МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Кузбасский государственный технический университет
имени Т. Ф. Горбачева»

Кафедра химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов

ХИМИЯ

Методические указания к практическим занятиям
по дисциплине «Химия» для студентов I курса, обучающихся по
направлению 270800.62 «Строительство»
очной и заочной форм обучения

Составители Ю. А. Михайленко
О. А. Кузнецова

Утверждены на заседании кафедры
Протокол № 9 от 25.05.2013
Рекомендованы к печати учебно-
методической комиссией
специальности 240301
Протокол № 26 от 30.05.2013
Электронная копия находится
в библиотеке КузГТУ

Кемерово 2013

ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ

Работа на практических занятиях способствует формированию таких социально-личностных компетенций, как настойчивость в достижении цели; способность к сотрудничеству; умение работать в коллективе; способность осваивать большие объемы информации и выделять главное. Одновременно развиваются общенаучные и инструментальные компетенции: понимание необходимости приобретения новых знаний и способность приобретать их, используя современные научные методы, а также владение ими на уровне, необходимом для решения задач в области химии; навыки аргументации, коммуникации и передачи научного материала.

Каждое практическое занятие начинается с проверки домашнего задания и устного опроса по теме занятия. Для подготовки к аудиторной работе по каждой теме студентам предлагается список вопросов, ответы на которые представлены в лекционном курсе и в рекомендуемой литературе.

После ознакомления с очередным разделом дисциплины и проработки типовых задач, на дом выдаются задачи для самостоятельного решения, которые должны быть подготовлены к следующему занятию. При решении задач рекомендуется пользоваться примерами, разобранными на занятии, а также литературой [1−6]. Задачи следует решать наиболее рациональным способом. Каждая задача оценивается определенным количеством баллов. Увеличить количество баллов возможно, если задача решена несколькими вариантами.

Перед занятием необходимо изучить материал по данной теме по приведенным вопросам. В тетради для практических занятий кратко изложить ответы на предложенные вопросы. При подготовке к занятию необходимо пользоваться конспектами лекций, а также рекомендованными учебниками из списка литературы. При изучении курса химии на практические занятия отводится 17 часов. Распределение часов по темам представлено в таблице.

В данных методических указаниях по каждой изучаемой теме приведены примеры решения задач с подробным теоретическим обоснованием, а также задания, которые студентам предстоит решить самостоятельно.

Таблица

Семестровый план практических занятий

Последовательность тем	Тема занятия	Объем в часах
1	Классификация и номенклатура неорганических веществ. Стехиометрические расчеты.	2
2	Тепловые эффекты, направление химических реакций.	2
3	Химическая кинетика и равновесие.	2
4	Растворы. Способы выражения состава растворов.	2
5	Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей.	2
6	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Направление окислительно-восстановительных процессов.	2
7	Гальванические элементы. Законы Фарадея.	3
8	Коррозия металлов.	2
	Итого:	17

Занятие 1 Классификация и номенклатура неорганических веществ. Стехиометрические расчеты

Цели занятия:

1) усвоение содержания основных понятий и сущности различных классов неорганических соединений, законов стехиометрии;

2) формирование практических навыков самостоятельной работы с учебной и справочной литературой (приложение 1−4).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: основные классы неорганических соединений, их свойства, номенклатура; законы стехиометрии (сохранение массы, постоянства состава и кратных отношений, Авогадро, эквивалентов);

газовые законы, закон Клапейрона-Менделеева; методы определения атомных и молекулярных масс; основные типы расчетных задач.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. При окислении 12,0 г двухвалентного металла образуется 13,4 г оксида металла. Вычислить молярную массу металла и определить, какой это металл.

Решение: Составим уравнение реакции:

$$2Me + O_2 = 2MeO$$

по закону сохранения массы:

$$m_{Me} + m_{O_2} = m_{MeO}.$$

Найдем массу кислорода:

$$m_{O_2} = m_{MeO} - m_{Me} = 13{,}4 - 12{,}0 = 1{,}4 \text{ г}.$$

Из уравнения реакции следует:

$$n_{Me} = 2n_{O_2} \quad \text{или} \quad \frac{m_{Me}}{M_{Me}} = 2\frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}.$$

Определяем молярную массу металла:

$$M_{Me} = \frac{m_{Me} \cdot M_{O_2}}{2m_{O_2}} = \frac{12{,}0 \cdot 32}{2 \cdot 1{,}4} = 137{,}2 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, атомная масса металла равна 137,2 а.е.м. По периодической системе элементов Д. И. Менделеева определяем металл. Это Ba – барий (137,33 а.е.м.)

Пример 2. Для растворения 16,5 г металла потребовалось 18,4 г хлороводородной (соляной) кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода при нормальных условиях.

Решение: Для реакции:

$$Me + HCl \rightarrow MeCl_n + H_2\uparrow$$

в соответствии с законом эквивалентов справедливо равенство:

$$n_{эк}(Me) = n_{эк}(HCl) = n_{эк}(MeCl_n) = n_{эк}(H_2),$$

т.е. количества ($n_{эк}$) вступивших в реакцию веществ (Me и HCl) и образовавшихся продуктов ($MeCl_n$ и H_2) одинаковы.

Так как $n_{эк}(B) = \frac{m_B}{M_{эк}(B)}$, то $\frac{m_{Me}}{M_{эк}(Me)} = \frac{m_{HCl}}{M_{эк}(HCl)}$.

Эквивалентная масса ($M_{эк}$) вещества (B) в конкретной реакции всегда в z_B раз меньше молярной массы этого вещества (M_B):

$$M_{эк}(B) = \frac{M_B}{z_B},$$

где z_B – эквивалентное число, которое в окислительно-восстановительной реакции окисляется по числу принятых электронов для окислителя или отданных – для восстановителя.

HCl в данной реакции является окислителем за счет ионов водорода:

$$H^+ + 1\bar{e} = H,$$

поэтому $z_{H^+} = z_{HCl} = 1$, тогда $M_{эк}(HCl) = M(HCl) = 36{,}5$ г/моль.

Вычисляем эквивалентную массу металла:

$$M_{эк}(Me) = \frac{m_{Me} \cdot M_{эк}(HCl)}{m_{HCl}} = \frac{16{,}5 \cdot 36{,}5}{18{,}4} = 32{,}7 \text{ г/моль.}$$

Для получения H_2, необходимо $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$, тогда $z_{H_2} = 2$.

Выражаем объем выделившегося водорода из равенства:

$$\frac{m_{HCl}}{M_{эк}(HCl)} = \frac{V_{H_2}}{V_{эк}(H_2)},$$

$$V_{H_2} = \frac{m_{HCl} \cdot V_{эк}(H_2)}{M_{эк}(HCl)} = \frac{18{,}4 \cdot 11{,}2}{36{,}5} = 5{,}6 \text{ дм}^3,$$

$$V_{эк}(H_2) = \frac{V_M}{z_B} = \frac{22{,}4}{2} = 11{,}2 \text{ дм}^3\text{/моль},$$

где V_M – молярный объем газа при н.у.

Пример 3. При взаимодействии серной кислоты с гидроксидом натрия образовались соли: а) Na_2SO_4, б) $NaHSO_4$. Найдите значения эквивалентных масс серной кислоты в обоих случаях.

Решение: Составляем уравнения реакций:

а) $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$;

б) $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$.

Определяем эквивалентные числа для серной кислоты ($z_{H_2SO_4}$) по стехиометрическим коэффициентам в уравнениях реакций:

а) $z_{H_2SO_4} = 2$, так как 1 формульная единица H_2SO_4 взаимодействует с 2 формульными единицами NaOH;

б) $z_{H_2SO_4} = 1$, так как 1 формульная единица H_2SO_4 взаимодействует с 1 формульной единицей NaOH.

Рассчитаем эквивалентные массы серной кислоты:

$$M_{эк}(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{z_{H_2SO_4}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$M_{эк}(H_2SO_4) = \frac{M_{H_2SO_4}}{z_{H_2SO_4}} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль}.$$

Упражнения и задачи

1. При взаимодействии гидроксида железа(III) с неконцентрированной азотной кислотой образуются:

а) нитрат дигидроксожелеза(III);

б) нитрат гидроксожелеза(III);

в) нитрат железа(III).

Составьте уравнения реакций и вычислите эквивалентные массы гидроксида железа(III) в каждой их этих реакций.

2. Определите эквивалентную массу ортофосфорной кислоты в реакциях образования солей калия: а) дигидроортофосфата; б) гидроортофосфата; в) ортофосфата. Предварительно составьте уравнения реакций.

3. На растворы гидрокарбоната магния и хлорида гидроксохрома(III) подействовали избытком хлороводородной кислоты. Напишите уравнения реакций и определите эквивалентные массы названных солей.

4. При окислении 33,48 г двухвалентного металла образовалось 43,08 г его оксида. Найдите эквивалентные массы металла и его оксида, атомную массу металла. Назовите этот металл.

5. 0,7 г двухвалентного металла вытеснил из кислоты 418 $см^3$ водорода, собранного при 20 °С и давлении 104,3 кПа. Найдите относительную атомную массу этого металла, назовите его.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–4 стр. 8−9 Пример 1–4 стр. 11−12 Пример 1–3 стр. 16−17 Пример 1–3 стр. 20−21
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 16, 22 стр. 10−11; № 31, 40 стр. 13; № 54, 56 стр. 18; № 80, 87, 99, 124 стр. 21–26

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 19−27, 29−34; 2, с. 5−9].

Занятие 2 Тепловые эффекты, направление химических реакций

Цели занятия:

1) усвоение содержания основных понятий и сущности законов термодинамики;

2) формирование практических умений выполнять различные термодинамические и термохимические расчеты;

3) формирование практических навыков самостоятельной работы с учебной и справочной литературой (приложение 5).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: основные понятия химической термодинамики; первый закон термодинамики, тепловые эффекты химических реакций; термохимические уравнения; закон Гесса и следствия из не-

го; энтропия, факторы, влияющие на ее величину; энергия Гиббса, влияние энтропийного и энтальпийного факторов на возможность самопроизвольного протекания процесса.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Рассчитайте стандартную энтальпию ($\Delta H°_{х.р.}$) реакции:

$$Na_2O_{(т)} + H_2O_{(ж)} = 2NaOH_{(т)}$$

по значениям стандартных энтальпий образования веществ (ΔH°_f, см. приложение 5). Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).

Решение: По данным прил. 5, стандартные энтальпии образования $Na_2O_{(т)}$, $H_2O_{(ж)}$ и $NaOH_{(т)}$ при 298К равны соответственно –416, –286 и –427,8 кДж/моль. Используя следствие из закона Гесса, рассчитываем $\Delta H°_{х.р.}$:

$\Delta H°_{х.р.} = 2\,\Delta H^{\circ}_f(NaOH) - [\Delta H^{\circ}_f(Na_2O) + \Delta H^{\circ}_f(H_2O)] = 2(-427{,}8) - [-416 + (-286)] = -153{,}6$ кДж.

Так как, $\Delta H°_{х.р.} < 0$, то данная реакция экзотермическая, т.е. протекает с выделением теплоты.

Пример 2. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $CH_{4(г)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}$?

Решение: Для ответа на вопрос следует вычислить ΔG°_f прямой реакции. Значения ΔG°_f соответствующих веществ приведены в прил. 5. Зная, что ΔG есть функция состояния и, что $\Delta G°$ для простых веществ, находящихся в устойчивых при стандартных условиях агрегатных состояниях, равны нулю, находим ΔG°_f процесса:

$$\Delta G^{\circ}_f = 2(-137{,}27) + 2(0) - (-50{,}79 - 394{,}38) = +170{,}63 \text{ кДж.}$$

Так как, $\Delta G^{\circ}_f > 0$, самопроизвольного протекания прямой реакции невозможно при T = 298 K и равенстве давлений взятых газов 101 325 Па (760 мм. рт. ст. = 1 атм).

Пример 3. При какой температуре наступит равновесие в системе:

$$BaO_{(кр)} + 0{,}5O_{2(г)} = BaO_{2(кр)},$$

если $\Delta H°_{х.р.} = -81{,}51$ кДж, а $\Delta S°_{х.р.} = -0{,}11$ кДж/(моль·К)?

Решение. В состоянии равновесия энергия Гиббса равна нулю. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; если $\Delta G = 0$, то $\Delta H = T\Delta S$. Из этого равенства можно рассчитать температуру, при которой наступит равновесие в системе: $T = \Delta H°_{х.р.}/\Delta S°_{х.р.}$; $T = -85{,}51/-0{,}11 = 777{,}4$ К или 504,4 °С.

Упражнения и задачи

1. Вычислить стандартную энтальпию образования Fe_2O_3, если известно, что для реакции: $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$, $\Delta H°_{х.р.} = -28{,}42$ кДж.

2. На основании стандартных энтальпий образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислить $\Delta G°_{х.р.}$, протекающей по уравнению:

$CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}$.

Возможна ли данная реакция при стандартных условиях?

3. Укажите, какие из приведенных реакций протекают самопроизвольно и являются экзотермическими:

а) $H_2O_{2(ж)} = 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$;

б) $3H_{2(г)} + N_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$;

в) $N_2O_{4(г)} = 2NO_{2(г)}$.

4. Определить стандартную энтальпию (ΔH_f°) образования PH_3, исходя из уравнения:

$2PH_{3(г)} + 4O_{2(г)} = P_2O_{5(к)} + 3H_2O_{(ж)}$; $\Delta H°_{х.р.} = -2360$ кДж.

Сколько теплоты выделится, если в реакции участвуют 89,6 л фосфина PH_3?

5. Теплота образования пероксида водорода $\Delta H°(H_2O_2) = -187{,}86$ кДж/моль. Какое количество тепла выделится при восстановлении 1 моль H_2O_2 до жидкой воды?

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–9 стр. 68–74
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 283, 285, 286, 288, 293, 300, 303, 308, 310 стр. 75–79

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 170–189, с. 186–211; 3, с. 9–12; 4, с. 116–142; 6, с. 176–197].

Занятие 3 Химическая кинетика и равновесие

Цели занятия:

1) усвоение содержания основных понятий и законов химической кинетики;

2) формирование умений выполнения кинетических расчетов.

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: скорость химических реакций, единицы измерения, константа скорости; факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции: концентрация, температура, давление (для газов), закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, энергия активации; катализ и катализаторы.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2SO_2$(г) + O_2(г) = $2SO_3$(г), если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение: Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[SO_3] = a$, $[O_2] = b$, $[SO_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости ν прямой и обратной реакции до изменения объема: $\nu_{пр.} = ka^2 \cdot b$, $\nu_{обр.} = k_1c^2$.

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[SO_2] = 3a$, $[O_2] = 3b$, $[SO_3] = 3c$.

При новых концентрациях скорости ν прямой и обратной реакции: $\nu'_{пр.} = k(3a)^2 \cdot (3b) = 27ka^2 \cdot b$, $\nu'_{обр.} = k_1(3c)^2 = 9k_1c^2$.

Отсюда

$$\frac{\nu'_{пр.}}{\nu_{пр.}} = \frac{27ka^2 \cdot b}{ka^2 \cdot b} = 27, \quad \frac{\nu'_{обр.}}{\nu_{обр.}} = \frac{9kc^2}{kc^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3.

Пример 2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, зная, что с повышением температуры на 60 °С скорость возрастает в 128 раз.

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается эмпирическим *правилом Вант−Гоффа*: при повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в два − четыре раза:

$$\nu(T_2) = \nu(T_1) \cdot \gamma^{\left(\frac{T_2 \cdot T_1}{10}\right)},$$

где T_1, T_2 − начальная и конечная температура; γ − температурный коэффициент, принимающий значения от 2 до 4:

$$128 = \gamma^{\left(\frac{60}{10}\right)}, \quad 128 = \gamma^6, \quad \gamma = 2.$$

Пример 3. Равновесие системы $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ установилось, когда концентрации компонентов, моль/л, были: $[SO_2]_{равн}$ = 0,6; $[O_2]_{равн}$ = 0,24; $[SO_3]_{равн}$ = 0,21. Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации кислорода и диоксида серы.

Решение. Химическим равновесием называется такое состояние, когда скорости прямой и обратной реакций равны. Характеризуется химическое равновесие константой К, она имеет вид:

$$aA + bB = cC + dD,$$

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

В условии задачи даны равновесные концентрации. Поэтому сразу можно рассчитать константу химического равновесия для реакции:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3,$$

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{0{,}21^2}{0{,}62^2 \cdot 0{,}34} = 0{,}51.$$

Чтобы рассчитать исходные концентрации кислорода и диоксида серы, необходимо найти, сколько этих компонентов было израсходовано на получение 0,21 моль триоксида серы и сложить с равновесными концентрациями. Согласно уравнению реакции для получения 2 моль триоксида серы требуется 2 моль диоксида серы, а для получения 0,21 моль триоксида серы − **x** моль диоксида серы.

Отсюда

$\mathbf{x} = (0{,}21 \cdot 2) / 2 = 0{,}21$ моль.

Итак, $[SO_2]_{изр} = 0{,}21$ моль/л.

На получение SO_3 было израсходовано 0,21 моль SO_2, тогда $[SO_2]_{исх} = [SO_2]_{равн} + [SO_2]_{изр} = 0{,}6 + 0{,}21 = 0{,}81$ моль/л, $[SO_2]_{исх} = 0{,}81$ моль/л.

Для получения 2 моль SO_3 требуется 1 моль O_2.

Для получения 0,21 моль SO_3 − **y** моль O_2,

$\mathbf{y} = (0{,}21 \cdot 1) / 2 = 0{,}105$ моль.

Итак, $[O_2]_{изр} = 0{,}105$ моль/л.

Тогда $[O_2]_{исх} = [O_2]_{равн} + [O_2]_{изр} = 0{,}24 + 0{,}105 = 0{,}345$ моль/л.

Упражнения и задачи

1. Во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 100 до 50 °С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Привести пример гомогенной реакции.

2. В гомогенной системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ при некоторой температуре равны: $[CO] = 0{,}4$ моль/л; $[Cl_2] = 0{,}6$ моль/л; $[COCl_2] = 1{,}2$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации Cl_2 и CO.

3. Константа равновесия гомогенной системы $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ при некоторой температуре равна 1. Вычислить равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $[CO]_{исх} = 0{,}30$ моль/л; $[H_2O]_{исх} = 1{,}20$ моль/л.

4. В системе $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_2(г)$ начальная концентрация CO и Cl_2 была равна 0,28 моль/л и 0,09 моль/л; равновесная концентрация CO равна 0,20 моль/л. Найти константу равновесия.

5. Куда сместится равновесие системы $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$, если: а) увеличить концентрацию O_2; б) понизить давление; в) увеличить объем реакционного сосуда; г) понизить концентра-

цию H_2O; д) повысить концентрацию Cl_2? Написать выражение константы равновесия.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–10 стр. 80–88
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 325, 326, 327, 339, 335, 341, 343, 354, 362, 364 стр. 88–93.

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 216–231; 3, с. 12–17; 4, с. 167–201; 6, с. 197–225].

Занятие 4 Растворы. Способы выражения состава растворов

Цели занятия:

1) приобретение расчетных умений по выражению концентраций веществ в растворах разными способами (массовая доля, мольная доля, молярная, эквивалентная, моляльная концентрации);

2) формирование практических навыков самостоятельной работы с учебной и справочной литературой (приложение 3, 5).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: массовая доля, моляльная, эквивалентная, молярная концентрации, мольная доля; математическая связь между различными способами выражения концентрации вещества в растворе.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Определите массу кристаллогидрата хлорида железа(III) $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ и массу воды, необходимые для приготовления 250 г раствора с массовой долей хлорида железа(III) 15%. Рассчитайте моляльность $FeCl_3$ в полученном растворе.

Решение: Определяем массу безводного хлорида железа(III), необходимую для приготовления 250 г раствора с массовой долей $FeCl_3$ 15%:

$$\omega(FeCl_3) = \frac{m(FeCl_3) \cdot 100}{m_{р\text{-}ра}},$$

откуда $m(FeCl_3) = \frac{\omega(FeCl_3) \cdot m_{р\text{-}ра}}{100} = \frac{15 \cdot 250}{100} = 37{,}5$ г.

Исходя из того, что $M(FeCl_3 \cdot 6H_2O) = 270{,}5$ г/моль и $M(FeCl_3) = 162{,}5$ г/моль, определяем массу кристаллогидрата хлорида железа(III), соответствующую найденной массе безводной соли:

270,5 г $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ содержат 162,5 г $FeCl_3$

m г $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ содержат 37,5 г $FeCl_3$

$$m(FeCl_3 \cdot 6H_2O) = \frac{270{,}5 \cdot 37{,}5}{162{,}5} = 62{,}42 \text{ г}.$$

Определяем массу воды, необходимую для приготовления 250 г раствора $FeCl_3$:

$m(H_2O) = m_{р\text{-}ра} - m(FeCl_3 \cdot 6H_2O) = 250 - 62{,}42 = 187{,}58$ г.

Определяем массу воды, содержащуюся в 250 г раствора $FeCl_3$:

$m(H_2O) = m_{р\text{-}ра} - m(FeCl_3) = 250 - 37{,}5 = 212{,}5$ г = 0,212 5 кг.

Находим моляльность $FeCl_3$ в полученном растворе:

$$C_m(FeCl_3) = \frac{m(FeCl_3)}{M(FeCl_3) \cdot m(H_2O)} = \frac{37{,}5}{162{,}5 \cdot 0{,}212\,5} = 1{,}086 \text{ моль/кг } H_2O.$$

Пример 2. Определите, какой объем 0,8 М раствора щелочи КОН необходим для полного взаимодействия КОН с кислотой H_2SO_4, содержащейся в 40 мл 0,13 М раствора кислоты H_2SO_4, с превращением ее в среднюю соль.

Решение: Для реакции между кислотой H_2SO_4 и щелочью КОН, протекающей в растворе по уравнению:

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + H_2O.$$

Закон эквивалентов можно записать в виде:

$V(H_2SO_4) \cdot C_{эк}(H_2SO_4) = V(KOH) \cdot C_{эк}(KOH)$,

откуда $V(KOH) = \dfrac{V(H_2SO_4) \cdot C_{эк}(H_2SO_4)}{C_{эк}(KOH)}$.

Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалентов вещества В связаны соотношением: $C_{эк}(B) = z \cdot C_M(B)$, принимая $z(H_2SO_4) = 2$, а $z(KOH) = 1$, находим $C_{эк}(H_2SO_4) = 2 \cdot 0{,}13 = 0{,}26$ моль/л, $C_{эк}(KOH) = 1 \cdot 0{,}8 = 0{,}8$ моль/л.

Определяем искомый объем 0,8 М раствора КОН:

$$V(KOH) = \frac{40 \cdot 0{,}26}{0{,}8} = 13\,см^3.$$

Пример 3. Выразите состав полученного раствора через молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, если 5,6 л SO_2, измеренного при н.у., растворили в 25 л воды.

Решение: При растворении газа SO_2 в воде происходит его химическое взаимодействие с водой с образованием сернистой кислоты:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

Определяем количество растворенной H_2SO_3 в растворе.

Молярный объем любого газа при нормальных условиях равен 22,4 л/моль. В соответствии с уравнением реакции из 1 моль SO_2 образуется 1 моль H_2SO_3, тогда $n(SO_2) = n(H_2SO_3) = \dfrac{5{,}6}{22{,}4} =$ 0,25 моль.

Считаем полученный раствор H_2SO_3 разбавленным и принимаем его плотность равной плотности воды, а объем раствора равным объему воды. Находим молярную концентрацию полученного раствора H_2SO_3:

$$C_M(H_2SO_3) = \frac{n(H_2SO_3)}{V_{р\text{-}ра}} = \frac{0{,}25}{25} = 0{,}01 \text{ моль/л}.$$

Принимаем число эквивалентности $z(H_2SO_3)$ равным 2 и рассчитываем молярную концентрацию эквивалентов $C_{эк}(H_2SO_3)$ по формуле:

$C_{эк}(H_2SO_3) = 2 \cdot C_M(H_2SO_3) = 0{,}01 \cdot 2 = 0{,}02$ моль.

Упражнения и задачи

1. Сколько граммов кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ нужно взять для приготовления 600 см^3 раствора с массовой долей Na_2SO_4, равной 10%?

2. Рассчитайте массы воды и медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, необходимые для приготовления 1 л раствора с массовой долей безводной соли $CuSO_4$ 8% и плотностью 1,084 г/см^3.

3. Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли?

4. Сколько граммов $(NH_4)_2SO_4$ нужно взять для приготовления 2 л 0,05 М раствора? Какова эквивалентная концентрация такого раствора?

5. Определите молярную и эквивалентную концентрации, а также мольную долю вещества в водном растворе с массовой долей сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ 25%. Плотность раствора 1,26 г/см^3.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1−11 стр. 96−99
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 391, 392, 396, 400, 406, 414, 427, 429, 436, 443 стр. 99−103

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 231–245; 3, с. 17–21].

Занятие 5 Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей

Цели занятия:

1) обобщение знаний о растворах электролитов и неэлектролитов, водородном показателе (pH), кислотно-основных индикаторах, гидролизе солей;

2) продолжение формирования умений работать с учебной и справочной литературой (приложение 2, 5, 7).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: теория электролитической диссоциации Аррениуса, свойства электролитов, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа, его математическое выражение; температура замерзания и кипения, физический смысл криоскопической и эбулиоскопической констант; понятия о степени и константе диссоциации; понятие о водородом показателе (pH); гидролизе солей, константе и степени гидролиза.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. В каком количестве воды следует растворить 20 г глюкозы, чтобы получить раствор с температурой кипения 100,2 °С?

Решение: Температура кипения воды 100 °С. Повышение температуры кипения раствора $\Delta t_{кип}$ = 100,2 − 100 = 0,2 °С. Молярная масса глюкозы $M(C_6H_{12}O_6)$ = 180 г/моль.

Из формулы $\Delta t_{кип} = E \cdot \left(\frac{m_в \cdot 1000}{M_в \cdot m_{воды}} \right)$ находим массу воды, в котором нужно растворить 20 г глюкозы, чтобы получить раствор с температурой кипения 100,2 °С:

$$m_{воды} = \frac{m_в \cdot 1000}{\Delta t_{кип} \cdot M} = \frac{0{,}52 \cdot 20 \cdot 1000}{0{,}2 \cdot 180} = 289 \text{ г.}$$

Пример 2. Рассчитайте, при какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего в 100 см^3 раствора 7 г глицерина ($C_3H_8O_3$), составит 1750 кПа.

Решение: Рассчитаем молярную массу глицерина и молярную концентрацию раствора:

$M_в = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 92$ г/моль,

$$C_M = \frac{m_в}{M_в \cdot V} = \frac{7}{92 \cdot 0{,}1} = 0{,}76 \text{ моль/л},$$

$$T = \frac{P_{осм.}}{C_M \cdot R} = \frac{1750}{0,76 \cdot 8,314} = 277K = 4\ ^{\circ}C.$$

Пример 3. Вычислить pH 0,01н. раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,042.

Решение: Поскольку уксусная кислота CH_3COOH является одноосновной, ее эквивалентная концентрация равна молярной $C_{эк} = C_M = 0,01$ моль/л.

Концентрация ионов H^+ в растворе составит:

$[H^+] = \alpha \cdot C_M = 0,042 \cdot 0,01 = 4,2 \cdot 10^{-4}$.

Отсюда $pH = -\lg \cdot [H^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,38$.

Пример 4. Какие из солей $Fe_2(SO_4)_3$, NaCl, K_3AsO_4 подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

Решение: Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу. К ним относятся NaCl, K_3AsO_4.

Для остальных солей составим уравнения гидролиза:

$Fe_2(SO_4)_3$ – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, она подвергается гидролизу по катиону:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O = 2(FeOH)SO_4 + H_2SO_4$$

$$2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-} + 2H_2O = 2FeOH^{2+} + 3SO_4^{2-} + H^+$$

$Fe^{3+} + H_2O = FeOH^{2+} + H^+$ − кислая реакция среды, $pH < 7$.

Упражнения и задачи

1. Температура кипения водного раствора сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ равна 101,4 °С. Вычислите моляльную концентрацию и массовую долю сахарозы в растворе. При какой температуре замерзнет этот раствор?

2. Вычислить pH 3,12%-ого раствора HCl, плотность которого равна 1,015 г/см^3.

3. Понижение температуры замерзания раствора, содержащего 0,052 г камфоры в 26 г бензола равно 0,067°. Какова молярная масса камфоры?

4. Сколько воды нужно прибавить к 300 см^3 0,2 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?

5. Какая из солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3, Na_2SeO_3, Na_2TeO_3 или Na_2SO_3; $FeCl_2$, $NiCl_2$, $CuCl_2$ или $FeCl_3$? Почему? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

6. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0,1н. растворе равна $2{,}11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите K_1.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–4 стр. 105–106 Пример 1–4 стр. 111–116 Пример 1–5 стр. 120–123
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 463, 464, 468, 477, 480 стр. 197–109 № 503, 505, 506 стр.116–118 № 536, 538, 543, 538а, 539б, 541 стр.123–124 № 559, 563 стр. 128–129 № 585, 586, 598 стр. 136–137

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 245–247, с. 249–251, с. 254–259; 3, с. 20–28; 6, с. 225–234].

Занятие 6 Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Направление окислительно-восстановительных процессов

Цели занятия:

1) углубление знаний по методам составления уравнений ОВР и о влиянии различных факторов на протекания ОВР;

2) формирование расчетных умений прогнозирования самопроизвольного направления протекания ОВР на основе значений окислительно-восстановительных потенциалов;

3) продолжение формирования навыков работы со справочной литературой (приложение 8).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: степень окисления, окислитель, восстановитель, процессы окисления, восстановления; окислительно-восстановительный потенциал; метод электронного баланса; типы ОВР, факторы, влияющие на характер их протекания; зависимость окислительно-восстановительных свойств соединений от степени окисления элементов; направление ОВР реакции.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях NH_3, HNO_2, HNO_3, H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, Cr_2O_3, $K_2Cr_2O_7$, определите, какие их них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение: Степень окисления азота (N) в указанных соединениях соответственно равна: − 3 (низшая), + 3 (промежуточная), + 5 (высшая); степень окисления серы (S) соответственно равна: – 2 (низшая), + 4 (промежуточная), + 6 (высшая); степень окисления хрома (Cr) соответственно равна: + 3 (промежуточная), + 6 (высшая). Отсюда: NH_3, H_2S − только восстановители; HNO_3, H_2SO_4, $K_2Cr_2O_7$ − только окислители; HNO_2, H_2SO_3, Cr_2O_3 − могут быть и окислителями и восстановителями.

Пример 2. Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

Решение: Цинк − проявляет восстановительные свойства (Zn°). H_2SO_4 − проявляет окислительные свойства (S^{+6}). Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы как *p*-элемента VIA группы равна –2. Цинк как металл IIB группы имеет постоянную степень окисления +2.

Отражаем сказанное в электронных уравнениях:

восстановитель 4 $Zn° - 2\bar{e} = Zn^{+2}$ процесс окисления

окислитель 1 $S^{+6} + 8\bar{e} = S^{-2}$ процесс восстановления

Составляем уравнение реакции:

$$4Zn + 5H_2SO_4 \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O.$$

Перед H_2SO_4 стоит коэффициент 5, а не 1, т.к. четыре молекулы H_2SO_4 идут на связывание четырех ионов Zn^{2+}.

Пример 3. Пользуясь таблицей потенциалов, определите, будет ли протекать следующая окислительно-восстановительная реакция:

$$2FeCl_3 + 2KI \rightarrow 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl.$$

Решение:

окислитель 1 $2Fe^{+3} + 2\bar{e} = 2Fe^{+2}$ процесс восстановления

восстановитель 1 $2I^- - 2\bar{e} = I_2$ процесс окисления

$$E^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{+2}} = +0{,}77\ В; \quad E^{\circ}_{I_2/I^-} = +0{,}53\ В.$$

$E^{o}_{ок\text{-}ль} - E^{o}_{вос-ль} = 0{,}77 - 0{,}53 = 0{,}24 > 0$ – реакция возможна.

Упражнения и задачи

1. Составить электронные уравнения и указать, какой процесс: окисление или восстановление происходит при следующих превращениях:

а) $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$; б) $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$; в) $S^{-2} \rightarrow S°$.

2. Реакции выражаются схемами:

1) $K_2Cr_2O_7 + HJ \rightarrow J_2 + KJ + CrJ_3 + H_2O$;
2) $I_2 + 5H_2O_2 \rightarrow 2HIO_3 + 4H_2O$;
3) $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$;
4) $C_6H_{12}O_6 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
5) $P + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + PH_3$;
6) $HIO_3 + H_2O_2 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$;
7) $J_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(JO_3)_2 + BaJ_2 + H_2O$;
8) $MnSO_4 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + PbSO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$.

Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, что окисляется

и что восстанавливается? К каким классам ОВР относятся указанные реакции?

3. Какое из веществ: $K_2Cr_2O_7$, KJ и H_2SO_3 – является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

$$Na_2C_2O_4 + KBrO_3 + H_2O \rightarrow CO_2 + KBr + NaOH.$$

4. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, указать, в каком направлении будут самопроизвольно протекать реакции:

а) $Ca(ClO)_2 + Na_2S + H_2O \rightarrow CaCl_2 + S + NaOH$;

б) $Cr + O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_2 + H_2O$;

в) $P + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + PH_3$.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–3 стр. 149–151 Пример 1−2 стр. 154–155 Пример 1–3 стр. 164–166
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 612, 614, 625, 626, 628, 631 стр. 143–153 № 642, 646 стр. 156 № 672, 677 стр. 166–167

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 259–273; 3, с. 28–32; 4, 251–260; 6, с. 234–240].

Занятие 7 Гальванические элементы. Законы Фарадея

Цели занятия:

1) закрепить знания, а также проверить и скорректировать усвоение разделов: электрическая проводимость растворов электролитов, электродные и окислительно-восстановительные потенциалы;

2) закрепить знания: электролиз расплавов и водных растворов.

3) продолжение формирования навыков работы со справочной литературой (приложение 8).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: стандартный водородный электрод и стандартные водородные и окислительно-восстановительные потенциалы, уравнение Нернста, гальванические элементы, ЭДС; электролиз расплавов и водных растворов, законы электролиза.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л, а потенциал кобальта – в растворе с концентрацией 0,1 моль/л?

Решение: Электродный потенциал металла $E^{o}_{Me^{n+}/Me^{\circ}}$ зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me^{o}} = E^{\circ}_{Me^{n+}/Me^{o}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Me^{n+}},$$

где $E_{Me^{n+}/Me^{\circ}}$ – стандартный электродный потенциал, В; n – число электронов, принимающих участие в процессе; $C_{Me^{n+}}$ – концентрация гидратированных ионов металла в растворе, моль/л.

$E^{o}_{Me^{n+}/Me^{\circ}}$ для никеля и кобальта соответственно равны – 0,250 и – 0,277 В. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

$$E_{Ni^{2+}/Ni^{\circ}} = E^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni^{\circ}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Ni^{2+}} = -0,25 + \left(\frac{0,059}{2}\right) \cdot \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В},$$

$$E_{Co^{2+}/Co^{\circ}} = E^{\circ}_{Co^{2+}/Co^{\circ}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Co^{2+}} = -0,277 + \left(\frac{0,059}{2}\right) \cdot \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

Пример 2. При электролизе раствора $CuSO_4$ на угольном аноде выделилось 350 $см^3$ кислорода при нормальных условиях. Сколько граммов меди выделилось на катоде? Приведите уравнения электродных процессов, определите продукты электролиза.

Решение: В водном растворе сульфат меди(II) диссоциирует по схеме: $CuSO_4 = Cu^{2+} + SO_4^{2-}$.

Катионы меди имеют значение электродного потенциала (+0,337 В) значительно большее, чем ионы водорода. Поэтому на катоде происходит процесс восстановления ионов Cu^{2+}. При электролизе водных растворов сульфат-анионы не окисляются на аноде. На нем происходит окисление воды.

Катод ← Cu^{2+}, H_2O Анод ← SO_4^{2-}, H_2O

<u>На катоде</u>: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$ <u>На аноде</u>: $2H_2O - 4\bar{e} = 4H^+ + O_2$.

Продукты электролиза − Cu, O_2.

У анода: $4H^+ + 2SO_4^{2-} = 2H_2SO_4$.

Один моль эквивалентов кислорода при н. у. занимает объем 5,6 л. Следовательно, 350 $см^3$ составляют 0,35/5,6 = 0,0625 моль. Столько же молей эквивалентов выделилось на катоде. Отсюда масса меди (63,54/2) · 0,0625 = 1,98 г.

Пример 3. Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Найти эквивалентную массу металла.

Решении:. Согласно законам Фарадея:

$$m = \frac{M_{эк} \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где m – масса вещества, выделившегося на электроде, г; $M_{эк.}$ – молярная масса эквивалентов вещества, выделившегося на электроде, г/моль; I – сила тока, А; τ – время электролиза, с; F − число Фарадея равное 96500, Кл.

Решим уравнение Фарадея относительно эквивалентной массы металла и подставим в него данные задачи (m = 2,77 г; I = 2,5 А; τ = 30 мин = 1800 с):

$$M_{эк} = \frac{m \cdot F}{I \cdot \tau} = \frac{2{,}77 \cdot 96500}{2{,}5 \cdot 1800} = 59{,}4 \text{ г/моль}.$$

Упражнения и задачи

1. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием цинкового электрода в растворе $ZnSO_4$, $[Zn^{2+}] = 0,2$ моль/л и свинцового электрода в растворе $Pb(NO_3)_2$, $[Pb^{2+}] = 0,012$ моль/л.

2. Хромовая и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составить схему гальванического элемента и написать электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и катоде.

3. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием кадмиевого электрода в растворе $CdCl_2$, $[Cd^{2+}] = 0,01$ моль/л и цинкового электрода в растворе $ZnCl_2$, $[Zn^{2+}] = 4 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

4. Проходя через раствор электролита, ток силой 2 А за 44 минуты выделяет 2,3 г металла. Определить эквивалентную массу и электрохимический эквивалент этого металла.

5. Составить уравнения реакций электролиза водных растворов следующих веществ: а) $AlCl_3$; б) K_3PO_4; в) $Pt(NO_3)_2$. Электролиз ведется с инертными электродами.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1.	Разберите задачи с решениями	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. Пример 1–4 стр. 156–161 Пример1–3 стр. 168–171
2.	Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 650, 651, 654, 661 стр. 162–163 № 686, 688, 690, 699, 706 стр. 171–173

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 273–289, с. 685–694; 3, с. 32–38, с. 44–55; 4, с. 260–278, 284–292, 310–338; 6, с. 245–248].

Занятие 8 Коррозия металлов

Цели занятия:

1) закрепить знания: коррозия металлов, типы и виды коррозии;

2) продолжение формирования навыков работы со справочной литературой (приложение 8).

Теоретические вопросы для подготовки к занятию

Понятия: ряд напряжения металла; коррозия; типы и виды коррозии, коррозия металлов в различных условиях; защита от коррозии.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием, во влажном воздухе и в кислом растворе (HC1)? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Определите состав продуктов коррозии.

Решение: Цинк имеет меньшее значение потенциала (−0,763 В), чем кадмий (−0,403 В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом. Следовательно, цинк растворяется, а на поверхности кадмия идет восстановление окислителя. В кислом растворе коррозия протекает с водородной деполяризацией, во влажном воздухе – с кислородной деполяризацией.

Анодный процесс: $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$

Катодный процесс: в кислом растворе $2H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow H_2$

во влажном воздухе $\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow 2OH^{-}$

Во влажном воздухе ионы Zn^{2+} с гидроксильными группами, выделяющимися на катоде, образуют малорастворимый гидроксид цинка $Zn(OH)_2$, который и является продуктом коррозии.

В кислой среде на поверхности кадмия выделяется газообразный водород. В раствор переходят ионы Zn^{2+}.

Пример 2. Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадает в кислую среду (HC1)? Приведите уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение: По положению в ряду напряжений металлов видно, что хром более активный металл ($E^{\circ}_{Cr^{3+}/Cr^{o}} = -0{,}74\,В$), чем медь ($E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu^{o}} = 0{,}34\,В$). В образованной гальванической паре Cr –

анод, он окисляется, а Cu – катод, на ее поверхности выделяется (восстанавливается) водород из HC1.

Анодный процесс: $Cr - 3\bar{e} = Cr^{3+}$

Катодный процесс в кислой среде: $2H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow H_2$

Появляющиеся ионы Cr^{3+} образуют с хлорид-анионами (из HC1) растворимое соединение − $CrC1_3$, на поверхности меди выделяется H_2.

Упражнения и задачи

1. Какие электродные процессы будут происходить на электродах при коррозии алюминия с примесью железа в щелочной среде? Какая химическая реакция при этом протекает?

2. К какому типу покрытий относятся олово на меди и на железе? Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии указанных пар в нейтральной среде? Напишите уравнения катодных и анодных реакций.

3. Какая из примесей — магний или олово более опасна для алюминиевого изделия с точки зрения коррозии в агрессивной среде (HCl) и во влажном воздухе? Напишите возможные процессы в этих случаях.

4. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Приведите схемы образующихся гальванических элементов.

5. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты железного изделия: цинк, никель или кобальт? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии таких изделий. Каков состав продуктов коррозии?

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Решите задачи	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с. № 1119, 1125 стр. 218-219

Для подготовки к занятию рекомендуется следующая литература: [1, с. 685–694; 3, с. 32–48; 4, с. 245–248; 6, с. 260–278, с. 284–292].

Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с.

2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.

Дополнительная литература

3. Михайленко, Ю. А. Общая химия [Электронный ресурс] : конспект лекций для студентов направления подготовки 270800.62 «Строительство» для всех профилей и направлений / Ю. А. Михайленко. – Электрон. издан. – Кемерово : КузГТУ, 2012. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM) ; зв. ; цв. ; 12 см. – Систем. требования : Pentium IV; ОЗУ 8 Мб ; Windows 2003; (CD-ROM-дисковод); мышь. – Загл. с экрана.

4. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов.– М. : Высш. шк., 2005. – 743 с.

5. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высш. шк., 2005. – 557 с.

6. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия / Н. Н. Павлов. – М. : Дрофа, 2002. – 447 с.

Приложение 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										
		а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б			
1	1	H						H 1 1,01 ВОДОРОД	He 2 4,0 ГЕЛИЙ			
2	2	Li 3 6,94 ЛИТИЙ	Be 4 9,01 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,81 БОР	C 6 12,01 УГЛЕРОД	N 7 14,01 АЗОТ	O 8 16,0 КИСЛОРОД	F 9 19,0 ФТОР	Ne 10 20,18 НЕОН			
3	3	Na 11 22,99 НАТРИЙ	Mg 12 24,3 МАГНИЙ	Al 13 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,08 КРЕМНИЙ	P 15 30,97 ФОСФОР	S 16 32,07 СЕРА	Cl 17 35,45 ХЛОР	Ar 18 39,95 АРГОН			
4	4	K 19 39,1 КАЛИЙ	Ca 20 40,08 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44,95 СКАНДИЙ	22 Ti 47,88 ТИТАН	23 V 50,94 ВАНАДИЙ	24 Cr 52,0 ХРОМ	25 Mn 54,94 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55,85 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58,93 КОБАЛЬТ	28 Ni 58,69 НИКЕЛЬ	
	5	29 Cu 63,55 МЕДЬ	30 Zn 65,39 ЦИНК	Ga 31 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 33 74,92 МЫШЬЯК	Se 34 78,96 СЕЛЕН	Br 35 79,9 БРОМ	Kr 36 83,8 КРИПТОН			
5	6	Rb 37 85,47 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	39 Y 88,9 ИТТРИЙ	40 Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92,91 НИОБИЙ	42 Mo 95,94 МОЛИБДЕН	43 Tc 97,91 ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101,07 РУТЕНИЙ	45 Rh 102,9 РОДИЙ	46 Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ	
	7	47 Ag 107,87 СЕРЕБРО	48 Cd 112,41 КАДМИЙ	In 49 114,82 ИНДИЙ	Sn 50 118,71 ОЛОВО	Sb 51 121,75 СУРЬМА	Te 52 127,6 ТЕЛЛУР	I 53 126,9 ИОД	Xe 54 131,29 КСЕНОН			
6	8	Cs 55 132,9 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	★57 La 138,9 ЛАНТАН	72 Hf 178,49 ГАФНИЙ	73 Ta 180,95 ТАНТАЛ	74 W 183,85 ВОЛЬФРАМ	75 Re 186,21 РЕНИЙ	76 Os 190,2 ОСМИЙ	77 Ir 192,22 ИРИДИЙ	78 Pt 195,08 ПЛАТИНА	
	9	79 Au 196,97 ЗОЛОТО	80 Hg 200,59 РТУТЬ	Tl 81 204,38 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2 СВИНЕЦ	Bi 83 208,98 ВИСМУТ	Po 84 209,0 ПОЛОНИЙ	At 85 209,99 АСТАТ	Rn 86 222,02 РАДОН			
7	10	Fr 87 223,02 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,02 РАДИЙ	★★89 Ac 227,03 АКТИНИЙ	104 Db [261] ДУБНИЙ	105 Jl [262] ЖОЛИОТИЙ	106 Rf [263] РЕЗЕРФОРДИЙ	107 Bh [262] БОРИЙ	108 Hn [265] ГАНИЙ	109 Mt [266] МЕЙТНЕРИЙ	110 [ ]	
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR				

★ ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58 140,12 ЦЕРИЙ	Pr 59 140,91 ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144,24 НЕОДИМ	Pm 61 144,91 ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150,36 САМАРИЙ	Eu 63 151,96 ЕВРОПИЙ	Gd 64 157,25 ГАДОЛИНИЙ	Tb 65 158,92 ТЕРБИЙ	Dy 66 162,5 ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 164,93 ГОЛЬМИЙ	Er 68 167,26 ЭРБИЙ	Tm 69 168,93 ТУЛИЙ	Yb 70 173,04 ИТТЕРБИЙ	Lu 71 174,97 ЛЮТЕЦИЙ

★★ АКТИНОИДЫ

Th 90 232,04 ТОРИЙ	Pa 91 231,04 ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238,03 УРАН	Np 93 237,05 НЕПТУНИЙ	Pu 94 244,06 ПЛУТОНИЙ	Am 95 243,06 АМЕРИЦИЙ	Cm 96 247,07 КЮРИЙ	Bk 97 247,07 БЕРКЛИЙ	Cf 98 251,08 КАЛИФОРНИЙ	Es 99 252,08 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 257,09 ФЕРМИЙ	Md 101 258,1 МЕНДЕЛЕВИЙ	No 102 259,1 НОБЕЛИЙ	Lr 103 260,1 ЛОУРЕНСИЙ

Дмитрий Иванович Менделеев (1834-1907)

НКФ. Заказ № 345, тираж 1500, 2000 г.

Приложение 2

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^+	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	—	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	—	Н
F^-	Р	Н	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р	Р	М	Р	Р	М	М	Н	Р	?	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	М	—	Н	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	М	Р	Н	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	—	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	Н	—
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	—	Р	М	Н	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Н	?	?	М	?	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	?	Н	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Н	Р	Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	—	Р	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	—	—	Н	—	Н	—	—	?	—
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	—	Р	Р
CN^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Р	—	—	Н
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	?	Н	?	?	?

Приложение 3

Основные физические постоянные

Постоянная Авогадро, $N_A = 6{,}0210^{23}$ моль$^{-1}$.
Универсальная газовая постоянная, R = 8,31 Дж/(моль·К) или кПа·л·К$^{-1}$·моль$^{-1}$.
Постоянная Больцмана, k = R/NA = $1{,}3810^{-23}$ Дж/К.
Нормальный молярный объем газа, V_M = 22,4 л/моль.
Постоянная Планка, h = $6{,}6310^{-34}$ Дж·с.
Заряд электрона, e = $1{,}6010^{-19}$ Кл
Постоянная Фарадея, F = 9,65104 Кл/моль.

Приложение 4

Названия кислот и анионов их солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
$H_2Cr_2O_7$	Двухромовая	Дихромат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
$HClO_3$	Хлорноватая	Хлорат
$HClO_4$	Хлорная	Перхлорат
$HClO_2$	Хлористая	Хлорит
HBr	Бромоводородная	Бромид
HF	Фтороводородная	Фторид
HI	Иодоводородная	Иодид
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганат

HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_2S	Сероводородная	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
H_2SiO_3	Метакремниевая	Метасиликат
H_4SiO_4	Ортокремниевая	Ортосиликат

Приложение 5

Термодинамические свойства некоторых веществ

Вещество	ΔH_f^o кДж/моль	ΔG_f^o кДж/моль	ΔS_f^o Дж/(моль·К)
$Al_2(SO_4)_3$ (т)	–3444	–3103	239
Al_2O_3 (т)	–1676	–1580	50,9
$BaCO_3$ (т)	–1235	–1134	103
BaO (т)	–548	–518	70,4
Mg_3N_2 (т)	–461,1	–400,9	87,9
$Mg(OH)_2$ (т)	–924,7	–833,7	63,14
C (т)	0	0	5,74
C_2H_4 (г)	52	68	219,4
C_2H_5OH (ж)	–277	–175	160,7
$CaCO_3$ (т)	–1207	–1128	89
CaO (к)	–636	–603	40
$CaSiO_3$ (к)	–1562	–1550	82
CH_3OH (ж)	–239	–166,2	126,8
CH_4 (г)	–74,85	–50,79	186,19
Cl_2 (г)	0	0	222,96
CO (г)	–110,5	–137,14	197,54
CO_2 (г)	–394	–394,4	214
$C_{(графит)}$	0	0	5,7
$C_{(алмаз)}$	1,828	2,883	2,36
Fe (т)	0	0	27,3

Fe_2O_3 (т)	–823	–740	87,9
H_2 (г)	0	0	130
H_2O (г)	–242	–229	189
H_2O (ж)	–286	–237	70
H_2O_2(ж)	–187,8	–120,4	109,5
H_2S (г)	–21	–33,8	206
HCl (г)	–93	–95,3	187
N_2O (г)	82	104	220
Na_2CO_3 (т)	–1138	–1048	136
Na_2O (т)	–416	–378	75,5
NaOH (т)	–427,8	–381,1	64,16
NH_3 (г)	–46	–16,7	193
NH_4Cl (т)	–314	–203	96
NH_4NO_3 (т)	–365	–184	151
NO (г)	90,37	86,71	210,62
NO_2 (г)	33	51,5	240,2
N_2(г)	0	0	199,9
N_2O(г)	82,0	104,1	219,9
O_2 (г)	0	0	205
P_2O_5 (т)	–1492	–1348,8	114,5
PH_3(г)	5,4	13,4	210,1
PH_5(г)	–366,9	–297,1	364,4
SiO_2 (т)	–908,3	–854,2	42,7
$S_{ромб.}$	0	0	31,88
SO_2 (г)	–297	–300	248
SO_3 (г)	–395,2	–370,4	256,23
Zn (т)	0	0	41,59
ZnO (т)	–349	–318,2	43,5

т – кристаллическое состояние; ж – жидкое состояние; г – газообразное состояние.

Приложение 6

Константы некоторых жидкостей, применяемых в качестве растворителей

Вещество	$t_{зам}$, °C	Криометрическая постоянная, *K* кг/моль	$t_{кип}$, °C	Эбулиометрическая постоянная, E кг/моль
Вода	0,00	1,86	100,0	0,52
Бензол	5,45	5,07	80,2	2,57
Нитробензол	5,85	6,9	211,03	5,27
Циклогексан	6,2	20,2	81,5	2,75
Диоксан	12,34	4,72	100,8	3,2
Диэтиловый эфир	–177,0	1,79	34,6	2,02
Уксусная кислота	16,64	3,9	117,8	3,1
Камфора	178,4	39,8	204,0	6,09

Приложение 7

Константы диссоциации кислот в водном растворе при 25 °C

Кислота	K_1	K_2	K_3
HI	$1\cdot10^{11}$		
HBr	$1\cdot10^{9}$		
HCl	$1\cdot10^{7}$		
H_2SO_4	$1\cdot10^{3}$	$1,2\cdot10^{-2}$	
HNO_3	$4,36\cdot10$		
$HClO_4$	$3,8\cdot10$		
CCl_3COOH	$2,2\cdot10^{-2}$		
H_2SO_3	$1,58\cdot10^{-2}$	$6,31\cdot10^{-8}$	
H_3PO_4	$7,52\cdot10^{-3}$	$6,31\cdot10^{-8}$	$1,26\cdot10^{-12}$
HF	$6,61\cdot10^{-4}$		
HNO_2	$4\cdot10^{-4}$		
HCOOH	$1,77\cdot10^{-4}$		
CH_3COOH	$1,754\cdot10^{-5}$		
H_2CO_3	$4,45\cdot10^{-7}$	$4,69\cdot10^{-11}$	
H_2S	$6\cdot10^{-8}$	$1\cdot10^{-14}$	
HClO	$5,01\cdot10^{-8}$		
HCN	$7,9\cdot10^{-10}$		

H_4SiO_4	$1,6\cdot10^{-10}$	$1,9\cdot10^{-12}$	
C_6H_5OH	$1,0\cdot10^{-10}$		
H_2O	$1,8\cdot10^{-16}$		

Константы диссоциации оснований в водном растворе при 25 °С

Основание	K_1	K_2	K_3
KOH	2,9		
NaOH	1,5		
LiOH	0,44		
$Ba(OH)_2$		0,23	
$Sr(OH)_2$		0,15	
$Ca(OH)_2$		$4,3\cdot10^{-2}$	
$Mg(OH)_2$		$2,5\cdot10^{-3}$	
$Fe(OH)_2$	$1,2\cdot10^{-2}$	$5,5\cdot10^{-8}$	
CH_3NH_2	$4,2\cdot10^{-4}$		
NH_3	$1,7\cdot10^{-5}$		
$Zn(OH)_2$	$1,3\cdot10^{-5}$	$4,9\cdot10^{-7}$	
$Al(OH)_3$	$8,3\cdot10^{-9}$	$2,1\cdot10^{-9}$	$1,0\cdot10^{-9}$
$C_6H_5NH_2$	$3,8\cdot10^{-10}$		
$Fe(OH)_3$	$4,8\cdot10^{-11}$	$1,8\cdot10^{-11}$	$1,5\cdot10^{-12}$

Приложение 8

Стандартные электродные потенциалы

Электродная реакция	Потенциал (в В)
$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3,045
$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,92
$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2,905
$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2,866
$Cd^{2+} + e^- \rightarrow Cd^+$	-1,8
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,663
$Al(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow Al + 3H_2O$	-1,471
$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1,179

$Zn^{2+} + e^- \rightarrow Zn$	-0,76
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0,403
$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$	-0,277
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0,25
$Mo^{3+} + 3e^- \rightarrow Mo$	-0,2
$BO_3^{3-} + 6H^+ + 3e^- \rightarrow B + 3H_2O$	-0,165
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,136
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	0,151
$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	0,153
$Bi^{3+} + 3e^- \rightarrow Bi$	0,215
$Co^{3+} +3e^- \rightarrow Co$	0,33
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	0,338
$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
I_2(ж.) $+ 2e^- \rightarrow 2I^-$	0,536
$MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,621
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightarrow NO_2$(газ) $+ H_2O$	0,775
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0,7996
$NO_3^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$	0,835
$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg$	0,854
$HNO_2 + H^+ + e^- \rightarrow NO + H_2O$	1,004
$NO_{2(газ)} + 2H^+ + 2e^- \rightarrow NO + H_2O$	1,049
Br_2(ж.) $+ 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1,065
$2HNO_3 + 10H^+ + 10e^- \rightarrow N_2 + 6H_2O$	1,246
$2HNO_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow N_2O + 3H_2O$	1,297
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1,34
$NO_2 + 8H^+ + 8e^- \rightarrow N_2 + 4H_2O$	1,363

$2HIO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow I_2 + 2H_2O$	1,45
$2HNO_2 + 6H^+ + 6e^- \rightarrow N_2 + 4H_2O$	1,454
$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	1,498
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow Br_2 + 6H_2O$	1,52
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,531
$2HBrO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Br_2 + 2H_2O$	1,59
$2NO + 4H^+ + 4e^- \rightarrow N_2 + 2H_2O$	1,678
$Pb^{4+} + 2e^- \rightarrow Pb^{2+}$	1,694
$Co^{3+} + e^- \rightarrow Co^{2+}$	1,808
$Ag^{2+} + e^- \rightarrow Ag^+$	1,98
$MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	2,257

Составители

Михайленко Юлия Александровна
Кузнецова Ольга Анатольевна

ХИМИЯ

Методические указания к практическим занятиям
по дисциплине «Химия» для студентов I курса, обучающихся по
направлению 270800.62 «Строительство»
очной и заочной форм обучения

Рецензент К. В. Мезенцев

Печатается в авторской редакции.

Подписано в печать 06.06.2013. Формат 60×84/16
Бумага офсетная. Отпечатано на ризографе
Уч.-изд. л. 2,5. Тираж 30 экз. Заказ

КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Весенняя, 28
Типография КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Д. Бедного, 4а