсолютная температура, К;

z – число электронов, участвующих в процессе;

F – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль;

$c_{\text{окисл}}$ – молярная концентрация окисленной формы, моль/л;

$c_{\text{восст}}$ – молярная концентрация восстановленной формы, моль/л,

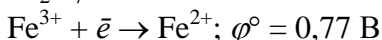
x и y – стехиометрические коэффициенты при веществах.

Для стандартных условий ($T = 298$ К, $P = 101325$ Па) при подстановке значений R и F можно записать:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{z} \lg \frac{c^x_{\text{окисл.}}}{c^y_{\text{восст.}}}$$

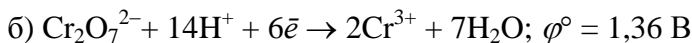
Пример 2. Определите возможность использования в качестве окислителя $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде в реакциях со следующими веществами: а) FeSO_4 и б) NaF .

Решение. а) В таблице А1 приложения находим значения φ° для процессов:



$$\varepsilon = \varphi^\circ(\text{ок-ля}) - \varphi^\circ(\text{в-ля}) = 1,36 - 0,77 = 0,59 \text{ В}$$

$\varepsilon > 0$, поэтому реакция возможна.



$$\varepsilon = \varphi^\circ(\text{ок-ля}) - \varphi^\circ(\text{в-ля}) = 1,36 - 2,87 = -1,51 \text{ В}$$

$\varepsilon < 0$, поэтому реакция невозможна.

Пример 3. Найдите φ для системы



если она содержит 0,01 М ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, 0,1 М ионов H^+ и 0,001 М ионов Cr^{3+} .

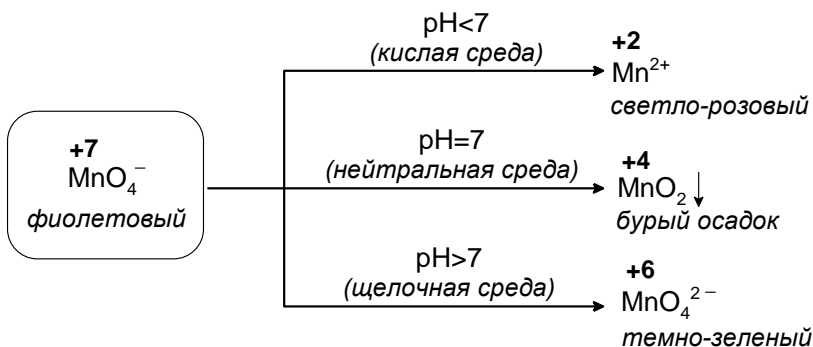
Решение. Воспользуемся уравнением Нернста, приведенным к стандартным условиям, и подставим в него концентрации окисленной ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и H^+) и восстановленной (Cr^{3+}) форм. Концентрация воды считается постоянной.

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{z} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}} \quad \varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{6} \lg \frac{c_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot c_{\text{H}^+}^{14}}{c_{\text{Cr}^{3+}}^2}$$

$$\varphi = 1,36 + \frac{0,059}{6} \lg \frac{0,01 \cdot 0,1^{14}}{0,001^2} = 1,43 \text{ В.}$$

1.3. Влияние pH на характер протекания ОВР

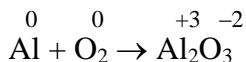
Кислотность среды (величина pH) может оказывать влияние на ход ОВР. Например, восстановление перманганат-иона MnO_4^- в зависимости от кислотности среды происходит следующим образом:



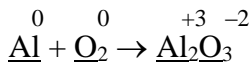
1.4. Метод электронного баланса

Для составления ОВР используют *метод электронного баланса*. При этом учитывают равенство числа отданных и принятых электронов. Метод электронного баланса включает следующие операции.

1. Записывают схему реакции и расставляют степени окисления всех элементов.

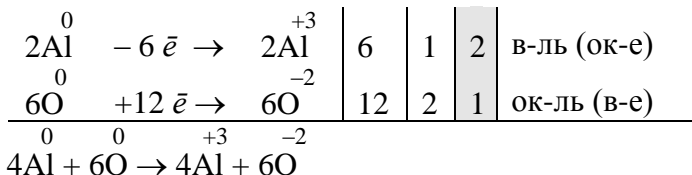


2. Определяют те элементы, у которых изменилась степень окисления.

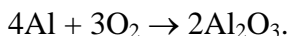


3. Составляют электронный баланс для элементов, у которых изменилась степень окисления. При этом учитывают количество атомов в молекуле вещества (индекс при элементе).

Для каждого элемента должен соблюдаться материальный баланс (число атомов одного и того же элемента до и после принятия (отдачи) электронов должно быть одинаковым). Поэтому для выполнения материального баланса перед атомами расставляют необходимые коэффициенты. После этого определяют количество отданных и принятых электронов.



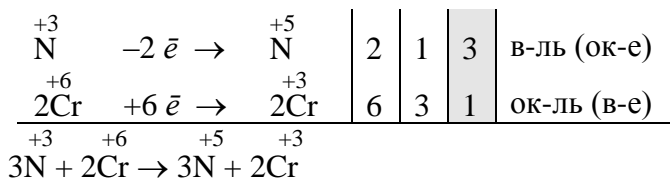
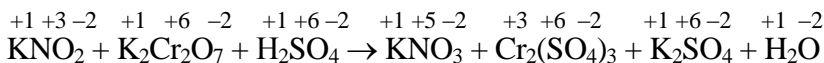
4. На основе баланса расставляют коэффициенты в уравнении реакции.



Пример 4. Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



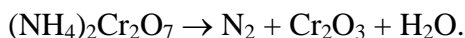
Решение.



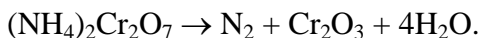
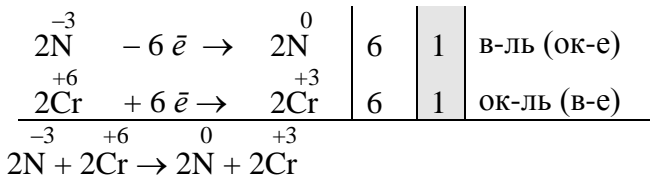
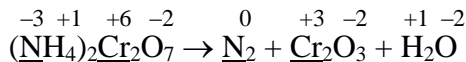
На основе коэффициентов, полученных для элементов, изменивших свои степени окисления, расставляют коэффициенты для остальных элементов.



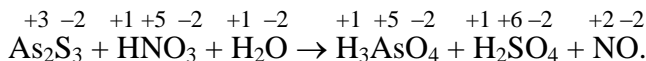
Пример 5. Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



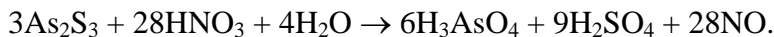
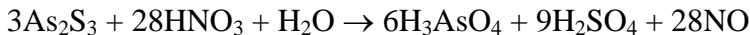
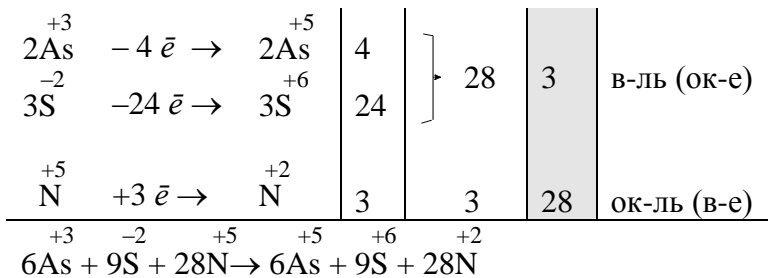
Решение.



Пример 6. Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



Решение.



2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ИОННЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

2.1. Цель работы

Рассмотреть условия протекания ионных реакций до конца и окислительно-восстановительную двойственность соединений серы в степени окисления +4. Показать влияние рН на характер протекания ОВР на примере восстановления перманганат-иона.

2.2. Оборудование и материалы

0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор BaCl_2 , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор CuSO_4 , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор Na_2SO_4 , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор KI , кристаллический Na_2SO_3 , 1 М раствор H_2SO_4 , 2 М раствор NaOH , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор Na_2S , 0,1 моль-экв/л (0,1 н.) раствор KMnO_4 , шпатель, пипетка, дистиллированная вода, пробирки, штатив для пробирок.

2.3. Ход работы

Опыт 1. Ионные реакции, сопровождающиеся образованием осадков

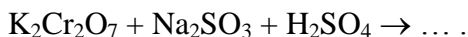
1. В пробирку наливают 1 мл раствора хлорида бария BaCl_2 и столько же раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

2. В пробирку наливают 1 мл раствора сульфата меди(II) CuSO_4 и 1–2 капли раствора NaOH . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

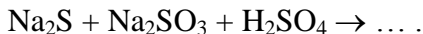
3. В пробирку наливают 1 мл раствора соли свинца (нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или ацетата свинца(II) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) и столько же раствора йодида калия KI . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные реакции с участием серы (+4)

1. В пробирку наливают 1 мл раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и 2 мл раствора серной кислоты H_2SO_4 . Соблюдают осторожность! Пробирку слегка встряхивают для перемешивания веществ. В полученную смесь добавляют немного кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдают изменение окраски раствора. Составляют уравнение следующей реакции (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):



2. В пробирку наливают по 1 мл растворов сульфида натрия Na_2S и H_2SO_4 . Пробирку слегка встряхивают для перемешивания веществ. В полученную смесь добавляют немного кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдают помутнение. Составляют уравнение следующей реакции (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):

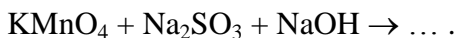
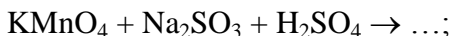


Делают вывод о причине окислительно-восстановительной двойственности соединений серы (+4).

Опыт 3. Влияние pH на характер восстановления перманганата калия KMnO_4

1. В три пробирки наливают по 0,5 мл раствора KMnO_4 . В первую пробирку приливают 0,5 мл раствора H_2SO_4 , во вторую – 0,5 мл дистиллированной воды, а в третью – 0,5 мл раствора NaOH . Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ.

2. В каждую пробирку насыпают немного кристаллического Na_2SO_3 . Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ. Наблюдают характерные изменения (см. с. 16 и рисунок А.1 приложения). Составляют уравнения проведенных реакций (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):



Делают вывод о влиянии кислотности среды на характер восстановления KMnO_4 . Определяют фактор эквивалентности и эквивалент KMnO_4 в каждой из реакций. Результаты вычислений представляют в виде *таблицы 2.1*.

Таблица 2.1 – Влияние pH на характер восстановления KMnO_4

№ п/п	pH	Продукт восстановления KMnO_4	Число \bar{z}, участвующих в восстановлении KMnO_4	$f_{\bar{z}}$ и эквивалент KMnO_4	$M_{\bar{z}}(\text{KMnO}_4)$
1	<7				
2	7				
3	>7				

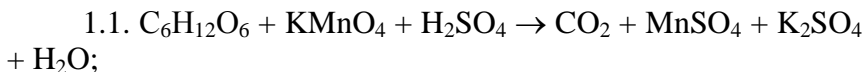
3. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ ПО ТЕМЕ «ИОННЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

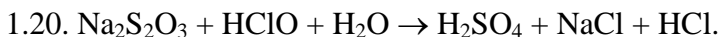
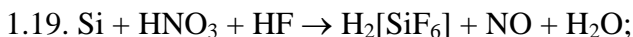
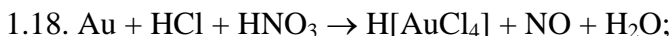
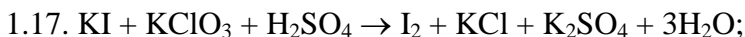
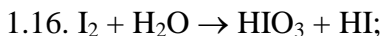
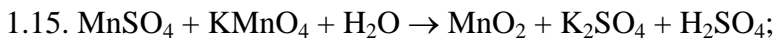
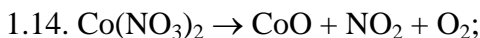
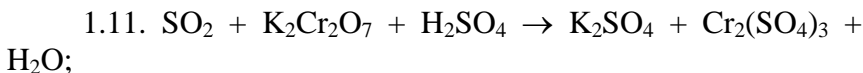
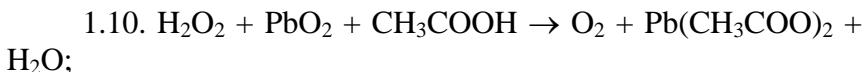
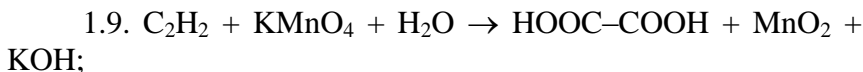
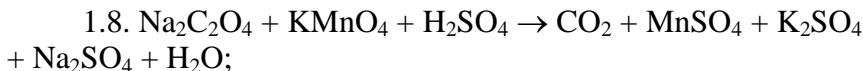
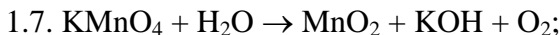
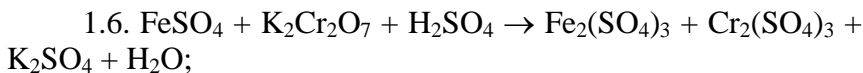
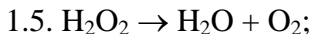
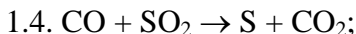
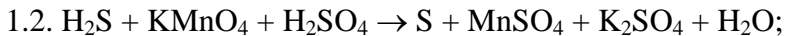
3.1. Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятия «степень окисления», «окислительно-восстановительная реакция», «окислитель», «восстановитель», «окисление» и «восстановление».
2. Типы окислительно-восстановительных реакций.
3. Метод электронного баланса.
4. Важнейшие окислители и восстановители.
5. Влияние pH на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.
6. Определение эквивалента веществ в окислительно-восстановительных реакциях.
7. Значение окислительно-восстановительных реакций.
8. Уравнение Нернста.
9. Электролиты и неэлектролиты.
10. Электролитическая диссоциация и ее механизмы.
11. Сила электролита. Степень диссоциации и ее зависимость от различных факторов.
12. Случаи протекания ионных реакций до конца.
13. pH и pOH. Ионное произведение воды.
14. Кислотно-основные индикаторы.

3.2. Типовые задачи и упражнения

1. С помощью метода электронного баланса подберите коэффициенты для следующих схем реакций:





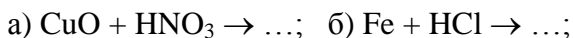
2. Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в реакции, приведенной в задании 1.6.

3. Исходя из степени окисления хлора, определите, какие из веществ, его содержащих, будут окислителем или восстановителем: HClO_4 , HCl , HClO_3 , HClO_2 и HClO .

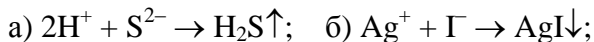
4. Исходя из степени окисления азота, определите, какие из веществ, его содержащих, будут окислителем или восстановителем: NH_3 , N_2 , HNO_3 , HNO_2 и NO_2 .

5. Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента KMnO_4 в реакции, приведенной в задании 1.7.

6. Закончите уравнения реакций и составьте для них полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения:



7. Напишите уравнение реакции в молекулярной форме, если ее сокращенное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Сдаем экзамен по химии. – 3-е изд. / Под ред. К.Н. Зеленина, В.П. Сергутиной, О.В. Солода. – СПб.: ЭЛБИ-СПб., 2007. – 384 с.
4. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; Под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
5. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
6. Морозов И.В. Окислительно-восстановительные процессы / И.В. Морозов, А.И. Болталин, Е.В.Карпова. – М.: Изд-во МГУ, 2003. – 79 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А.1 – Оформление титульного листа и структура отчета по лабораторной работе

	<p>Лабораторная работа № __ «Название лабораторной работы»</p>				
	<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: 0;"> <tr> <th style="padding: 2px;">Дата</th> <th style="padding: 2px;">Выполнена</th> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">01.01.01</td> <td style="padding: 2px;"><i>Подпись преподавателя</i></td> </tr> </table>	Дата	Выполнена	01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>
Дата	Выполнена				
01.01.01	<i>Подпись преподавателя</i>				

№ опыта	Название опыта	Наблюдения и выводы	Уравнения реакций, рисунки, таблицы, формулы, вычисления
1	2	3	4
3 клетки ↔	8 клеток ↔	До разворота тетради ↔ <i>Разворот тетради</i>	Поле всей страницы ↔ <i>Разворот тетради</i>

Без полей

Без полей

Таблица А.2 – Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева																		VII (H)		VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																			
I		II		III		IV		V		VI		VII (H)		VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
1	H 1,00794 водород	2	He 4,002602 гелий	3	Li 6,941 литий	4	Be 9,01218 бериллий	5	B 10,811 бор	6	C 12,011 углерод	7	N 14,0067 азот	8	O 15,9994 кислород	9	F 18,998403 фтор	10	Ne 20,179 неон	11	Na 22,98977 натрий	12	Mg 24,305 магний	13	Al 26,98154 алюминий	14	Si 28,0855 кремний	15	P 30,97376 фосфор	16	S 32,066 сера	17	Cl 35,453 хлор	18	Ar 39,948 аргон	19	K 39,0983 калий	20	Ca 40,078 кальций	21	Ti 47,88 титан	22	V 50,9415 ванадий	23	Cr 51,9961 хром	24	Mn 54,9380 марганец	25	Fe 55,847 железо	26	Co 58,9332 кобальт	27	Ni 58,69 никель	28	Cu 63,546 медь	29	Zn 65,39 цинк	30	Ga 69,723 галлий	31	Ge 72,59 германий	32	As 74,9216 мышьяк	33	Se 78,96 селен	34	Br 79,904 бром	35	Kr 83,80 криптон	36	Rb 85,4678 рубидий	37	Sr 87,62 стронций	38	Y 88,9059 иттрий	39	Zr 91,224 цирконий	40	Nb 92,9064 ниобий	41	Mo 95,94 молибден	42	Tc [98] технеций	43	Ru 101,07 рутений	44	Rh 102,9055 родий	45	Pd 106,42 палладий	46	Ag 107,8682 серебро	47	Cd 112,41 кадмий	48	In 114,82 индий	49	Sn 118,710 олово	50	Sb 121,75 сурьма	51	Te 127,60 теллур	52	I 126,9045 йод	53	Xe 131,29 ксенон	54	Cs 132,9054 цезий	55	Ba 137,33 барий	56	La* 138,9055 лантан	57	Hf 178,49 гафний	72	Ta 180,9479 тантал	73	W 183,85 вольфрам	74	Re 186,207 рений	75	Os 190,22 осмий	76	Pt 195,08 платина	77	Au 196,9665 золото	78	Hg 200,59 ртуть	79	Tl 204,383 таллий	80	Pb 207,2 свинец	81	Bi 208,9804 висмут	82	Po [209] полоний	83	At [210] астат	84	Rn [222] радон	85	Fr [223] франций	86	Ra [226] радий	87	Ac** [227] актиний	88	Th [232] торий	89	Pa [231] протактиний	90	U [238] уран	91	Np [237] нептуний	92	Pu [244] плутоний	93	Am [243] амерций	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W 183,85 вольфрам	75	Re 186,207 рений	76	Os 190,22 осмий	77	Pt 195,08 платина	78	Au 196,9665 золото	79	Hg 200,59 ртуть	80	Tl 204,383 таллий	81	Pb 207,2 свинец	82	Bi 208,9804 висмут	83	Po [209] полоний	84	At [210] астат	85	Rn [222] радон	86	Fr [223] франций	87	Ra [226] радий	88	Ac** [227] актиний	89	Th [232] торий	90	Pa [231] протактиний	91	U [238] уран	92	Np [237] нептуний	93	Pu [244] плутоний	94	Cm [247] курий	95	Bk [247] берклий	96	Cf [251] калифорний	97	Es [252] эйнштейний	98	Fm [257] фермий	99	Md [288] менделеевий	100	No [289] нобелий	101	Lr [260] луэриций	102	Yb 174,967 ytterбий	69	Tm 168,9342 тульий	70	Lu 174,967 лютеций	71	Yt 173,04 иттербий	72	Hf 178,49 гафний	73	Ta 180,9479 тантал	74	W

Таблица А.4 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
Азот	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
Бром	$\text{Br}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
Железо	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
Йод	$\text{I}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,535
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,085
Кальций	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,87
Кадмий	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,404
Марганец	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
Мышьяк	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,55
Свинец	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
Сера	$\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{S}^0 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+0,141
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow \text{S}^0 + 6\text{OH}^-$	-0,66
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,311
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01

Продолжение таблицы А.4

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
Фосфор	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{P}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
Фтор	$\text{F}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87
Хлор	$\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,358
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,62
Хром	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,945
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
Водород, кислород	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$	-0,41
	$\text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,401
	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$	+1,23

Таблица А.5 – Стандартные электродные потенциалы

Электрод	Электродный процесс	φ° , В
Li^+/Li^0	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}^0$	-3,045
Rb^+/Rb^0	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}^0$	-2,925
K^+/K^0	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}^0$	-2,924
Cs^+/Cs^0	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}^0$	-2,923
$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}^0$	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}^0$	-2,905
$\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}^0$	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}^0$	-2,888
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}^0$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}^0$	-2,864
Na^+/Na^0	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}^0$	-2,711
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}^0$	-2,370
$\text{Be}^{2+}/\text{Be}^0$	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}^0$	-1,847
$\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}^0$	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}^0$	-1,628
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}^0$	-1,660
$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}^0$	-1,180
$\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}^0$	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}^0$	-0,913
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0$	-0,763
$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^0$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}^0$	-0,744
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,440
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,404
$\text{Co}^{2+}/\text{Co}^0$	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	-0,277
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,250
$\text{Mo}^{3+}/\text{Mo}^0$	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}^0$	-0,200
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,136
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,126
$2\text{H}^+/\text{H}_2^0$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$	0
$\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}^0$	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^0$	+0,200
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,338
Ag^+/Ag^0	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,799
Hg^+/Hg^0	$\text{Hg}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$	+0,788
$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}^0$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$	+0,852
$\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}^0$	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pd}^0$	+0,987
$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}^0$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}^0$	+1,200
$\text{Au}^{3+}/\text{Au}^0$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+1,498

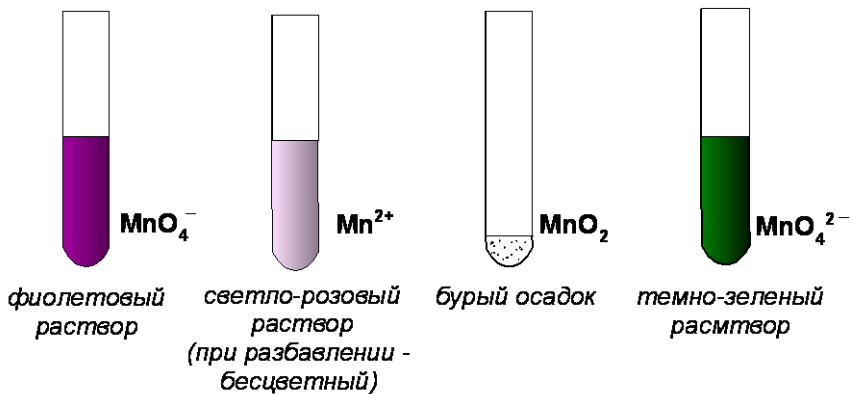


Рисунок А.1 – Окраска различных соединений марганца

Таблица А.6 – Ряды активности металлов и силы кислот

<i>Ряд активности металлов</i>	
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, <u>H</u>, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au	
<i>Ряд силы кислот</i>	
HI > HBr > HClO₄ > HCl > H₂SO₄ > HNO₃ > сильные кислоты	
> H₂SO₃ ≈ H₃PO₃ > H₃PO₄ > HF > HNO₂ > кислоты средней силы	
> CH₃COOH > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃ ≈ H₄SiO₄ слабые кислоты	

Таблица А.7 – Сила электролитов

Сильные электролиты: $\alpha > 30\%$	Электролиты средней силы: $3\% \leq \alpha \leq 30\%$	Слабые электролиты: $\alpha < 3\%$
<p><i>Минеральные кислоты</i> типов $\text{Э}(\text{OH})_m\text{O}_n$ при $n \geq 2$ (например, HClO_4, HClO_3, H_2SO_4, HNO_3, H_2SeO_4, HMnO_4) и $\text{H}\text{Э}$ (HCl, HBr, HI).</p> <p><i>Некоторые органические кислоты</i> (например, CF_3COOH и CCl_3COOH).</p> <p><i>Гидроксиды s-элементов</i> (кроме Be и Mg) – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.</p> <p><i>Гидроксид Tl</i> – TlOH.</p> <p><i>Гидроксиды лантаноидов</i> типа $\text{Me}(\text{OH})_3$.</p> <p><i>Органические четырехзамещенные аммониевые основания</i> типа $\text{R}_4\text{N}^+\text{OH}^-$, например, $(\text{CH}_3)_4\text{N}^+\text{OH}^-$.</p> <p><i>Большинство солей</i> типов: Me^+A^- (KCl), $\text{Me}^{2+}\text{A}^{2-}$, ($\text{CaCl}_2$) $\text{Me}_2^+\text{A}^{2-}$ (K_2SO_4), $\text{Me}^{2+}\text{A}^{2-}$ (MgSO_4), $\text{Me}^{3+}\text{A}^{3-}$ (AlCl_3) и $\text{Me}_3^+\text{A}^{3-}$ (K_3PO_4).</p>	<p><i>Минеральные кислоты</i> типов $\text{Э}(\text{OH})_m\text{O}_n$ при $n=1$ (например, H_3PO_4, H_2SO_3, H_3AsO_3, HClO_2).</p> <p><i>Плавиновая кислота</i> HF.</p> <p><i>Некоторые органические кислоты</i> (например, CH_2ClCOOH).</p> <p><i>Гидроксид магния</i> – $\text{Mg}(\text{OH})_2$.</p> <p><i>Некоторые органические основания</i> (например, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$).</p>	<p><i>Минеральные кислоты</i> типов $\text{Э}(\text{OH})_m\text{O}_n$ при $n=1$ (если неустойчива) или 0 (например, H_3BO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3, HClO).</p> <p><i>Кислоты</i>: H_2S, HCN.</p> <p><i>Пероксид водорода</i> H_2O_2.</p> <p><i>Большинство органических кислот</i> (например, уксусная CH_3COOH).</p> <p><i>Гидроксиды p- и d-элементов</i> (например, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, кроме $\text{La}(\text{OH})_3$).</p> <p><i>Гидроксид бериллия</i> – $\text{Be}(\text{OH})_2$.</p> <p><i>Некоторые органические основания</i> (например, CH_3NH_2).</p> <p><i>Некоторые соли</i> ($\text{Fe}(\text{CNS})_3$, HgCl_2).</p> <p><i>Вода</i> – H_2O.</p> <p><i>Гидрат аммиака</i> – $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$</p>

Таблица А.8 – Окраска некоторых индикаторов в растворах кислот и щелочей

Индикатор	Нейтральный раствор	Раствор кислоты	Раствор щелочи
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Метилоранж	оранжевый	красный	желтый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый

В авторской редакции