

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное агентство по образованию
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
(ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»

Кафедра неорганической химии

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания и контрольные задания
для студентов 1-го курса
факультета заочного обучения

Санкт-Петербург
2006

Общая и неорганическая химия: Метод. указания и контрольные задания для студентов 1-го курса факультета заочного обучения / А.Н.Беляев, А.В.Еремин, А.И.Фишер / Под общ. ред. д.х.н., проф. А.Н.Беляева. – СПб.: СПбГТИ (ТУ). 2006. – 105 с.

Методические указания предназначены для студентов 1-го курса специальностей 240501 – Химическая технология высокомолекулярных соединений, 240501 – Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов, 280202 – Инженерная защита окружающей среды факультета заочного обучения СПбГТИ (ТУ). Даны рекомендации для работы над основными практическими темами курса «Общая и неорганическая химия», приведены примеры решения качественных и расчетных задач, а также варианты и задания контрольных и курсовых работ.

Составители: *А.Н.Беляев, А.В.Еремин, А.И.Фишер*

Утверждены на заседании Ученого совета химического отделения СПбГТИ (ТУ) 19 мая 2006 г. (протокол № 8)

ВВЕДЕНИЕ

Цель курса «Общая и неорганическая химия» состоит в формировании у студентов заочной формы обучения химического мышления; создании фундаментальных знаний теоретической химии, химии элементов и практически важных химических свойств элементов и их соединений.

Для этого необходимо:

1. Усвоить основные законы, теории, принципы и правила общей химии, применимые ко всем химическим дисциплинам:
 - описание на основе Периодического закона Д.И.Менделеева взаимосвязи свойств химических элементов и их соединений.
 - выявление зависимости состава, структуры, реакционной способности соединений от электронного строения атомов.
2. Ознакомиться со свойствами химических элементов и некоторых наиболее употребляемых соединений. Это создаст фундамент химического образования для обучения студентов другим химическим (органическая химия, физическая химия, аналитическая химия, коллоидная химия) и специальным дисциплинам.

Работа студента заочной формы обучения над курсом общей и неорганической химии включает самостоятельное изучение материала по учебникам и учебным пособиям, выполнение контрольных заданий и лабораторного практикума, а также посещения лекций во время экзаменационной сессии, сдачи зачета и экзамена.

Настоящие методические указания содержат 4 основных раздела, соответствующих программе по общей и неорганической химии для студентов 1-го курса специальностей 240501 – Химическая технология высокомолекулярных соединений, 240501 – Химическая технология тугоплавких неметаллических и силикатных материалов, 280202 – Инженерная защита окружающей среды. В методических указаниях приводятся содержание тем по программе и последовательность их расположения, в соответствии с которыми следует изучать дисциплину.

В процессе изучения курса общей и неорганической химии студенты выполняют 6 контрольных работ, каждая из которых является формой методической помощи студентам при изучении предмета. К выполнению контрольной работы можно приступить только при изучении определенного раздела курса.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена; для замечаний рецензента следует оставлять широкие поля, писать четко и ясно, номера и условия задач переписывать в том порядке, в котором они указаны в задании. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Если работа не зачтена, студент должен внести исправления в соответствии с указаниями рецензента. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензируемом тексте. Работа должна быть датирована и подписана студентом.

Каждый студент выполняет варианты контрольных заданий и курсовых работ, обозначенных начальной буквой фамилии студента. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается.

Наряду с контрольными заданиями студенты должны выполнить лабораторный практикум, посетить лекции и практические занятия в период лабораторно-экзаменационной сессии. Выполнив лабораторный практикум, студенты сдают зачет.

К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили контрольные задания и сдали зачет по лабораторному практикуму.

Заочное отделение

1. Основные понятия и основные стехиометрические законы химии. Периодический закон и Периодическая система элементов. Классы неорганических соединений. Строение атома. Химическая связь и строение молекул

1.1 Методические рекомендации к работе над разделами

Основным критерием усвоения разделов «Основные понятия и основные стехиометрические законы химии» и «Способы выражения концентрации растворов» является умение студента решать расчетные задачи.

Особенно следует обратить внимание на задачи с использованием относительной плотности одного газа по другому, а также на решение задач с участием газообразных веществ, для которых целесообразно использовать следствие из закона Авогадро (закон объемных отношений).

В представленных методах решения задач показано, как, используя стехиометрические законы химии (закон сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, газовые законы и следствия из них), осуществляются расчеты масс и объемов веществ, участвующих в химических реакциях, определяются молярные, относительные молекулярные и атомные массы, устанавливаются эмпирические и истинные формулы соединений, вычисляются массовые доли элемента по его формуле и наоборот.

Раздел «Способы выражения концентрации растворов» можно отнести к одному из наиболее сложных, несмотря на то, что объем общих теоретических представлений здесь невелик и исчерпывается знанием и пониманием следующих понятий: массовая и молярная доли компонентов (выражаются в долях единицы или в процентах), а также молярная и моляльная концентрации.

При изучении раздела «Периодический закон и Периодическая система элементов» необходимо обратить внимание на следующие вопросы: сущность периодического закона (четко различая понятия «периодический закон» и «периодическая система химических элементов»), связь между степенями окисления элементов и их положением в таблице элементов (только для s- и p-элементов), металлическим и неметаллическим характером элемента, закономерности в изменениях основных и кислотных свойств оксидов и гидроксидов элементов в группах и рядах Периодической системы.

Отражая взаимосвязь между классами неорганических соединений, необходимо помнить, что в основе кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов (кислот и оснований) лежат реакции получения солей, а не реакции взаимодействия оксидов с водой. Необходимо четко представлять как доказать основной, кислотный или амфотерный характер оксида с точки зрения их способности к реакциям солеобразования.

Рассматривая класс кислот, следует остановиться на существовании мета-, орто- и диформ, а также на написании их графических формул.

Кроме того, студент должен уметь писать реакции образования кислых солей, образующихся при взаимодействии многоосновной кислоты и основания, взятых в заданных стехиометрических соотношениях. Уметь называть образующиеся соли по международной номенклатуре.

В разделе «Строение атома» от студента, прежде всего, требуется умение записывать электронные и электронно-графические формулы валентного электронного слоя атомов всех периодов периодической системы, используя представления о четырех квантовых числах: n – главном, l – орбитальном (азимутальном), m_l – магнитном и m_s – спиновом. Помнить о том, что порядок заполнения электронами уровней и подуровней в атомах элементов осуществляется последовательно в порядке возрастания их энергии: $1s < 2s < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$ и т.д. Обязательно знать принцип Паули и правило Хунда. Иметь представление о валентности и валентных возможностях атомов.

Изучая раздел «химическая связь и строение молекул», особое внимание следует уделить понятию о гибридизации атомных орбиталей и геометрической форме молекулы или ее отдельного фрагмента.

1.2 Примеры ответов на вопросы разделов

Пример 1. Найдите количество вещества хлора, содержащегося в 11,2 л (н.у.). Определите объем (н.у.), занимаемый хлором, массой 14,18 г.

Решение:

1. Единицей измерения количества вещества (символ – « n ») является моль. Объем, занимаемый одним молем* любого газа при нормальных условиях**, равен 22,4 л. Поэтому количество вещества хлора, содержащегося в 11,2 л, находим из соотношения:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

2. Молярная масса хлора: $M_{\text{Cl}_2} = 70,9 \text{ г/моль}$. Следовательно, 14,18 г хлора соответствуют количеству вещества:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Cl}_2}} = \frac{14,18 \text{ г}}{70,9 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль;}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Пример 2. Газ массой 8,8 г при нормальных условиях занимает объем 4,48 л. Рассчитайте молярную массу газа, массу его молекулы в граммах и количество молекул, содержащихся в 2,2 г этого газа.

* иначе – молярный объем, символ « V_m »

** нормальные условия – совокупность нормального давления $p_n = 101,325 \text{ кПа}$ (1 атм) и нормальной температуры $T_n = 273,15 \text{ К}$ (0 °С). Часто нормальные условия обозначают аббревиатурой «н.у.».

Решение:

1. Количество вещества газа можно выразить как отношение его объема к молярному объему V_m , равному для любого газа 22,4 л/моль при нормальных условиях:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{4,48 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Тогда молярная масса газа может быть определена как отношение его массы к количеству вещества:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{8,8 \text{ г}}{0,2 \text{ моль}} = 44 \text{ г/моль.}$$

2. *Постоянная Авогадро*, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – это количество формульных единиц (например, молекул), содержащихся в 1 моле вещества. Поскольку в данном случае масса 1 моля газа составляет 44 г, то масса одной молекулы равна:

$$m_0 = \frac{M}{N_A} = \frac{44 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

3. Зная молярную массу газа, можно найти его количество вещества, соответствующее массе 2,2 г:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,2 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль.}$$

Тогда количество молекул газа, содержащихся в 2,2 г, будет определяться как произведение количества вещества и постоянной Авогадро:

$$N = n \cdot N_A = 0,05 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 3,01 \cdot 10^{22} \text{ молекул.}$$

Пример 3. Какой объем воздуха, приведенный к нормальным условиям, потребуется для сжигания 4 г углерода?

Решение:

1. Из уравнения $C + O_2 = CO_2$ следует, что на окисление определенного количества вещества углерода расходуется такое же количество вещества кислорода: $n_C = n_{O_2}$. Следовательно, сначала необходимо отыскать количество вещества углерода массой 4 г:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{4 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = (1/3) \text{ моль.}$$

2. Объем кислорода находим как произведение его израсходованного количества вещества, $n_{O_2} = n_C = (1/3) \text{ моль}$, на молярный объем V_m :

$$V_{O_2} = n_{O_2} \cdot V_m = (1/3) \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 7,47 \text{ л.}$$

3. *Объемная доля кислорода в воздухе,*

$$\alpha_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{\text{возд.}}},$$

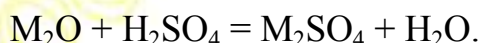
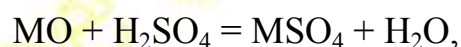
составляет 0,21. Значит, для сжигания углерода воздуха потребуется:

$$V_{\text{возд.}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{\omega_{\text{O}_2}} = \frac{7,47 \text{ л}}{0,21} = 35,6 \text{ л.}$$

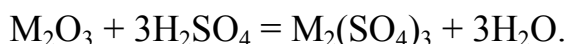
Пример 4. Известно, что оксид некоторого металла содержит 19,66 % кислорода, а 1 моль его способен взаимодействовать с 1 молем серной кислоты. Какое количество вещества этого металла способно вытеснить 6,35 г меди из раствора сульфата меди(II)?

Решение:

Если 1 моль оксида металла способен реагировать только с 1 молем серной кислоты, то степень окисления металла не может превышать двух и формула оксида должна иметь вид MO или M₂O (M – обозначение элемента металла):



В противном случае, для взаимодействия с 1 молем металла потребуется больше 1 моля кислоты, например:



Для массовой доли кислорода в оксиде можно записать следующее выражение:

$$\omega_{\text{O}} = \frac{M_{\text{O}}}{\gamma \cdot M_{\text{M}} + M_{\text{O}}},$$

где γ – формульный индекс металла в оксиде (равный единице, если формула оксида MO, или двум, если формула оксида M₂O). Выразим из этого уравнения $\gamma \cdot M_{\text{M}}$:

$$M_{\text{O}} = \omega_{\text{O}} \cdot \gamma \cdot M_{\text{M}} + \omega_{\text{O}} \cdot M_{\text{O}},$$

откуда

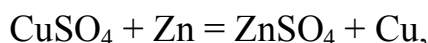
$$\gamma \cdot M_{\text{M}} = \frac{M_{\text{O}} \cdot (1 - \omega_{\text{O}})}{\omega_{\text{O}}} = \frac{16 \cdot (1 - 0,1966)}{0,1966} \text{ г/моль} = 65,38 \text{ г/моль}.$$

Затем по таблице Д.И. Менделеева отыскиваем металл с относительной атомной массой 65,38 или $65,38/2 = 32,69$ (полагая, что $\gamma = 2$). Таким металлом является цинк. Металла с относительной атомной массой 32,69 нет.

Найдя количество вещества меди массой 6,35 г:

$$n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = \frac{6,35 \text{ г}}{63,5 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль},$$

по уравнению реакции взаимодействия сульфата меди(II) с цинком:



определяем, что на восстановление 0,1 моля меди расходуется 0,1 моль цинка.

Пример 5. При сжигании 0,23 г органического вещества образовалось 0,27 г воды и 224 мл CO_2 (н.у.). Относительная плотность пара вещества по водороду составляет 23. Найдите формулу соединения.

Решение:

Определяем количество вещества атомарных водорода и углерода, содержащихся в 0,27 г воды и в 224 мл CO_2 :

$$n_{\text{H}} = 2n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2 \cdot 0,27 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль},$$

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{м}}} = \frac{0,224 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,01 \text{ моль}.$$

Молярная масса органического вещества может быть определена по относительной плотности его паров:

$$M = D_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} = 23 \cdot 2 \text{ г/моль} = 46 \text{ г/моль}.$$

Теперь можно отыскать его количество вещества:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,23 \text{ г}}{46 \text{ г/моль}} = 0,005 \text{ моль}.$$

Количество атомарных водорода и углерода превышает количество самого вещества, в состав которого они входят, соответственно, в 6 и 2 раза. Это означает, что в составе одной молекулы рассматриваемого органического вещества находится 6 атомов водорода и 2 атома углерода. Именно так получаем формульные индексы этих элементов:

$$\Gamma_{\text{H}} = \frac{n_{\text{H}}}{n} = \frac{0,03}{0,005} = 6, \quad \Gamma_{\text{C}} = \frac{n_{\text{C}}}{n} = \frac{0,01}{0,005} = 2.$$

Возможная формула вещества, т.о., C_2H_6 . Однако молярная масса C_2H_6 составляет $M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 30 \text{ г/моль}$, что ниже вычисленного ранее значения. Следовательно, в состав вещества должен входить еще один элемент, которым, в данном случае, может быть только кислород.

Так как разность между молярной массой рассматриваемого вещества и молярной массой C_2H_6 равна $M - M_{\text{C}_2\text{H}_6} = (46 - 30) \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}$, то в состав молекулы этого вещества входит один атом кислорода. Итак, формула органического вещества – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Пример 6. Вычислите массу 25 л хлора при 20 °С и давлении 98,64 кПа.

Решение:

Способ №1.

Температура $T = 20 \text{ °С}$ и давление $p = 98,64 \text{ кПа}$ – это не нормальные условия. Поэтому, возможно, молярный объем хлора при таких условиях

не равен 22,4 л/моль. В этом способе решения задачи выясним, какой объем занимал бы хлор, если бы он находился при нормальных условиях.

В общем, для приведения объемов газов от одних условий (температуры и давления) к другим пользуются объединенным газовым законом Бойля–Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{pV}{T} = \text{const}, \text{ или } \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}.$$

Итак, приведем объем хлора к нормальным условиям:

$$V_{\text{Cl}_2, \text{н}} = \frac{T_{\text{Cl}_2, \text{н}} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{T_{\text{Cl}_2} \cdot p_{\text{Cl}_2, \text{н}}} \cdot V_{\text{Cl}_2} = \frac{273,15 \cdot 98,64}{(273,15 + 20) \cdot 101,325} \cdot 25 \text{ л} = 22,68 \text{ л}.$$

Так как при этих условиях 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, то количество вещества хлора составит:

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2, \text{н}}}{V_{\text{м}}} = \frac{22,68 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,01 \text{ моль}.$$

Наконец, определим массу хлора:

$$m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2} = 1,01 \text{ моль} \cdot 70,9 \text{ г/моль} = 71,6 \text{ г}.$$

Способ №2.

Воспользуемся уравнением Клапейрона–Менделеева:

$$p_{\text{Cl}_2} V_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Cl}_2}} RT_{\text{Cl}_2},$$

выразив из него массу хлора:

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{p_{\text{Cl}_2} \cdot V_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2}}{R \cdot T_{\text{Cl}_2}} = \frac{98,64 \cdot 10^3 \text{ Па} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 70,9 \text{ г/моль}}{8,314 \text{ Дж} \cdot (\text{моль} \cdot \text{К})^{-1} \cdot (273,15 + 20) \text{ К}} = 71,7 \text{ г}.$$

Пример 7. Массовая доля кислорода в оксиде составляет 47,06 %. Степень окисления элемента в оксиде равна +3. Какой это элемент?

Решение:

Зная, что степень окисления кислорода в оксиде равна –2, эмпирическую формулу оксида можно записать как Э₂O₃ («Э» – символ элемента). Для массовой доли кислорода в оксиде Э₂O₃ можно записать следующее выражение:

$$\omega_{\text{O}} = \frac{3 \cdot M_{\text{O}}}{2 \cdot M_{\text{Э}} + 3 \cdot M_{\text{O}}},$$

откуда выразим $M_{\text{Э}}$:

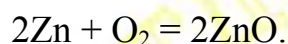
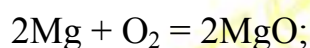
$$3 \cdot M_{\text{O}} = 2 \cdot \omega_{\text{O}} \cdot M_{\text{Э}} + 3 \cdot \omega_{\text{O}} \cdot M_{\text{O}},$$
$$M_{\text{Э}} = \frac{3 \cdot M_{\text{O}} \cdot (1 - \omega_{\text{O}})}{2 \cdot \omega_{\text{O}}} = \frac{3 \cdot 16 \cdot (1 - 0,4706)}{2 \cdot 0,4706} \text{ г/моль} = 27,0 \text{ г/моль}.$$

Элементом с относительной атомной массой, равной 27, является алюминий.

Пример 8. При окислении 15,4 г порошкообразной смеси магния и цинка образовалось 20,2 г оксидов. Вычислить массу металлов в исходной смеси.

Решение:

Окисление металлов Mg и Zn описывается следующими уравнениями:



Из этих уравнений следует, что при окислении определенного количества вещества магния или цинка образуется такое же количество вещества соответствующего оксида металла: $n_{\text{Mg}} = n_{\text{MgO}}$, $n_{\text{Zn}} = n_{\text{ZnO}}$.

Выразим массы смесей (смеси металлов и смеси их оксидов) как суммы масс компонентов, затем представим полученные слагаемые как произведения соответствующих количеств вещества и молярных масс:

$$m_{\text{см. мет.}} = m_{\text{Mg}} + m_{\text{Zn}} = n_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{Mg}} + n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}};$$

$$m_{\text{см. окс.}} = m_{\text{MgO}} + m_{\text{ZnO}} = n_{\text{MgO}} \cdot M_{\text{MgO}} + n_{\text{ZnO}} \cdot M_{\text{ZnO}}.$$

Как было сказано, $n_{\text{MgO}} = n_{\text{Mg}}$, $n_{\text{ZnO}} = n_{\text{Zn}}$, тогда получаем систему двух уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} m_{\text{см. мет.}} = n_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{Mg}} + n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}}; \\ m_{\text{см. окс.}} = n_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{MgO}} + n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{ZnO}}. \end{cases}$$

Эту систему можно решить следующим способом:

$$\begin{cases} m_{\text{см. мет.}} = n_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{Mg}} + n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}}; \\ m_{\text{см. окс.}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}} = n_{\text{Mg}} \cdot M_{\text{Mg}} + n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{ZnO}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}}. \end{cases}$$

$$m_{\text{см. мет.}} - m_{\text{см. окс.}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}} - n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{ZnO}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}};$$

$$m_{\text{см. мет.}} - m_{\text{см. окс.}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}} = n_{\text{Zn}} \cdot \left(M_{\text{Zn}} - M_{\text{ZnO}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}} \right);$$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{см. мет.}} - m_{\text{см. окс.}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}}}{\left(M_{\text{Zn}} - M_{\text{ZnO}} \cdot \frac{M_{\text{Mg}}}{M_{\text{MgO}}} \right)} = \frac{15,4 \text{ г} - 20,2 \text{ г} \cdot \frac{24}{40}}{\left(65 - 81 \cdot \frac{24}{40} \right) \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

Теперь можно вычислить массу цинка:

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}} = 0,2 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 13,0 \text{ г},$$

и магния:

$$m_{\text{Mg}} = m_{\text{см. мет.}} - m_{\text{Zn}} = (15,4 - 13,0) \text{ г} = 2,4 \text{ г.}$$

Пример 9. Углекислый газ объемом 1,68 л (н.у.) был поглощен водным раствором, содержащим 5 г NaOH. Определите, какие вещества и в каких количествах образовались в растворе.

Решение:

1. Определим количества вещества вступающих в реакцию гидроксида натрия и оксида углерода(IV):

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{5 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,125 \text{ моль};$$

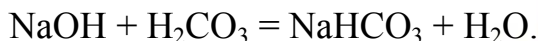
$$n_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{м}}} = \frac{1,68 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,075 \text{ моль.}$$

2. В водном растворе вместо CO_2 удобно рассматривать кислоту, образующуюся в результате взаимодействия:

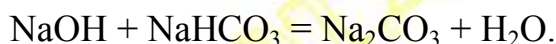


Как можно видеть из этого уравнения, количество вещества образовавшейся кислоты равно количеству вещества поглощенного CO_2 .

3. Условно можно считать, что взаимодействие проходит последовательно: сначала образуется кислая соль:



По окончании этой стадии взаимодействия в растворе образуется 0,075 моль NaHCO_3 , и остается $(0,125 - 0,075)$ моль = 0,05 моль NaOH (щелочь была взята в избытке). Т.к. продукт реакции – кислая соль, а в растворе остается основание, то они между собой взаимодействуют далее:

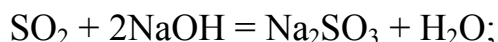


Однако на этой стадии щелочь уже находится в недостатке, поэтому карбоната натрия образуется 0,05 моль, а гидрокарбоната натрия остается $(0,075 - 0,05)$ моль = 0,025 моль.

Пример 10. Напишите уравнения реакций, подтверждающих характер следующих оксидов (кислотный, амфотерный или основной): SO_2 , ZnO , CaO .

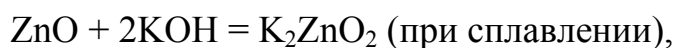
Ответ:

1. SO_2 – кислотный оксид:

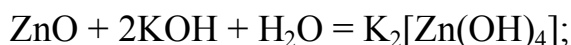


2. ZnO – амфотерный оксид, проявляющий:

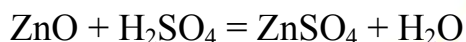
- кислотные свойства при взаимодействии с основаниями:



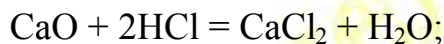
или в водном растворе:



- основные свойства при взаимодействии с кислотами:



3. CaO – основной оксид:



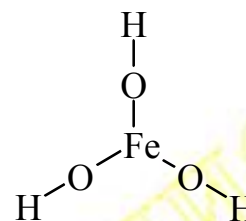
Пример 11. Напишите эмпирические и графические формулы следующих соединений: нитрита кальция, гидроксида железа(III), гидрокарбоната бария.

Ответ:

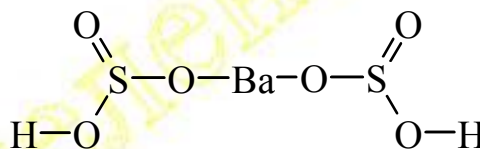
1. Ca(NO₂)₂ – нитрит кальция



2. Fe(OH)₃ – гидроксид железа(III)



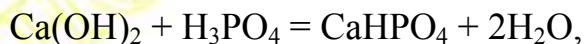
3. Ba(HSO₃)₂ – гидросульфит бария



Пример 12. Напишите реакции образования средних и кислых солей при взаимодействии гидроксида кальция и ортофосфорной кислоты. Назовите соли.

Ответ:

1. Образование кислых солей:

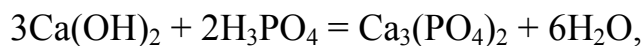


CaHPO₄ – гидрофосфат кальция;



Ca(H₂PO₄)₂ – дигидрофосфат кальция.

2. Образование средней соли:



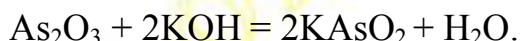
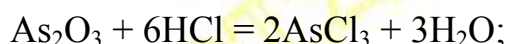
Ca₃(PO₄)₂ – ортофосфат кальция.

Пример 13. По положению в периодической системе элементов, охарактеризуйте химические свойства оксидов элемента с порядковым номером 32.

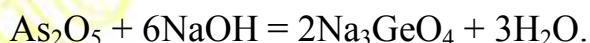
Ответ:

Элемент с порядковым номером 33 – мышьяк (As). Для мышьяка характерны две положительные степени окисления: +3 и +5. Этим степеням окисления соответствуют оксиды: As_2O_3 и As_2O_5 .

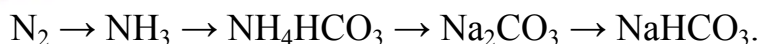
As_2O_3 обладает амфотерными свойствами. Поэтому он принципиально способен к реакциям солеобразования как с кислотами, так и с основаниями:



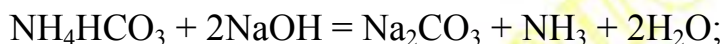
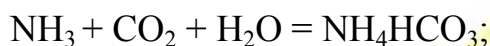
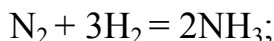
As_2O_5 обладает кислотными свойствами. Он реагирует только с основаниями:



Пример 14. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



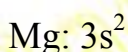
Ответ:



Пример 15. Напишите электронные и электронно-графические формулы валентных слоев атомов Mg, N, Fe и Ge. К какому семейству элементов они относятся?

Ответ:

Магний – элемент II группы, главной подгруппы 3 периода. Электронная и электронно-графическая формулы его валентной оболочки имеют вид:



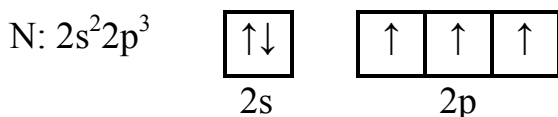
3s



3p

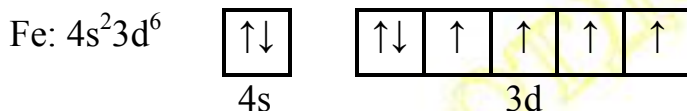
Так как у магния в валентном слое последними заполняются 3s орбитали, то он относится к семейству s-элементов.

Азот – элемент V группы, главной подгруппы 2 периода. Электронная и электронно-графическая формулы его валентной оболочки имеют вид:



Так как у азота в валентном слое последними заполняются 2p орбитали, то он относится к семейству p-элементов.

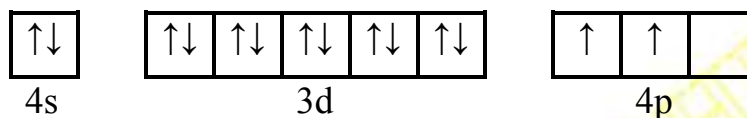
У железа – элемента VIII группы, побочной подгруппы 4 периода имеется 4 электронных слоя. В 4 периоде, начиная от Sc, происходит заполнение 3d подуровня. Поэтому электронная и электронно-графическая формулы его валентной оболочки имеют вид:



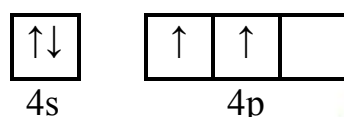
Так как у железа в валентном слое последними заполняются 3d орбитали, то он относится к семейству d-элементов.

Германий – элемент IV группы, побочной подгруппы 4 периода. Электронная формула его валентной оболочки имеет вид:

Ge: $4s^2 3d^{10} 4p^2$ или, учитывая, что полностью заполненный $3d^{10}$ уровень записывать не принято, то – $4s^2 4p^2$. Для электронно-графических формул германия, т.о., возможны два варианта записи:



или

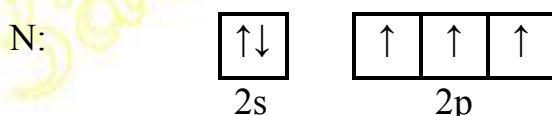


Так как у германия в валентном слое последними заполняются 4p орбитали, то он относится к семейству p-элементов.

Пример 16. Какую валентность проявляет азот в частицах NH_3 и NH_4^+ ?

Ответ:

Электронно-графическая формула валентного слоя атома азота имеет вид:



Азот не имеет возможности увеличить свою валентность за счет распаривания электронов s-подуровня, так как он расположен во 2 периоде периодической системы элементов. Поэтому валентные возможности

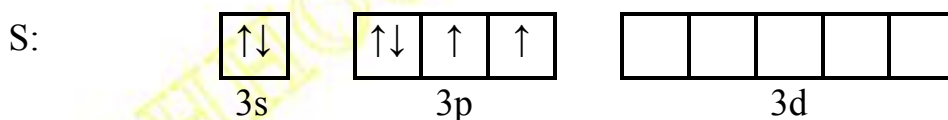
атома азота определяются тремя неспаренными электронами р-подуровня и неподеленной электронной парой, находящейся на 2s орбитали. Таким образом, азот в соединениях может проявлять валентность 3, когда в образовании связей по обменному механизму участвуют неспаренные электроны, и не выше 4, когда, в дополнении к этому, образуется связь за счет неподеленной пары по донорно-акцепторному механизму.

В аммиаке NH_3 валентность азота равна 3, а в катионе аммония NH_4^+ – 4.

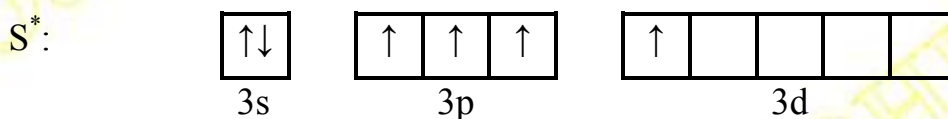
Пример 17. Какую валентность способна проявлять сера в своих соединениях? Приведите примеры.

Ответ:

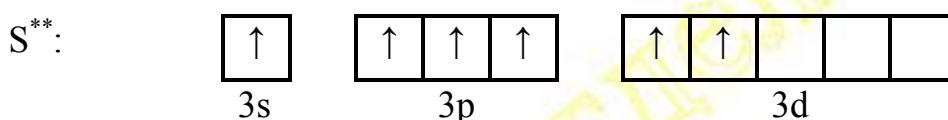
Электронно-графическая формула валентного слоя атома серы в основном состоянии имеет вид:



Наличие пустых 3d орбиталей в третьем периоде позволяет получить два валентно-возбужденных состояния для атома серы:



и

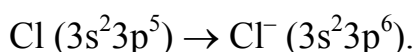
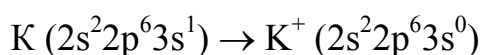


Образование этих состояний позволяет сере проявлять в соединениях помимо валентности 2, еще 4 и 6, в соответствии с числом неспаренных электронов. Например: H_2S , SO_2 и H_2SO_4 .

Пример 18. Определите характер связей в молекулах N_2 , H_2O , KCl .

Ответ:

1. N_2 – ковалентная неполярная;
2. $\text{H}-\text{O}$ в молекуле воды – ковалентная полярная (общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома – кислорода);
3. K^+Cl^- – ионная. Образована в результате значительного смещения электрона от атома калия к атому хлора:

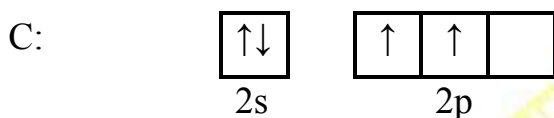


Пример 19. Определите тип гибридизации атомных орбиталей атома углерода в молекуле фосгена COCl_2 и ее пространственное строение.

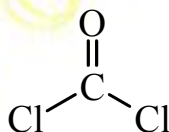
Ответ:

Под гибридизацией атомных орбиталей подразумевается выравнивание их по энергии с последующим смешиванием.

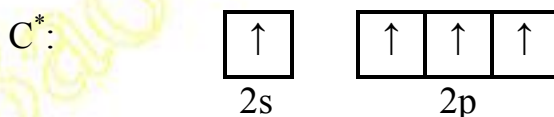
В соответствии с электронно-графической формулой валентного слоя атома углерода, в основном состоянии он проявляет валентность 2:



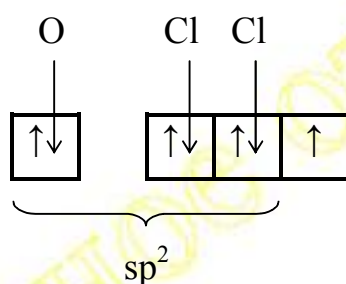
В молекуле COCl_2 атом углерода четырехвалентен:



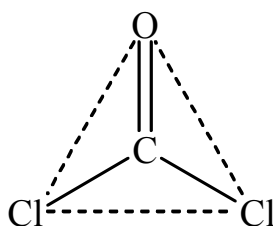
Следовательно, здесь он находится в валентно-возбужденном состоянии, которое может быть представлено в виде:



В этой молекуле углерод образует три σ -связи (с двумя соседними атомами хлора и одним атомом кислорода) и одну π -связь (с атомом кислорода). Так как π -связи оказывают незначительное влияние на гибридизацию, то в этом случае углерод будет иметь три sp^2 -гибридных орбитали. Условно это можно представить как:



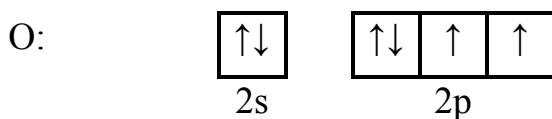
Геометрия молекулы будет такова, что три σ -связи углерода будут направлены в вершины треугольника:



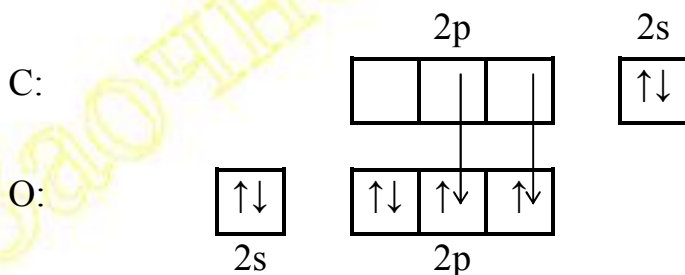
Пример 20. Укажите механизмы образования химических связей и количество σ - и π -связей в молекуле CO.

Ответ:

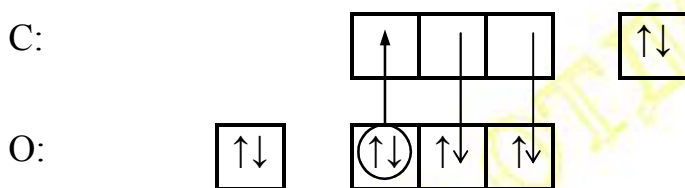
У атома кислорода имеется два неспаренных электрона:



Причем, как и в случае с азотом (см. пример 16), кислород не имеет возможности увеличить свою валентность за счет распаривания электронов 2s-подуровня. Поэтому нет необходимости и атому углерода переходить из основного состояния (в котором он также двухвалентен, см. пример 19) в возбужденное. Т.о., можно сделать предварительное заключение, что между углеродом и кислородом формируются две связи: σ - и π -типа, образованные по обменному механизму:



Однако существует возможность дополнительной стабилизации молекулы CO – за счет донорно-акцепторного взаимодействия p-орбиталей атомов:

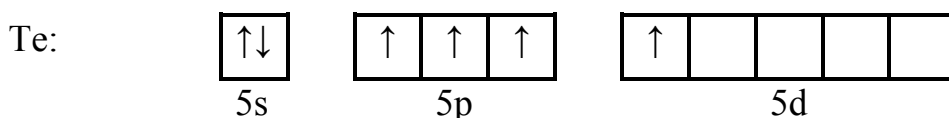


В результате образуется третья связь π -типа, образованная по донорно-акцепторному механизму.

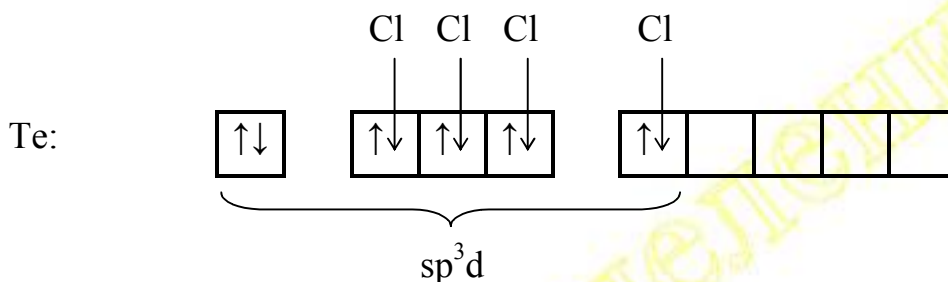
Пример 21. Установите тип гибридизации орбиталей атома теллура в молекуле TeCl_4 и ее пространственное строение.

Ответ:

В рассматриваемой молекуле теллур четырехвалентен, следовательно, он находится в возбужденном состоянии (по аналогии с серой – см. пример 17):



Образовав 4 σ -связи за счет 4-х неспаренных электронов, теллур, т.о., будет иметь 5 sp^3d -гибридных орбиталей:



В соответствии с этим, гибридные орбитали будут направлены в вершины тригональной бипирамиды, имеющей аксиальные и экваториальные положения. Остается решить вопрос, какое положение займет неподеленная электронная пара.

Неподеленные электронные пары оказывают более сильное отталкивающее действие на соседние электронные пары по сравнению со связывающими электронными парами. Учитывая это, делаем вывод, что неподеленная электронная пара расположена в экваториальном положении, поскольку в таком случае она находится под углом 90° к двум ближайшим связывающим парам и под углом 120° к двум остальным. В противном случае угол составит 90° для *трех* связывающих пар, а значит, энергия отталкивания будет несколько больше, поэтому этот вариант не реализуется.

Итак, пространственная конфигурация молекулы $TeCl_4$ – искаженный тетраэдр (бисфеноид):



Контрольная работа №1

I Напишите эмпирические и графические формулы следующих солей (пункт «а»), а также назовите следующие соли (пункт «б»):

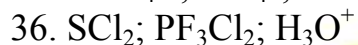
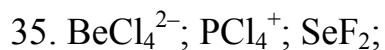
- а. селенит бария, иодит калия, карбонат гидроксокобальта(II);
б. KHSO_3 , $\text{Ba}(\text{AlO}_2)_2$, NH_4Cl .
- а. метаарсенат меди(II), фосфид бария, сульфат дигидроксогаллия;
б. $\text{Pb}_3(\text{BO}_3)_2$, FeF_2 , $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
- а. иодид гидроксожелеза(III), хромат кальция, нитрат калия;
б. $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$, $(\text{FeOH})_2\text{S}$, NH_4HSO_4 .
- а. оксалат кальция, хлорид германия(IV), гидрофосфат железа(III);
б. CaOHBr , NaHCO_3 , AlAs .
- а. метафосфат бериллия, сульфид хрома(II), манганат магния;
б. Sr_2SiO_4 , $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- а. хлорид марганца(II), гипохлорит магния, метастаннат серебра;
б. Rb_2Se , BaOHNO_3 , CuSO_4 .
- а. гидроортофосфат алюминия, перманганат бария, фторид индия;
б. $\text{Ca}[\text{Pb}(\text{OH})_6]$, CoI_2 , $\text{Zn}(\text{CrO}_2)_2$.
- а. дисульфат кобальта(II), алюминат стронция, ортофосфат калия;
б. CuNO_2 , Na_2SiO_3 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$.
- а. висмутат натрия, метагерманат цезия, теллурид железа(II);
б. NaBO_2 , Ag_2CrO_4 , $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$.
- а. метаарсенат цинка, бромид олова(IV), гидросульфит лития;
б. $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$, CaS_2O_7 , $\text{Cr}(\text{HCO}_3)_2$.
- а. хлорид висмута(III), стибат никеля(II), гидроселенит лития;
б. PbF_4 , Al_4C_3 , Co_2GeO_4 .
- а. метаборат магния, дифосфат калия, бромат висмута(III);
б. HCOOK , $\text{Ca}[\text{Cr}(\text{OH})_4]_2$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$.

II Перечислите оксиды следующих элементов и охарактеризуйте их уравнениями реакций солеобразования.

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 13. алюминия и сурьмы; | 19. хрома и натрия; |
| 14. цинка и олова; | 20. меди и фосфора; |
| 15. азота и бария; | 21. германия и кальция; |
| 16. кремния и железа; | 22. стронция и серы; |
| 17. никеля и свинца; | 23. бора и теллура; |
| 18. углерода и мышьяка; | 24. бериллия и селена. |

III Для следующих молекул и ионов:

- | | |
|--|--|
| 25. SiF_4 ; SO_3^{2-} ; GeOBr_2 ; | 29. SF_2Br_2 ; BrF_4^- ; GeCl_2 ; |
| 26. ICl_2^- ; InCl_3 ; CO_3^{2-} ; | 30. XeO_2F_2 ; BeI_2 ; SnO_3^{2-} ; |
| 27. XeF_4 ; SeO_4^{2-} ; NH_3 ; | 31. TeO_3 ; SbF_5^{2-} ; H_2PO_2^- ; |
| 28. NF_3 ; AsO_4^{3-} ; C_2H_2 ; | 32. AsBr_6^{3-} ; IF_5 ; SO_2 ; |



а. напишите электронно-графические формулы атомов элементов, образующих эти соединения;

б. укажите механизмы образования химических связей и количество σ - и π -связей;

в. установите тип гибридизации центрального атома и пространственную конфигурацию частицы.

ЗАДАЧИ

37. Какой объем занимают при нормальных условиях 10^{24} молекул: а) кислорода, б) азота, в) воды?

38. Какое давление будут производить $3,01 \cdot 10^{21}$ молекул газа при температуре 227°C , если при этих условиях газ занимает объем, равный 41 мл?

39. В каком объеме воздуха, измеренного при температуре 17°C и давлении 1,45 атм, содержатся 2 моль кислорода?

40. При какой температуре масса 1 л хлора, находящегося при давлении 1 атм, составит 1 г?

41. Масса сосуда емкостью 122 л, заполненного воздухом при нормальных условиях, составляет 2,5 кг. Вычислите массу этого сосуда, наполненного хлором при давлении 5 атм.

42. Вычислите молекулярную массу газа, если масса 280 мл его при температуре 21°C и давлении 2 атм равна 0,65 г.

43. Относительная молекулярная масса оксида четырехвалентного элемента относится к относительной молекулярной массе хлорида того же элемента, как 2 : 7. Определите относительную атомную массу и название элемента.

44. Определите состав смеси CO и CO_2 (массовые и объемные доли компонентов), если ее относительная плотность по воздуху равна единице.

45. При обработке 1,9 г смеси Na_2CO_3 и NaHCO_3 хлороводородной кислотой выделилось 0,506 л газа (при температуре 27°C и давлении 98,5 кПа). Какие количества карбоната и гидрокарбоната натрия были в исходной смеси?

46. Сколько граммов бертолетовой соли нужно взять, чтобы выделенным из нее кислородом окислить метан и получить 33,6 л (н.у.) углекислого газа?

47. Какой объем водорода нужен для превращения в воду 1 л озонированного кислорода, содержащего 5 % (об.) озона? Объемы газов измерялись при одинаковых условиях.

48. Соединение содержит 54,50 % углерода, 36,34 % кислорода, остальное – водород. Плотность пара вещества по воздуху составляет 3,04. Найдите молекулярную формулу вещества.

2. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции. Гидролиз солей. Способы выражения концентрации растворов

2.1 Методические рекомендации к работе над разделами

Необходимо четко представлять: различие между состоянием в растворе сильных и слабых электролитов; правила записи уравнений реакций диссоциации и как установить направление протекания обменной реакции между двумя электролитами, а также научиться составлять ионно-молекулярные уравнения обменных реакций, учитывая при этом, что сильные электролиты пишутся в виде отдельных составляющих их ионов, а слабые электролиты, газы и малорастворимые соединения – в виде молекул. Целесообразно выучить наизусть наиболее часто используемые сильные электролиты:

- кислоты: HClO_4 , HClO_3 , HMnO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;

- основания – щелочи: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 ;

- подавляющее большинство солей.

Особое внимание следует обратить на реакции нейтрализации, рассматривая различные случаи: «сильная кислота + сильное основание», «слабая кислота + слабое основание», «сильная кислота + слабое основание» и наоборот.

Студент должен уметь оценивать среду, когда кислота и основание взяты в строго стехиометрических количествах; уметь отвечать на вопрос: «всегда ли среда будет нейтральной?».

2.1.1 Равновесия в растворах слабых электролитов

В растворах слабых электролитов существует равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита называется степенью диссоциации слабого электролита и обозначается символом α .

Константа равновесия процесса диссоциации, например, слабой кислоты HA :



называется константой диссоциации электролита, которая представляет собой отношение произведения концентраций ионов в растворе слабого электролита к концентрации его недиссоциированной части:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Это отношение остается постоянным для раствора любой концентрации слабого электролита при одной и той же температуре.

Если обозначить общую молярную концентрацию электролита – слабой кислоты HA – через c , то концентрация ионов H^+ и A^- выразится величинами

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = c\alpha,$$

а концентрация недиссоциированной части электролита

$$[\text{HA}] = (c - c\alpha)$$

Тогда для константы диссоциации можно написать выражение:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{c^2\alpha^2}{c - c\alpha} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

(1)

В тех случаях, когда степень диссоциации $\alpha \ll 1$, при вычислениях, не требующих большой точности, можно принять, что $1 - \alpha \approx 1$. Тогда

$$K = c\alpha^2,$$

(2)

откуда

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

(3)

Приведенные выражения представляют собой закон разбавления Оствальда. Из этого закона видно, что если концентрацию слабого электролита увеличить в 100 раз, то степень диссоциации α уменьшится приблизительно в 10 раз.

Константа диссоциации слабого электролита является мерой его относительной силы. Так, из сопоставления констант диссоциации слабых кислот, например, HNO_2 , CH_3COOH и HCN , которые равны соответственно $5 \cdot 10^{-4}$, $1,75 \cdot 10^{-5}$ и $6,2 \cdot 10^{-10}$, видно, что их относительная сила уменьшается от HNO_2 к HCN .

Концентрацию ионов H^+ в растворах одноосновных кислот в зависимости от их концентрации можно вычислить, видоизменив приближенное выражение (считая, что $c - c\alpha \approx c$):

$$K = \frac{c^2\alpha^2}{c} = \frac{[\text{H}^+]^2}{c},$$

откуда:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{Kc}$$

(4)

При пользовании формулами (2 - 4) необходимо учитывать, что они приводят к удовлетворительным результатам только в тех случаях, когда электролит разбавлен до известного предела. В сильно разбавленных растворах слабых электролитов степень диссоциации α может достигнуть такого значения, пренебрежение которым приведет к относительно большой погрешности в вычислениях. В этих случаях нельзя принимать, что

$$c - c\alpha \approx c \text{ или } 1 - \alpha \approx 1,$$

а расчет следует вести, используя формулу (1), которая приводит к квадратному уравнению:

$$c\alpha^2 + K\alpha - K = 0 \quad (5)$$

Для вычисления $[H^+]$ формуле (1) можно придать следующий вид:

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{C\alpha C\alpha}{C - C\alpha}$$

Принимая $[H^+] = C\alpha$, находим

$$K = \frac{[H^+]^2}{C - [H^+]}$$

откуда:

$$[H^+]^2 + K[H^+] - KC = 0 \quad (6)$$

$$[H^+]^2 = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4KC}}{2}$$

Предварительный выбор формул для вычисления α и $[H^+]$ можно сделать исходя из следующих соображений.

Если

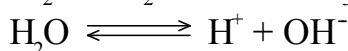
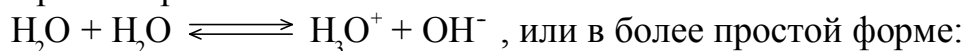
$$\frac{K}{C} \leq 1 \cdot 10^{-2}, \text{ или } \frac{C}{K} \geq 100$$

т. е. формулами (2 - 4) можно пользоваться для вычисления α и $[H^+]$ лишь при условии, что концентрация слабого электролита приблизительно в 100 или более раз больше его константы диссоциации.

2.1.2 Ионное произведение воды.

Водородный и гидроксильный показатели

Вода является весьма слабым электролитом. Диссоциация воды может быть выражена равновесием:



константа которого при 25 °С составляет $1,8 \cdot 10^{-16}$:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

В приведенном выражении знаменатель $[H_2O]$ представляет собой концентрацию недиссоциированных молекул воды. Однако если пренебречь незначительной долей молекул, распавшихся на ионы, концентрацию недиссоциированных молекул воды можно принять равной общей концентрации воды, которая составляет $1000:18 = 55,55$ моль/л. Тогда:

$$[H^+][OH^-] = K[H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Для воды и ее растворов произведение концентраций водородных и гидроксильных ионов - величина постоянная при данной температуре. Она называется *ионным произведением воды* K_w и при 25 °С составляет $1 \cdot 10^{-14}$.

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе - нейтральном, кислом или щелочном - всегда представлены оба вида ионов, т. е. водородные (гидроксониевые) и гидроксидные. Характер среды определяется теми ионами, концентрация которых больше. Понятия кислая, нейтральная и щелочная среда приобретают количественный смысл.

В случае если $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, среда нейтральна.

Если $[H^+] > 10^{-7}$, то среда кислая.

Если $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, то среда щелочная.

Обычно для характеристики среды достаточно привести концентрацию одного вида ионов, например ионов $[H^+]$. Выражение $[H^+] = 10^{-3}$ означает, что среда кислая, а если $[H^+] = 10^{-13}$, то среда щелочная.

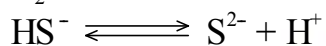
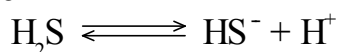
Еще удобнее пользоваться для характеристики среды логарифмами концентраций ионов H^+ и OH^- , взятыми с обратными знаками. Эти величины называются соответственно - *водородными* и *гидроксидными* показателями и обозначаются символами рН и рОН:

$$pH = -\lg[H^+]; pOH = -\lg[OH^-]$$

Ниже приводятся примеры вычисления рН в растворах слабых и сильных кислот и оснований.

2.1.3 Равновесия в растворах многоосновных кислот

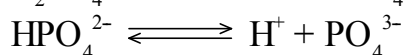
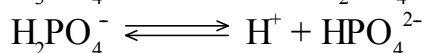
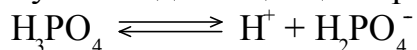
В растворах многоосновных кислот устанавливается несколько равновесий, каждое из которых отвечает определенной ступени диссоциации многоосновной кислоты и характеризуется соответствующей константой. Так, первая и вторая ступени диссоциации сероводородной кислоты



характеризуются первой (K_1) и второй (K_2) константами диссоциации:

$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 1 \cdot 10^{-7} \quad K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = 1 \cdot 10^{-14}$$

Трем ступеням диссоциации ортофосфорной кислоты



соответствуют три константы диссоциации:

$$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7.6 \cdot 10^{-3} \quad K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6.2 \cdot 10^{-8}$$

$$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4.2 \cdot 10^{-13}$$

Из приведенных данных видно, что самая большая величина константы соответствует первой ступени диссоциации, следовательно, для приближенного сопоставления относительной силы многоосновных кислот можно руководствоваться значениями первых констант диссоциации K_1 . Так, фосфорная кислота сильнее угольной ($K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$), а угольная сильнее сероводородной ($K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$). Вторая ступень диссоциации многоосновной кислоты протекает в значительно меньшей мере, чем первая: $K_1 \ll K_2$. Т.е. можно пренебречь ионами водорода, образующимися по второй и третьей ступеням диссоциации кислоты. Такое положение справедливо для подавляющего большинства многоосновных кислот, что дает возможность приближенно, а иногда и достаточно точно оценить концентрацию каждого из ионов в растворах этих кислот.

2.1.4 Оценка pH растворов солей

Соли образованы одновалентным анионом слабой кислоты и катионом сильного основания

Количественную оценку основных свойств анионов можно получить, сравнивая константы отвечающих им протолитических равновесий. Так, при гидролизе нитрит- иона



константа равновесия имеет вид

$$K_b = \frac{[HNO_2][OH^-]}{[NO_2^-][H_2O]},$$

где один из множителей — $[H_2O]$, т. е. число молей воды в литре, имеет наибольшую величину, которая практически мало меняется при изменении концентрации соли, вследствие чего ее можно считать величиной постоянной. Умножив константу равновесия на величину концентрации воды $[H_2O]$, приходим к выражению

$$K_b = \frac{[HNO_2][OH^-]}{[NO_2^-]},$$

а после замены $[OH^-] = K_w/[H^+]$ находим

$$K_b = \frac{[HNO_2]K_w}{[NO_2^-][H^+]} = \frac{K_w}{K_{a(HNO_2)}} = \frac{10^{-14}}{5,1 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-11}$$

Применительно к соли, образованной анионом слабой кислоты, величина K_b представляет собою константу гидролиза соли.

В протолитической системе: $B + HA \rightleftharpoons HB + A$
основание1 кислота2 кислота1 основание2

K_b — константа равновесия, характеризующая основные свойства В, равна K_w — ионному произведению воды, деленному на K_a — константу диссоциации сопряженной с В кислоты НВ. Следует подчеркнуть при

этом, что взаимосвязь величин K_a и K_b , определяемая выражением $K_a \cdot K_b = K_w$, относится не к любым протолитическим равновесиям, а лишь к тем из них, компонентами которых является вода.

Зная константу гидролиза и мольную концентрацию соли, можно вычислить степень гидролиза h , т. е. отношение числа молекул соли, подвергшихся гидролизу, к общему числу ее молекул.

Если общую концентрацию аниона слабой кислоты A^- обозначить через C , то Ch - это концентрация той части анионов A^- , которая подверглась гидролизу и образовала Ch моль/л слабой кислоты HA и Ch моль/л гидроксидных ионов,



и тогда для константы гидролиза K_b можно составить уравнение:

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{ChCh}{C-Ch} = \frac{Ch^2}{1-h} \quad (7)$$

Выражение (7) и его последующие видоизменения аналогичны выражениям, вытекающим из закона разбавления. Так, при малой величине h формула (7) принимает вид

$$K_b = \frac{ChCh}{C} \quad (8)$$

откуда $K_b = Ch^2$, и, следовательно:

$$h = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$$

Учитывая, что $[HA] = [OH^-] = Ch$, приближенная формула (8) позволяет найти концентрацию гидроксидных ионов:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b C} \quad (9)$$

В тех случаях, когда величиной h нельзя пренебречь ($h > 0,1$), выражение (7) принимает вид

$$Ch^2 + K_b h - K_b = 0 \quad (10)$$

или

$$h = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b C}}{2C} \quad (11)$$

Из выражения (7) получаем:

$$K_b = \frac{ChCh}{C-Ch} = \frac{[OH^-]^2}{C-[OH^-]}$$

$$[OH^-]^2 + K_b[OH^-] - K_b C = 0$$

$$[OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b C}}{2}$$

Как уже было показано ранее, выбор выражений для вычислений — приближенных или точных - может быть сделан исходя из соотношения

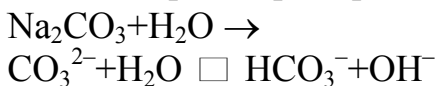
$$\frac{C}{K_b} \geq 100$$

где C — концентрация, а K_b — константа гидролиза соли.

Соли образованы многовалентным анионом слабой кислоты и катионом сильного основания.

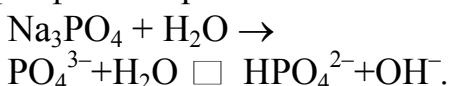
Эта группа включает нормальные соли, образованные основаниями щелочных металлов и многоосновными слабыми кислотами, например, Na_2CO_3 , K_2SO_3 , Na_2S , Na_3PO_4 и т. д.

В водном растворе карбоната натрия устанавливается равновесие



Образование иона HCO_3^- , а не молекулы H_2CO_3 вполне закономерно, поскольку ион HCO_3^- представляет собой менее диссоциированное соединение, чем H_2CO_3 .

Этой же общей тенденцией электрически заряженных частиц первоначально образовывать наименее диссоциированные соединения объясняется, например, образование иона HPO_4^{2-} при гидролизе ортофосфата натрия:



В согласии с общей закономерностью протолитических равновесий, устанавливаемых в водном растворе, константы гидролиза карбоната и ортофосфата щелочного металла составляют

$$K_b(CO_3^{2-}) = \frac{K_w}{K_a(HCO_3^-)} = \frac{10^{-14}}{4.8 \cdot 10^{-11}} = 2.1 \cdot 10^{-4}$$

$$K_b(PO_4^{3-}) = \frac{K_w}{K_a(HPO_4^{2-})} = \frac{10^{-14}}{4.2 \cdot 10^{-13}} = 2.4 \cdot 10^{-2}$$

где $K_a(HCO_3^-)$ и $K_a(HPO_4^{2-})$ соответственно отвечают $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$ угольной кислоты и $K_3 = 4,2 \cdot 10^{-13}$ ортофосфорной кислоты.

При вычислении степени гидролиза и pH растворов солей, образованных многовалентным анионом, достаточно исходить из первой степени гидролиза.

2.1.5 Равновесия в водных растворах солей, образованных слабыми основаниями

Соли образованы одновалентным катионом слабого основания и анионом сильной кислоты

Например, NH_4Cl , NH_4NO_3 , $[NH_3OH]Cl$, $AgNO_3$ и некоторые другие.

Растворы аммониевых солей, образованных сильными кислотами, обнаруживают слабокислую реакцию, которую обычно принято объяснять гидролизом солей



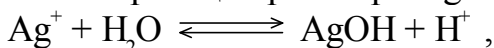
т. е. образованием малодиссоциированного основания NH_4OH и появлением в растворе избытка H^+ -ионов. В таком случае K_a — константа равновесия, характеризующая кислотные свойства NH_4^+ , равна ионному произведению воды, деленному на константу равновесия сопряженного основания



и составляет

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-5}} = 1,59 \cdot 10^{-10}$$

Кислая реакция раствора AgNO_3 отвечает равновесию



константа которого K_a равна ионному произведению воды K_w , деленному на константу диссоциации слабого основания AgOH $K_b = 5 \cdot 10^{-3}$

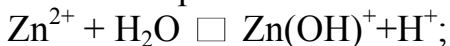
$$K_a = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

а концентрация водородных ионов, например, в 0,5 М растворе AgNO_3 и его рН составляют:

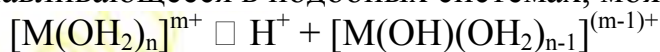
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{0,5 \cdot 2 \cdot 10^{-12}} = 10^{-6} \text{ моль/л, рН} = 6$$

Соли образованы многовалентным катионом слабого основания и анионом сильной кислоты

В растворах таких солей наименее диссоциированные сложные частицы — $\text{Zn}(\text{OH})^+$, $\text{Al}(\text{OH})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ образуются в результате присоединения первого гидроксидного иона к иону металла, что приводит к установлению равновесий



Растворы этих солей имеют кислую реакцию. Общее равновесие, устанавливающееся в подобных системах, может быть описано, как:



или в упрощенной форме:



$$K_a = \frac{[\text{M}(\text{OH})^{(n-1)+}][\text{H}^+]}{[\text{M}^{n+}]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{соли}}}$$

$$\text{откуда} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_{\text{соли}}}$$

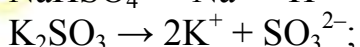
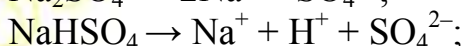
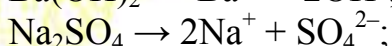
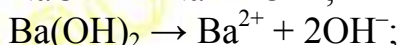
2.2 Примеры ответов на вопросы разделов

Пример 1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих электролитов: HCl, HF, H₂S, NaOH, Ba(OH)₂, Na₂SO₄, NaHSO₄, K₂SO₃, KHSO₃.

Ответ:

В разбавленных растворах сильных электролитов равновесие электролитической диссоциации практически полностью смещено в сторону образования ионов. В уравнениях реакций этот процесс рекомендуется условно показывать одной стрелкой →. Для слабых электролитов диссоциация всегда обратимый процесс. Поэтому для слабых электролитов следует пользоваться значком химического равновесия □.

Кроме того, если слабым электролитом является многоосновная кислота, то в растворе устанавливается несколько равновесий, соответствующих последовательным процессам диссоциации.



Пример 2. Какие из перечисленных ниже взаимодействий возможны в растворе? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах:

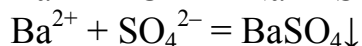
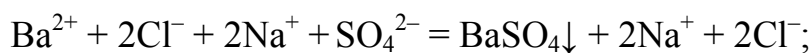
1. хлорид бария + сульфат натрия → ... ;
2. ортофосфорная кислота + гидроксид калия → ... ;
3. ацетат калия + разб. серная кислота → ... ;
4. сульфид железа(II) + хлороводородная кислота → ... ;
5. хлорид цинка + гидроксид калия (изб.) → ... ;
6. сульфат калия + хлороводородная кислота →

Ответ:

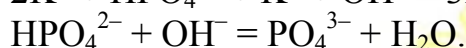
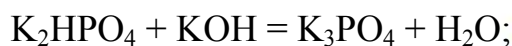
Обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении образования: а) малодиссоциированного соединения и б) малорастворимого соединения (осадка или газообразного вещества).

При записи реакций в ионно-молекулярной форме малорастворимые и малодиссоциированные (слабые электролиты) соединения следует записывать в виде молекул, а хорошо растворимые сильные электролиты – в виде ионов.

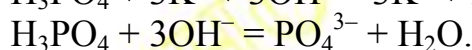
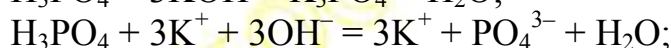
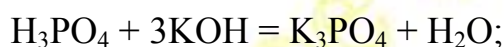




2. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O}.$
 $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- = 2\text{K}^+ + \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^- = \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}.$



Или



3. $2\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{SO}_4;$
 $2\text{CH}_3\text{COO}^- + 2\text{K}^+ + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-};$
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}.$
4. $\text{FeS}\downarrow + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow;$
 $\text{FeS}\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S}\uparrow;$
 $\text{FeS}\downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S}\uparrow.$
5. $\text{ZnCl}_2 + 4\text{KOH}(\text{изб.}) = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{KCl};$
 $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 4\text{K}^+ + 4\text{OH}^- = 2\text{K}^+ + [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^-;$
 $\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}.$
6. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \neq$ (реакция не пойдет).

Пример 3. Из группы солей KCl , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaHCO_3 , Al_2S_3 , CaBr_2 выберите те, которые подвергаются гидролизу. Напишите уравнения гидролиза.

Ответ:

При гидролизе солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой или сильным основанием и слабой кислотой, преобладает первая стадия, которую следует отражать в записи соответствующего уравнения реакции.

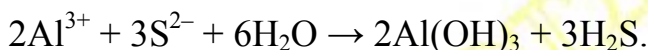
Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, иногда протекает по всем стадиям (до конца). Так протекает гидролиз карбонатов, сульфитов, метасиликатов Al^{3+} , Cr^{3+} и Fe^{3+} ; сульфидов Al^{3+} и Cr^{3+} ; метасиликата аммония. В этом случае рекомендуется записывать суммарное уравнение процесса, а не отдельные стадии гидролиза.

Следует отметить, что **записывать реакции гидролиза в молекулярной форме не требуется.**

Из вышеуказанных солей гидролизу подвергаются только FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHCO_3 и Al_2S_3 .

- $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$;
 $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$.
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$;
 $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$.
- $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$;
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$.
- $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$,

или в ионно-молекулярной форме:

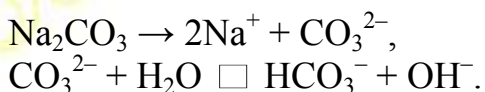


KCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и CaBr_2 гидролизу не подвергаются, т.к. каждая из этих солей образована сильным основанием и сильной кислотой.

Пример 4. Указать химический способ усиления и подавления гидролиза следующих солей: Na_2CO_3 , FeCl_3 .

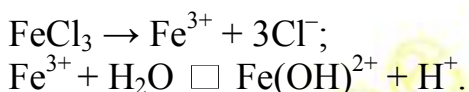
Ответ:

Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, приводит к накоплению в растворе гидроксильных ионов, обуславливая тем самым слабощелочную реакцию её водного раствора:



Чтобы сместить равновесие вправо (усилить гидролиз), в соответствии с принципом Ле Шателье, требуется уменьшить концентрацию OH^- -ионов. Это легко можно сделать, подкисляя раствор, т. е. добавляя ионы водорода, которые будут связывать OH^- -ионы, образуя слабый электролит – воду. Наоборот, подщелачивание раствора Na_2CO_3 приведет к подавлению гидролиза, т. е. смещению равновесия влево.

Для FeCl_3 :



Подщелачивание приведет к усилению гидролиза: равновесие сместится вправо. Подкисление, наоборот, подавит гидролиз: равновесие сместится влево.

Пример 5. Вычислите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном при растворении 161 г глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) в 549 мл воды.

Решение:

1. Молярная масса десятиводного сульфата натрия составляет 322 г/моль, а безводного сульфата натрия – 142 г/моль. Это позволяет вычислить массу безводного сульфата натрия в 161 г глауберовой соли:

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \frac{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}} = 161 \cdot \frac{142}{322} \text{ г} = 71 \text{ г}.$$

2. При обычных условиях (комнатной температуре и давлении порядка 1 атм) плотность воды приблизительно равна 1 г/мл. Поэтому масса раствора, состоящего из воды (растворителя) и глауберовой соли, равна:

$$\begin{aligned} m_{\text{р.}} &= m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} + \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = \\ &= 161 \text{ г} + 1 \text{ (г/мл)} \cdot 549 \text{ мл} = 710 \text{ г}. \end{aligned}$$

Откуда массовая доля Na_2SO_4 в растворе составляет:

$$\omega_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{р.}}} = \frac{71}{710} = 0,1, \text{ или } 10 \text{ \%}.$$

Пример 6. Массовая доля сульфата меди(II) в растворе равна 16 %. Плотность раствора 1,18 г/мл. Вычислите молярную и моляльную концентрации сульфата меди(II).

Решение:

1. Масса 1 л раствора CuSO_4 составляет:

$$m_{\text{р.}} = \rho_{\text{р.}} \cdot V_{\text{р.}} = 1,18 \text{ (г/мл)} \cdot 1000 \text{ мл} = 1180 \text{ г}.$$

Отсюда масса CuSO_4 в 1 л раствора рассчитывается как:

$$m_{\text{CuSO}_4} = m_{\text{р.}} \cdot \omega_{\text{CuSO}_4} = 1180 \text{ г} \cdot 0,16 = 188,8 \text{ г}.$$

2. Молярная концентрация – это отношение количества вещества компонента раствора к объему этого раствора. Количество вещества CuSO_4 , содержащегося в 1 л раствора, определяется исходя из соотношения:

$$n_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4}} = \frac{188,8 \text{ г}}{159,6 \text{ г/моль}} = 1,18 \text{ моль}.$$

Таким образом, молярная концентрация составляет:

$$c_{\text{CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{р.}}} = \frac{1,18 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 1,18 \text{ моль/л} = 1,18 \text{ М}^*.$$

3. Моляльная концентрация – это отношение количества вещества компонента раствора к массе растворителя. Массу растворителя (воды) легко можно найти, зная массу раствора и массу содержащегося там сульфата меди(II):

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р.}} - m_{\text{CuSO}_4} = (1180 - 188,8) \text{ г} = 991,2 \text{ г}.$$

Моляльная концентрация равна:

* обозначение единицы измерения «моль/л» для удобства можно заменить на «М»

$$b_{\text{CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1,18 \text{ моль}}{0,9912 \text{ кг}} = 1,19 \text{ моль/кг.}$$

Пример 7. В 127 мл воды растворили 44,8 л хлороводорода (н.у.). Найдите массовую долю соляной кислоты и объем полученного раствора, если его плотность при 20 °С составляет 1,182 г/мл.

Решение:

1. Определив количество вещества хлороводорода, содержащегося в 44,8 л при нормальных условиях:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} = \frac{44,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2 \text{ моль,}$$

находим его массу:

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}} = 2 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 73 \text{ г.}$$

Учитывая, что плотность воды приблизительно составляет 1 г/мл (см. пример 10), определим массу полученного раствора соляной кислоты:

$$m_p = m_{\text{HCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{HCl}} + \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = 73 \text{ г} + 1 \text{ (г/мл)} \cdot 127 \text{ мл} = 200 \text{ г.}$$

2. Тогда массовая доля хлороводорода, растворенного в 127 мл воды, может быть рассчитана по формуле:

$$\omega_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_p} = \frac{73}{200} = 0,365, \text{ или } 36,5 \%.$$

3. Объем образовавшегося раствора равен:

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{200 \text{ г}}{1,182 \text{ г/мл}} = 169,2 \text{ мл.}$$

Пример 8. Для разложения некоторого количества гидрокарбоната натрия потребовалось 44,45 мл 35 %-ного раствора серной кислоты плотностью 1,26 г/мл. Какие вещества и в каких количествах образовались при этом?

Решение:

1. Взаимодействие между NaHCO_3 и H_2SO_4 описывается уравнением:



2. Масса H_2SO_4 , содержащейся в 44,45 мл 35 %-ного раствора равна:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot m_p = \omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_p \cdot \rho_p = 0,35 \cdot 44,45 \text{ мл} \cdot 1,26 \text{ г/мл} = 19,6 \text{ г,}$$

что соответствует количеству вещества:

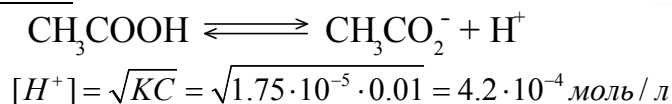
$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{19,6 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Теперь, исходя из уравнения реакции, можно вычислить количества образовавшихся веществ (Na_2SO_4 , CO_2 и H_2O):

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,2 \text{ моль}, n_{\text{CO}_2} = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,4 \text{ моль}, n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,4 \text{ моль}.$$

Пример 9. Какова концентрация водородных ионов в 0,01 М растворе уксусной кислоты?

Решение



Пример 10. Какова концентрация водородных ионов в 10^{-3} М растворе HCOOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-4}$)?

Решение

Пользуясь выражением (6), находим:

$$[\text{H}^+] = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4KC}}{2} = \frac{-1,8 \cdot 10^{-4} + \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-3}}}{2} = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}$$

Приближенное вычисление по (4) приводит к следующему результату:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-3}} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}$$

Сопоставление результатов показывает, что значение $[\text{H}^+]$ во втором случае на 23% больше, чем в первом, и предпочтение следует дать расчету по более точной формуле (6). Если же, пользуясь этой формулой, вычислить $[\text{H}^+]$ в 0,01 М растворе уксусной кислоты (пример 1), то полученная величина $4,15 \cdot 10^{-4}$ моль/л лишь на 1% отличается от величины, найденной по приближенной формуле (4), следовательно, в этом случае пользование ею вполне допустимо.

Пример 11. Вычислить рН 0,1 М раствора муравьиной кислоты, константа диссоциации которой $K = 1,8 \cdot 10^{-4}$ (при 25 °С).

Решение.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{кислоты}} C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

$$\text{pH} = -\lg(4,2 \cdot 10^{-3}) = 2,4$$

Пример 12. Вычислить рН 0,2 М раствора аммиака. Константа диссоциации основания $K = 6,3 \cdot 10^{-5}$.

Решение.

Как и в предыдущем примере, концентрация ионов OH^- может быть вычислена из соотношения:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{основания}} C} = \sqrt{6,3 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 3,55 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

Гидроксильный показатель рОН равен: $\text{pOH} = -\lg(3,55 \cdot 10^{-3}) = 2,45$

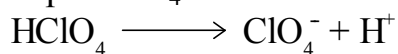
Так как

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,45 = 11,55$$

Пример 13. Вычислить рН 0,005 М раствора хлорной кислоты.

Решение.

В растворе HClO_4 – сильного электролита диссоциация происходит нацело:



Отсюда $[\text{H}^+] = 0,005$ моль/л; $\text{pH} = -\lg(0.005) = 2,3$.

Пример 14. Вычислить рН 1/400 М раствора едкого кали.

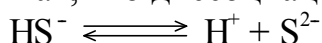
Решение.

Концентрация $[\text{OH}^-]$ равняется $1/400 = 2,5 \cdot 10^{-3}$. Следовательно, $\text{pOH} = -\lg(2,5 \cdot 10^{-3}) = 2,6$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,4$.

Пример 15. Концентрация насыщенного при 20 °С раствора H_2S составляет 0,13 моль/л. Вычислить $[\text{H}^+]$, $[\text{HS}^-]$ и $[\text{S}^{2-}]$.

Решение.

Исходя из значения первой константы диссоциации $K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$ и принимая, что диссоциацией ионов HS^- по второй ступени



можно в этом случае пренебречь, находим

$$[\text{H}^+] \approx [\text{HS}^-] = \sqrt{K_1 C} = \sqrt{1 \cdot 10^{-7} \cdot 0.13} = 1.1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Для приближенного вычисления $[\text{S}^{2-}]$ исходим из выражения:

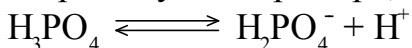
$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

Учитывая, что $[\text{H}^+] = [\text{HS}^-]$, получаем $[\text{S}^{2-}] \approx K_2 = 1.0 \cdot 10^{-14}$

Пример 16. Вычислить концентрации ионов H^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} в 0,1 М растворе H_3PO_4 . Значения констант K_1 , K_2 и K_3 приведены выше.

Решение.

Как и в предыдущем примере, на основе первой ступени диссоциации



и пренебрегая последующими ступенями, можно принять, что $[\text{H}^+] \approx [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$. Учитывая, что в этом случае отношение

$$\frac{C}{K} = \frac{0.1}{7.6 \cdot 10^{-3}} < 100 \text{ то расчет следует вести по более точной формуле}$$

(6):

$$[\text{H}^+]^2 + K[\text{H}^+] - KC = 0 \quad \text{откуда}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \approx [\text{H}^+] =$$

$$= \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4KC}}{2} = \frac{-7.6 \cdot 10^{-3} + \sqrt{(7.6 \cdot 10^{-3})^2 + 4 \cdot 7.6 \cdot 10^{-3} \cdot 0.1}}{2} = 2.4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Концентрация, ионов HPO_4^{2-} определяется по значению K_2 :

$$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \approx [HPO_4^{2-}] = 6.2 \cdot 10^{-8}$$

Из этих примеров можно сделать вывод, имеющий общий характер, - концентрация продуктов диссоциации по второй ступени многоосновной кислоты H_nA численно равна второй константе диссоциации кислоты.

Для вычисления концентрации ионов PO_4^{3-} используется выражение K_3 :

$$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4.2 \cdot 10^{-13} \text{ или } [PO_4^{3-}] = \frac{K_3[HPO_4^{2-}]}{[H^+]}$$

Так как $[HPO_4^{2-}] \approx K_2$, а $[H^+] = 2,4 \cdot 10^{-2}$ моль/л, находим:

$$[PO_4^{3-}] = \frac{K_3[HPO_4^{2-}]}{[H^+]} = \frac{K_3 K_2}{[H^+]} = \frac{4.2 \cdot 10^{-13} \cdot 6.2 \cdot 10^{-8}}{2.4 \cdot 10^{-2}} = 1.1 \cdot 10^{-18} \text{ моль/л}$$

Пример 17. Вычислите степень гидролиза и pH: 0,1 М раствора CH_3COONa ; 0,01 М раствора $NaIO$.

Ответ:

Ацетат натрия – соль сильного основания и слабой кислоты, поэтому последняя будет находиться в протолитическом равновесии с водой:



Выражение для константы этого равновесия имеет вид:

$$K_b^* = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-][H_2O]}$$

Как уже было сказано, равновесная концентрация воды является величиной постоянной. Умножив константу равновесия на равновесную концентрацию воды $[H_2O]$, приходим к выражению:

$$K_b = K_b^*[H_2O] = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

а после замены $[OH^-] = K_w/[H^+]$ находим:

$$K_b = \frac{[CH_3COOH]K_w}{[CH_3COO^-][H^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,71 \cdot 10^{-10},$$

где K_a – константа диссоциации уксусной кислоты.

Применительно к соли, образованной анионом слабой кислоты, величина K_b представляет собой константу гидролиза соли.

Итак, учитывая, что $[OH^-] = [CH_3COOH]$ (согласно уравнению гидролиза) и $[CH_3COO^-] = c - [CH_3COOH]$, запишем для константы гидролиза выражение:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c - [OH^-]}$$

Поскольку

$$\frac{c}{K_b} = \frac{0,1}{5,71 \cdot 10^{-10}} \gg 100,$$

то можно рассчитать равновесную концентрацию гидроксильных ионов по формуле:

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b c} = \sqrt{5,71 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,56 \cdot 10^{-6} \text{ М},$$

что соответствует

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(7,56 \cdot 10^{-6}) = 14 - 6 + \lg 7,56 = 8,9.$$

Степень гидролиза ацетата натрия равна:

$$h = \frac{[\text{OH}^-]}{c} = \frac{7,56 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 7,56 \cdot 10^{-5}.$$

По аналогии, для раствора гипоиодита натрия имеем:

$$K_b = \frac{[\text{HIO}]K_w}{[\text{IO}^-][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-11}} = 0,0004,$$

где $K_a = 2,5 \cdot 10^{-10}$ – константа диссоциации иодноватистой кислоты.

Однако в этом случае

$$\frac{c}{K_b} = \frac{0,01}{0,0004} = 25 < 100,$$

значит, равновесную концентрацию гидроксильных ионов следует определять следующим образом:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{\sqrt{K_b^2 + 4K_b c} - K_b}{2} = \frac{\sqrt{(0,0004)^2 + 4 \cdot 0,0004 \cdot 0,01} - 0,0004}{2} = \\ &= 1,81 \cdot 10^{-3} \text{ М}. \end{aligned}$$

что соответствует

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(1,81 \cdot 10^{-3}) = 14 - 3 + \lg 1,81 = 11,3.$$

Степень гидролиза гипоиодита натрия:

$$h = \frac{[\text{OH}^-]}{c} = \frac{1,81 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 0,181, \text{ или } 18,1 \%.$$

Пример18. Вычислить степень гидролиза и pH: а) 0,5 М раствора Na_2SO_3 и б) 0,25 М раствора Na_3PO_4 .

Решение

а) Константа гидролиза соли равна

$$K_b(\text{SO}_3^{2-}) = \frac{K_w}{K_a(\text{HSO}_3^-)} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 1,610^{-7}$$

Отношение $\frac{C_{соли}}{K_b} = \frac{0.5}{1.6 \cdot 10^{-7}} > 100$ и расчет можно вести по приближенной

формуле: $[OH^-] = \sqrt{1.6 \cdot 10^{-7} \cdot 0.5} = 2.8 \cdot 10^{-4}$ моль/л

$$pOH = -\lg(2.8 \cdot 10^{-4}) = 3,56; \quad pH = 14 - 3,56 = 10,44.$$

Вариант решения.

Пользуясь формулой (8) и следствиями из нее, находим h :

$$h = \sqrt{\frac{K_b}{C_{соли}}} = \sqrt{\frac{1,6 \cdot 10^{-7}}{0,5}} = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

а затем и концентрацию OH^- ионов:

$$[OH^-] = Ch = 0,5 \cdot 5,6 \cdot 10^{-4} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

б) Константа гидролиза соли составляет:

$$K_b(PO_4^{3-}) = \frac{K_w}{K_a(HPO_4^-)} = \frac{10^{-14}}{4.2 \cdot 10^{-13}} = 2.4 \cdot 10^{-2}$$

Отношение $\frac{C_{соли}}{K_b} = \frac{0.25}{2.4 \cdot 10^{-2}} < 100$ следовательно, расчет следует вести по точной формуле:

$$[OH^-] = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b C}}{2} = \frac{-2.4 \cdot 10^{-2} + \sqrt{(2.4 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 2.4 \cdot 10^{-2} \cdot 0.25}}{2} = 6.6 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$pOH = -\lg(6.6 \cdot 10^{-2}) = 1,18; \quad pH = 12,82.$$

Концентрация ионов OH^- соответствует количеству молей Na_3PO_4 , подвергшихся гидролизу, а следовательно, степень гидролиза:

$$h = \frac{[OH^-]}{C_{соли}} = \frac{6,6 \cdot 10^{-2}}{0,25} = 0,26 \text{ или } 26\%$$

Пример 19. Вычислить степень гидролиза NH_4NO_3 в 0,1 М растворе соли и его pH.

Решение.

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} = 1.59 \cdot 10^{-10}$$

Учитывая, что $[NH_3] = [H^+]$, а $[NH_4^+]$ практически отвечает концентрации соли - $C_{соли}$ моль/л. находим:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{соли}} = \frac{[H^+]^2}{0,1}$$

откуда $[H^+] = \sqrt{1.59 \cdot 10^{-10} \cdot 0.1} = 3.98 \cdot 10^{-6}$ моль/л, $pH = 5,39$, а h - доля молей соли, подвергшаяся гидролизу, составляет:

$$h = \frac{3.98 \cdot 10^{-6}}{0.1} = 3.98 \cdot 10^{-5} \text{ или } 3.98 \cdot 10^{-3} \%$$

Пример 20. Вычислить pH 0,1 М раствора хлорида цинка.

Решение.

В растворе $ZnCl_2$ устанавливается равновесие



константа которого отвечает выражению:

$$K_a = \frac{[Zn(OH)^+][H^+]}{[Zn^{2+}]}$$

Учитывая, что концентрации ионов $Zn(OH)^+$ и H^+ приблизительно равны друг другу, а концентрация ионов Zn^{2+} отвечает концентрации соли, находим:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{\text{соли}}} \text{ откуда: } [H^+] = \sqrt{K_a C_{\text{соли}}}$$

По таблице определяем величину K_a .

$$K_a = 2,5 \cdot 10^{-10}$$

В таком случае $[H^+] = \sqrt{K_a C_{\text{соли}}} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$, а $pH = 5,3$.

Контрольная работа №2

I Напишите реакции диссоциации следующих соединений:

1. H_2CO_3 , $AlCl_3$, $Mg(HSO_3)_2$.
2. HNO_2 , Na_2CO_3 , $(CuOH)_2SO_4$.
3. $HMnO_4$, CH_3COOH , $FeOHNO_3$.
4. Na_2HAsO_4 , $SnBr_2$, KOH .
5. $KHSO_4$, $BeOHBr$, $(COOH)_2$.
6. NH_4Cl , H_2SO_3 , K_2HAsO_3 .
7. $Na_2H_2P_2O_7$, $Fe_2(SO_4)_3$, HF .
8. H_2SO_4 , NH_4OH , $Fe(OH)_2NO_3$.
9. $HCOOH$, $MgSO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$.
10. $Sr(OH)_2$, $(MgOH)_2S$, H_2SiO_3 .
11. $AgNO_3$, $HClO_3$, H_2Se .
12. $Fe(HCO_3)_2$, HI , $Ca(CH_3COO)_2$.

Для кислот вычислите pH и концентрации всех ионов в их $0,01 \text{ M}$ растворах.

II Напишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной формах:

13. гидроксид магния + уксусная кислота \rightarrow .
14. хлорид алюминия + гидроксид калия (изб.) \rightarrow .
15. метакромит калия + азотная кислота (изб.) \rightarrow .
16. ортофосфат кальция + бромоводородная кислота \rightarrow .
17. тетрагидроксицинкат натрия + серная кислота (изб.) \rightarrow .
18. гидрокарбонат стронция + серная кислота \rightarrow .
19. сульфат олова(II) + гидроксид цезия (изб.) \rightarrow .
20. нитрит натрия + соляная кислота \rightarrow .
21. гидросульфат калия + гидросульфит калия \rightarrow .

22. гидроксид кальция + оксид углерода(IV) (изб.) + вода \rightarrow .
23. сульфат кальция + хлорид бария \rightarrow .
24. хлорид железа(III) + гидроксид аммония \rightarrow .

III Напишите уравнения реакций гидролиза в сокращенной ионно-молекулярной форме, вычислите рН в 0,01 М растворе соли (пункт «а»), а также в молекулярной и ионно-молекулярной формах (пункт «б»):

25. а) нитрит калия + вода \rightarrow ; б) нитрат алюминия + сульфид аммония + вода \rightarrow .
26. а) перхлорат аммония + вода \rightarrow ; б) карбонат калия + хлорид хрома(III) + вода \rightarrow .
27. а) формиат аммония + вода \rightarrow ; б) иодид аммония + метасиликат натрия + вода \rightarrow .
28. а) ацетат калия + вода \rightarrow ; б) хлорид алюминия + сульфит аммония + вода \rightarrow .
29. а) цианид кальция + вода \rightarrow ; б) сульфид натрия + нитрат хрома(III) + вода \rightarrow .
30. а) гипохлорит кальция + вода \rightarrow ; б) сульфат железа(III) + карбонат натрия + вода \rightarrow .
31. а) гидрофосфат натрия + вода \rightarrow ; б) нитрат алюминия + метасиликат калия + вода \rightarrow .
32. а) сульфид рубидия + вода \rightarrow ; б) перхлорат хрома(III) + сульфит натрия + вода \rightarrow .
33. а) гидрокарбонат железа(II) + вода \rightarrow ; б) метасиликат натрия + нитрат железа(III) + вода \rightarrow .
34. а) арсенат натрия + вода \rightarrow ; б) бромид алюминия + карбонат аммония + вода \rightarrow .
35. а) нитрат меди(II) + вода \rightarrow ; б) хлорид хрома(III) + метасиликат цезия + вода \rightarrow .
36. а) сульфат хрома(III) + вода \rightarrow ; б) нитрат железа(III) + сульфит калия + вода \rightarrow .

ЗАДАЧИ

37. Какой объем 36,5 %-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,18 г/см³) необходимо взять для приготовления 1000 мл 0,1 М раствора?
38. Сколько граммов дигидрата хлорида бария необходимо взять для приготовления 400 мл 0,005 М раствора?
39. В каком отношении нужно взять массы медного купороса и 0,1 М раствор сульфата меди(II) (плотность 1,01 г/см³), чтобы приготовить 10 %-ный его раствор?
40. В каком количестве воды следует растворить 14,2 г оксида фосфора(V), чтобы получить 2 %-ный раствор ортофосфорной кислоты?

41. Определите массовую и молярную доли спирта в растворе, полученном смешиванием 38 мл этанола (плотность 0,789 г/мл) с 220 мл воды (плотность 0,998 г/мл), если плотность полученного раствора составляет 0,979 г/мл.
42. Определите, сколько кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) необходимо прибавить к 527 г 3 %-ного водного раствора гидроксида бария, чтобы сравнялись: а) массовые доли щелочей; б) молярные концентрации щелочей.
43. Какую массу $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необходимо добавить к 47,0 мл 25,0 % раствора Na_2CO_3 ($\rho = 1,08$ г/мл), чтобы получить раствор, в котором массовая доля Na_2CO_3 равна 10,0 %.
44. К раствору 14 г $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ в 157 г воды добавили 93 мл 9,8 %-ного раствора Na_2HPO_4 плотностью 1,1 г/мл. Определите массовую долю Na_2HPO_4 в полученном растворе.
45. Какую массу оксида серы(VI) надо растворить в 100 г 96,4 % серной кислоты для получения 20 % олеума?
46. Определите массовую долю азотной кислоты в водном растворе, если этот раствор способен заменить такую же массу 7 % раствора серной кислоты в реакциях нейтрализации.
47. К 100 мл раствора H_2SO_4 с массовой долей растворенного вещества 96 % ($\rho = 1,84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор с плотностью $\rho = 1,225$ г/мл. Чему равны массовая доля растворенного вещества и молярная концентрация этого раствора?
48. Для 10 М раствора аммиака при 20 °С плотность раствора составляет 0,928 г/см³. Определите массовую и молярную доли аммиака и моляльность раствора.

3. Окислительно-восстановительные процессы

3.1 Методические рекомендации к работе над разделами

Раздел «Теоретические основы неорганической химии» в курсе «Общей и неорганической химии» завершается темой «Окислительно-восстановительные процессы», в которой рассматриваются наиболее сложные химические превращения - окислительно-восстановительные реакции. Здесь от студента требуется четкое представление о том, что называется окислителем, что – восстановителем; какие процессы относятся к окислению, какие – к восстановлению.

При изучении раздела следует обратить внимание на следующее:

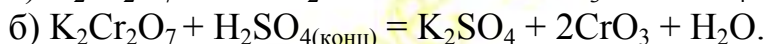
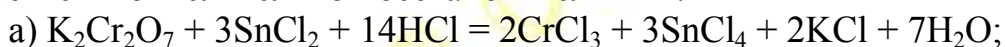
- элементы, находящиеся в высшей степени окисления, отвечающей номеру группы могут быть только окислителями, то есть могут только принимать электроны, восстанавливаясь при этом;

- элементы в низких степенях окисления могут выступать в окислительно-восстановительных процессах только в качестве восстановителей;

- элементы в промежуточных степенях окисления могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность, то есть по отношению к одним реагентам могут быть восстановителями, а по отношению к другим – окислителями.

Приступая к рассмотрению электрохимических процессов (электролиза), необходимо сначала разобраться в сущности электролиза как «принудительного» окислительно-восстановительного процесса, протекающего под действием внешнего источника тока. Обязательно требуется уметь писать уравнения полуреакций, протекающих на электродах, а также общее уравнение электролиза для расплавов и водных растворов электролитов.

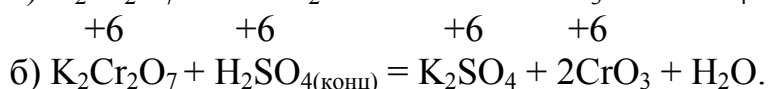
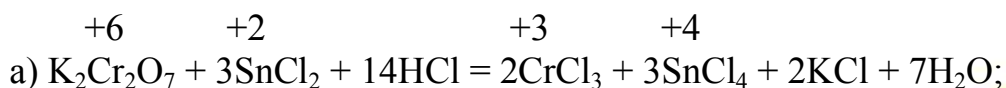
Пример 1. В приведенных уравнениях реакций найти, какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:



В окислительно-восстановительных реакциях указать окислитель и восстановитель.

Ответ:

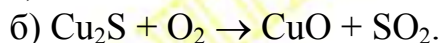
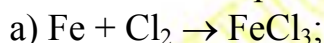
К окислительно-восстановительным реакциям будет относиться только реакция “а”, так как только в ней меняются степени окисления элементов:



Окислителем в “а” является Cr ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), так как хром понижает свою степень окисления, восстанавливаясь до Cr (CrCl_3).

В качестве восстановителя выступает Sn (SnCl_2), повышающий свою степень окисления (окисляющийся) до Sn (SnCl_4).

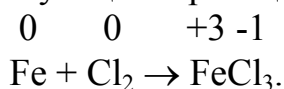
Пример 2. Используя метод электронного баланса или электродных полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



Ответ:

Метод подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций включает в себя несколько стадий. Рассмотрим их на примере реакции “а”.

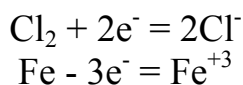
1) Определяем степени окисления элементов в соединениях, участвующих в реакции:



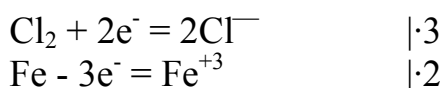
2) Отыскиваем элементы, меняющие степени окисления и устанавливаем на основании этого, какой из них выступает в роли окислителя, а какой - восстановителя.

Cl_2 - понижает свою степень окисления, восстанавливаясь до Cl^- . Значит, хлор в этой реакции является окислителем. Fe - повышает свою степень окисления, окисляясь до состояния Fe^{3+} . Значит железо - восстановитель.

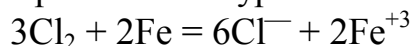
3) Составляем уравнения материального и электронного баланса для окислителя и восстановителя:



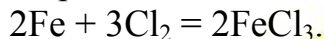
4) Сводим электронный баланс, базируясь на том, что число принятых окислителем электронов должно быть равно числу электронов, отданных восстановителем:



5) Суммируем левые и правые части уравнений электронного баланса:

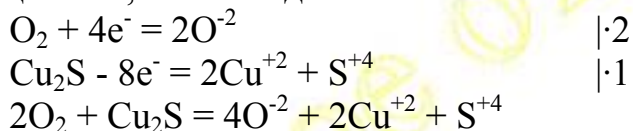


6) Переносим полученные коэффициенты в основное (записанное в молекулярной форме) уравнение реакции:

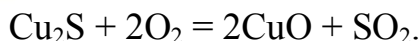


Следует помнить, что окислительно-восстановительная реакция может иметь несколько окислителей и/или несколько восстановителей. Так в реакции “б” приведен пример с двумя восстановителями — Cu^{+1} и S^{-2} .

Система уравнений, позволяющая свести электронный баланс в реакции “б”, имеет вид:

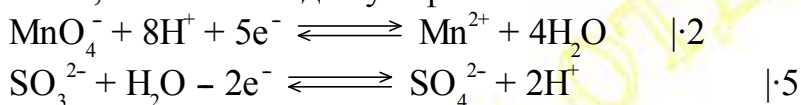


В молекулярной форме записи уравнение реакции “б” будет иметь вид:



При использовании метода полуреакций в водных растворах необходимо учитывать влияние соединения, формирующего среду реакции (кислую, основную или нейтральную) и форму нахождения соединений вступающих в реакцию в зависимости от ее среды с точки зрения теории электролитической диссоциации. В кислой среде уравнивание полуреакций необходимо проводить, пользуясь молекулами воды или ионами водорода (H_2O , H^+):

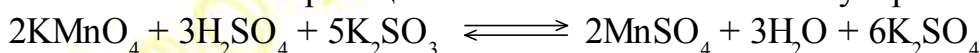
Рассмотрим реакцию $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$. В кислой среде перманганат ионы восстанавливаются до ионов марганца(II), а сульфит-ионы, - окислятся до сульфат-ионов:



после сокращения одинаковых членов в левой и правой частях уравнения реакции получим:



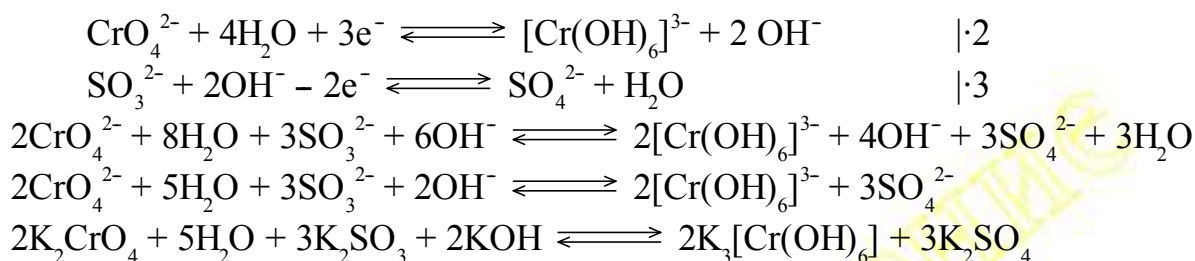
После этого реакцию можно записать в молекулярной форме:



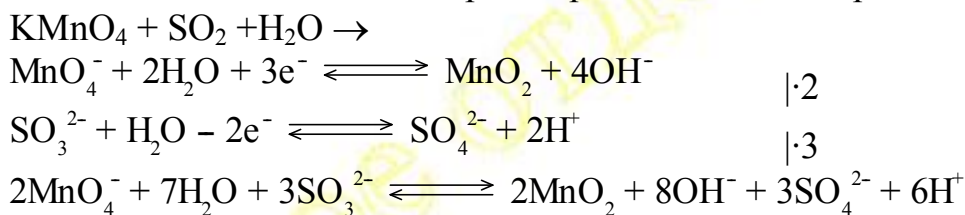
В щелочной среде уравнивание полуреакций необходимо записывать, пользуясь молекулами воды или гидроксидными ионами (H_2O , OH^-).



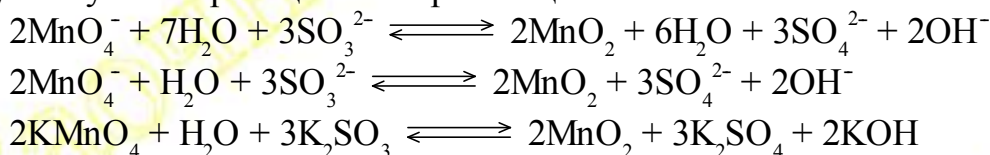
Хромат-ионы, восстанавливаясь до соединений хрома(III) в сильно щелочной среде будут существовать в виде гидроксокомплексов: $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ или $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$:



В нейтральной среде в полуреакции могут фигурировать только молекулы воды. В реакции "д", в нейтральной среде перманганат-ионы будут восстанавливаться до малорастворимого оксида марганца(IV):



Образующиеся в полуреакциях ионы водорода и гидроксид-ионы будут вступать в реакцию нейтрализации:

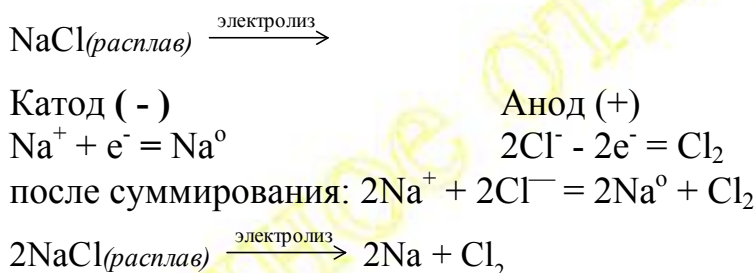


Пример 3. Какие электрохимические реакции протекают на инертных электродах при электролизе расплава NaCl?

Ответ:

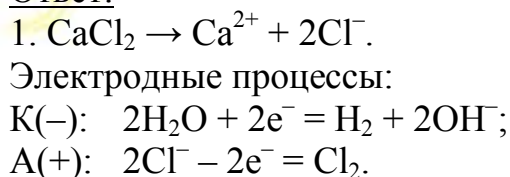
Анод – электрод, на котором в процессе реакции протекают процессы окисления частиц или ионов, катод – восстановления.

При решении задач, связанных с электролизом, процессы, протекающие на катоде и аноде, удобно представлять в виде схемы:



Пример 4. При электролизе раствора CaCl₂ на аноде выделилось 112 мл Cl₂, измеренного при нормальных условиях. Что и в каком количестве образовалось при этом на катоде?

Ответ:



Суммарный процесс: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$,

или, в молекулярной форме: $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$.

2. В соответствии с уравнением реакции электролиза, количество хлора, выделяющегося на аноде, равно количеству водорода, образующегося на катоде. Поэтому количество водорода может быть определено как:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Cl}_2) = 0,112/22,4 \text{ моль} = 0,005 \text{ моль}.$$

Пример 5. При электролизе водного раствора сульфата меди(II) на катоде выделилось 6,36 г меди. Что и в каком количестве образовалось при этом на аноде?

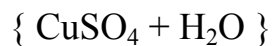
Ответ:

В порядке убывания силы *восстановительных* свойств в кислой среде металлы могут быть расположены в ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений):

K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Sn Pb (H) Cu Ag Hg Au

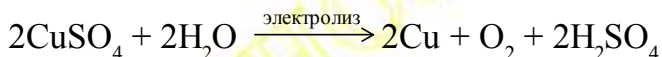
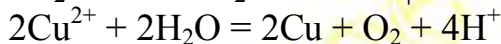
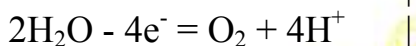
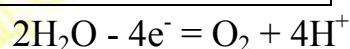
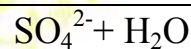
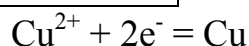
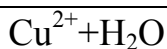
Так как медь стоит в ряду напряжений после водорода, то на катоде будет наблюдаться восстановление ионов Cu^{2+} .

Кислотные остатки кислородсодержащих кислот в умеренно разбавленных растворах на аноде не окисляются. Поэтому на аноде будет окисляться вода, а в прианодном пространстве будет накапливаться кислота:



Катод (—)

Анод (+)



2. Согласно уравнению реакции, количество меди, выделяющейся на катоде, в два раза превышает количество кислорода, образующегося на аноде. Поэтому количество кислорода может быть определено как:

$$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot n(\text{Cu}) = 0,5 \cdot 6,36/63,5 = 0,05 \text{ моль}.$$

3.2 Электродные потенциалы

Для решения вопроса о возможности протекания той или иной окислительно-восстановительной реакции привлекается такая энергетическая характеристика как окислительно-восстановительный потенциал.

Разобьем обратимую окислительно-восстановительную (ОВ) реакцию:



на две полуреакции: одну, относящуюся к процессу окисления, и вторую, отражающую процесс восстановления:



Теперь перепишем второе превращение в системе (3.2) таким образом, чтобы окисленная форма B_{Ox} находилась в левой части уравнения, а восстановленная B_{Red} - в правой:

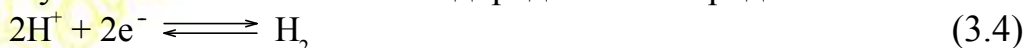


Записанная в форме (3.3) система ОВ полуреакций удобна тем, что позволяет сопоставить способности к приобретению электронов двух окислителей, т. е. определить, у какого из них - A_{Ox} или B_{Ox} - больше величина сродства к электрону.

Каждая из двух ОВ полуреакций (3.3) отражает химическое превращение окисленной формы вещества в восстановленную и сопровождается переносом электрического заряда. Перенос же электрического заряда, как известно из курса физики, возможен только в том случае, когда имеет место скачок электрического потенциала. Следовательно, химическому превращению типа $A_{Ox} \rightarrow A_{red}$ сопутствует появление разности (скачка) потенциалов между окисленной и восстановленной формами вещества А. Величина скачка потенциала определяется химической природой A_{Ox} и A_{red} . Поэтому величину скачка потенциала можно использовать как количественную характеристику превращения A_{Ox} в A_{red} или же, как параметр, определяющий силу окислителя.

Электродный потенциал - это величина, равная ЭДС гальванического элемента, составленного из интересующего нас электрода и некоторого электрода сравнения, скачок потенциала которого принимается равным какой-то условно выбранной величине.

На практике в качестве электрода сравнения наиболее часто используется так называемый «водородный электрод»:



скачок потенциала, которого условно принят равным нулю при стандартных условиях ($a_{H^+} = 1$ моль/л; $P_{H_2} = 1.013 \cdot 10^5$ Па).

Уравнение для ЭДС гальванического элемента включающего в себя исследуемый электрод и водородный электрод сравнения, то есть уравнение электродного потенциала имеет вид

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Ox}}{a_{Red}} \quad (3.5)$$

где $E_{Ox/Red}^0$ - стандартная ЭДС данного элемента (стандартный электродный потенциал); R - универсальная газовая постоянная ($R = 8,31441$ Дж/(моль·К)); F - постоянная Фарадея; T - абсолютная температура (К), n - число электронов, участвующих в реакции.

Уравнение для ЭДС (3.5) получило название «**уравнение Нернста**».

При переходе в (3.5) к десятичным логарифмам, и подстановке значений R , F и $T = 298,15$ К (25 °С) уравнение (3.5) приобретает вид, чаще используемый в практике химических расчетов:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{0.0591}{n} \lg \frac{a_{Ox}}{a_{Red}} \quad (3.6)$$

3.3 Постоянная Фарадея.

Единицы измерения разности потенциалов (ЭДС)

Известно, что электрический заряд любого материального объекта может существовать в двух формах: положительной и отрицательной. Электрический заряд всегда кратен элементарному электрическому заряду e , своеобразному «кванту» электрического взаимодействия, являющемуся постоянной величиной. На основании опытных данных установлено, что абсолютные величины разноименных элементарных зарядов:

$$e = |e^+| = |e^-| = 1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

Электрический заряд одного моля элементарных зарядов e (молярный электрический заряд) получил название постоянной Фарадея:

$$F = e \cdot N_A = 96484,56 \text{ Кл/моль}$$

где N_A - постоянная Авогадро, равная $6,022045 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

В системе СИ единицей измерения потенциала является джоуль, отнесенный к кулону (Дж/Кл). Эта единица называется вольт (В).

3.4 Стандартные электродные потенциалы

Понятие «стандартный электродный потенциал» $E_{Ox/Red}^0$ применяется для обозначения потенциала, который мог бы возникнуть при условии, что активности всех участвующих в реакции веществ равны единице.

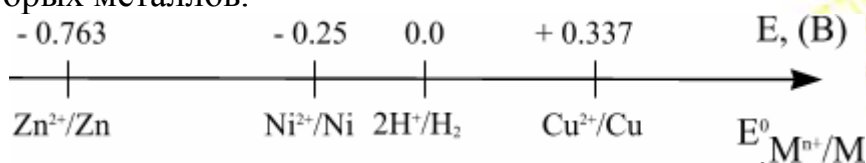
Подставляя в (3.5) значения $a_{Ox} = a_{Red} = 1$, получаем:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0$$

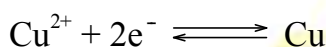
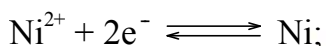
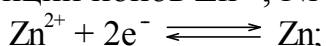
Стандартный электродный потенциал характеризует стремление исследуемой электродной реакции протекать в направлении восстановления иона (молекулы). Составляя различные гальванические элементы с водородным электродом, можно получить целый ряд стандартных электродных потенциалов, которые, если их расположить в порядке возрастания величин потенциалов, будут отражать увеличение тенденции, к тому, что окисленная форма вещества присоединит электроны и восстановится. И наоборот, чем меньше величина стандартного электродного потенциала, тем больше тенденция

восстановленной формы отдать электроны и превратиться в окисленную форму.

Пример 6. На схеме показана шкала ОВ потенциалов (M^{n+}/M) некоторых металлов:



Из схемы видно, что ОВ потенциал пары Zn^{2+}/Zn меньше, чем ОВ потенциалы пар Ni^{2+}/Ni и Cu^{2+}/Cu . Следовательно, если сопоставить тенденции ионов Zn^{2+} , Ni^{2+} и Cu^{2+} к процессу восстановления:



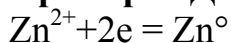
то можно заключить, что ион Cu^{2+} является более сильным окислителем по сравнению с ионом Ni^{2+} и (или) ионом Zn^{2+} . Ион Ni^{2+} - более сильный окислитель, чем ион Zn^{2+} . Наоборот, если рассматривать восстановленные формулы, то Zn° среди этих металлов будет самым сильным восстановителем, а Cu° - самым слабым.

Стандартные электродные потенциалы или иначе стандартные ОВ потенциалы табулируются и приводятся в справочниках. Они подобно ΔG° относятся к термодинамическим величинам и используются для определения термодинамической вероятности протекания ОВ реакции в растворе.

Отметим, что по стандартному значению энергии ΔG° может быть рассчитан стандартный электродный потенциал $E^{\circ}_{Ox/Red}$ и наоборот:

$$\Delta E^{\circ} = -\Delta G^{\circ}/nF \quad (3.7)$$

Пример 7. Для электродного процесса



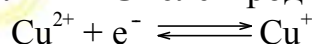
изменение энергии Гиббса составляет:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta G^{\circ}_{Zn} - \Delta G^{\circ}_{Zn^{2+}} = 0 + 147193 = +147193 \text{ Дж/моль.}$$

Величина стандартного ОВ потенциала $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn}$, вычисленного по уравнению (3.7):

$$E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -\frac{\Delta G^{\circ}}{nF} = -\frac{147193}{2 \cdot 96484} = -0.763 \text{ В}$$

Пример 8. По величине стандартного ОВ потенциала пары Cu^{2+}/Cu вычислить ΔG° электродной реакции:



Подставляя значение $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu^{+}} = +0,153 \text{ В}$ в уравнение (3.7), получаем:

$$\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu^{+}} = -1 \cdot 96485 \cdot 0,153 = -14762 \text{ Дж/моль.}$$

3.5 Уравнение Нернста и константа равновесия для ОВ реакции

Применяя уравнение Нернста для каждой из двух полуреакций (3.5, 3.6), получаем:

$$E_{A_{Ox}/A_{Red}} = E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_{A_{Ox}})^s}{(a_{A_{Red}})^d} \quad (3.8)$$

$$E_{B_{Ox}/B_{Red}} = E^0_{B_{Ox}/B_{Red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_{B_{Ox}})^f}{(a_{B_{Red}})^p}$$

Отыскивая разность потенциалов ΔE , определяем, какое из двух значений - $E_{A_{Ox}/A_{Red}}$ или $E_{B_{Ox}/B_{Red}}$ - больше по величине:

$$\Delta E = E_{A_{Ox}/A_{Red}} - E_{B_{Ox}/B_{Red}} = E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}} - \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_{A_{Red}})^d (a_{B_{Ox}})^f}{(a_{A_{Ox}})^s (a_{B_{Red}})^p} \quad (3.9)$$

Подставляя в уравнение (3.9) значения активностей

$$a_{A_{Red}} = a_{B_{Ox}} = a_{A_{Ox}} = a_{B_{Red}} = 1,$$

соответствующих активностям при измерении стандартных ЭДС полуреакций (3.9) имеем:

$$\Delta E = E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}}$$

После установления химического равновесия, для которого должно выполняться условие $\Delta E = 0$, но значение активностей, как исходных соединений, так и продуктов реакции уже не равно единице, уравнение (3.9) приобретает вид:

$$E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_{A_{Red}})^d (a_{B_{Ox}})^f}{(a_{A_{Ox}})^s (a_{B_{Red}})^p}$$

Отсюда константа равновесия для реакции (3.1) определяется равенством:

$$Kp = \frac{(a_{A_{Red}})^d (a_{B_{Ox}})^f}{(a_{A_{Ox}})^s (a_{B_{Red}})^p} = e^{\frac{nF(E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}})}{RT}} = \exp\left(\frac{nF(E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}})}{RT}\right) \quad (3.10)$$

или после подстановки значений R, F и T = 298 K и переходе к десятичным логарифмам:

$$Kp = 10^{\frac{n(E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}})}{0.059}} = 10^{\frac{nF\Delta E^0_{реакции}}{0.059}} \quad (3.11)$$

Из формул (2.13) и (2.14) видно, что самопроизвольно (слева направо) реакция (1.1) будет протекать только в том случае, если выполняется условие:

$$\Delta E^0_{реакции} = E^0_{A_{Ox}/A_{Red}} - E^0_{B_{Ox}/B_{Red}} > 0 \quad (3.12)$$

Следует отметить, что константы равновесия, вычисленные через ΔG^0 или ΔE^0 , являются термодинамическими. При очень малой ионной силе раствора, когда коэффициенты активности равны единице, константы равновесия, выраженные через активности и концентрации, совпадают. Коэффициенты активности электролитов, а, следовательно, и константы равновесия редко различаются более чем на порядок в обычных экспериментальных условиях. Поэтому в дальнейшем, кроме особо

оговоренных случаев, вместо активностей будем использовать молярные концентрации.

3.6 Определение возможности протекания реакций

Пользуясь стандартными ОВ потенциалами, можно:

- оценить наиболее вероятное направление ОВ реакции;
- при необходимости подобрать более подходящий окислитель или восстановитель;
- определить среду (кислую или щелочную), в которой будет реализовываться желаемая реакция, а также учесть ряд других вопросов, касающихся реакций этого типа.

Методику пользования ОВ потенциалами разберем на ряде примеров.

Пример 9. Рассмотрим взаимодействие в водном растворе KI и KNO₂. Среди гипотетических направлений реакции выделим следующие три:



Так как I⁻ ион может выступать только в качестве восстановителя, то партнер по реакции NO₂⁻-ион является здесь окислителем.

Во всех трех вариантах реакции происходит образование OH⁻ - ионов, создающих в системе щелочную среду. Поэтому в таблице стандартных потенциалов следует отыскивать значения соответствующих ΔE^o_{Ox/Red} для пар, относящихся к щелочной или нейтральной среде.

Окисленная форма	Восстановленная форма	Среда	Потенциал [E ^o , (В)]
NO ₂ ⁻	NO	ОН ⁻	-0.46
HNO ₂	NO	H ⁺	+0.98
I ₂	I ⁻	—	+0.54
IO ⁻	I ⁻	ОН ⁻	+0.49
IO ⁻	I ⁻	H ⁺	-0.985
IO ₃ ⁻	I ⁻	ОН ⁻	+0.26
IO ₃ ⁻	I ⁻	H ⁺	+1.085

Значение ΔE^o реакции, определяемое по правилу:

$$\Delta E^o_{\text{реакции}} = \Delta E^o_{\text{окислителя}} - \Delta E^o_{\text{восстановителя}}$$

для всех трех случаев меньше нуля:

$$\Delta E^o_{3.13} = E^o_{NO_2^-/NO} - E^o_{I_2/2I^-} = 0.46 - (+0.54) = -1.00 \text{ В}$$

$$\Delta E^o_{3.14} = E^o_{NO_2^-/NO} - E^o_{IO^-/I^-} = 0.46 - (+0.49) = -0.95 \text{ В}$$

$$\Delta E_{3.15}^0 = E_{NO_2^-/NO}^0 - E_{IO_3^-/I^-}^0 = 0.46 - (+0.26) = -0.72 \text{ В}$$

Следовательно, реакция в данных условиях невозможна.

Теперь будем проводить эту же реакцию в кислой среде. Понятно, что добавление к реакционной смеси щелочи абсурдно, так как в соответствии с принципом Ле Шателье подщелачивание должно смещать равновесие реакций (3.13 - 3.15) влево, т. е. в сторону исходных соединений:



Сразу учтем, что в кислой среде формой нахождения азота (+3) будет слабая азотистая кислота - HNO_2 . Поэтому для окислителя будем искать в таблицах потенциал перехода $HNO_2 + H^+ + e^- \rightleftharpoons NO + H_2O$ ($E_{HNO_2/NO}^0 = 0,98 \text{ В}$).

Формы нахождения иода(-1), иода(0) и иода(+5) от кислотности среды не зависят, а потому и не изменяются. Для иода(+1) в кислой среде формой нахождения в растворе будет не IO^- , а слабая кислота HOI .

С учетом замечания найдем потенциалы соответствующих переходов в кислой среде и для всех трех возможных направлений реакции (3.16 - 3.18) вычислим ΔE_p^0 :

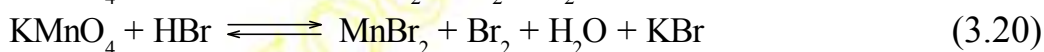
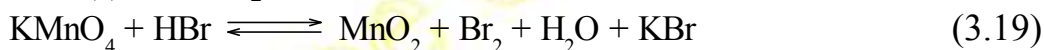
$$\Delta E_{3.16}^0 = E_{HNO_2/NO}^0 - E_{I_2/2I^-}^0 = 0.98 - 0.54 = 0.44 \text{ В}$$

$$\Delta E_{3.17}^0 = E_{HNO_2/NO}^0 - E_{HOI/I^-}^0 = 0.98 - 0.985 = -0.005 \text{ В}$$

$$\Delta E_{3.18}^0 = E_{HNO_2/NO}^0 - E_{HOI_3/I^-}^0 = 0.98 - 1.085 = -0.105 \text{ В}$$

Так как $\Delta E_p^0 > 0$ только в случае реакции (3.16), то, следовательно, в кислой среде вероятно окисление иодид-ионов нитритом.

Пример 10. Рассмотрим взаимодействие между водными растворами $KMnO_4$ и HBr . Среди возможных продуктов восстановления перманганата можно ожидать MnO_2 и Mn^{2+} :

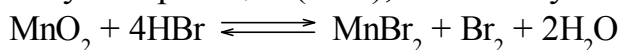


Расчет ΔE_p^0 для кислой среды дает следующие значения:

$$\Delta E_{3.19}^0 = E_{MnO_4^-/MnO_2}^0 - E_{Br_2/2Br^-}^0 = 1.69 - 1.09 = 0.60 \text{ В}$$

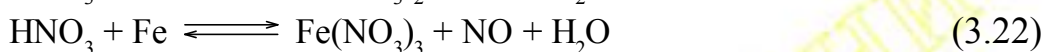
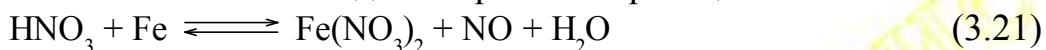
$$\Delta E_{3.20}^0 = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^0 - E_{Br_2/2Br^-}^0 = 1.51 - 1.09 = 0.42 \text{ В}$$

Следовательно, возможны оба направления реакции, причем первый путь реакции с образованием MnO_2 наиболее вероятен, так как ему отвечает большее значение ΔE_p^0 . Если же восстановитель взят в избытке, то реализуется реакция (3.20), поскольку MnO_2 может далее окислять Br^- :



$$\Delta E_{реакции}^0 = E_{MnO_2/Mn^{2+}}^0 - E_{Br_2/2Br^-}^0 = 1.23 - 1.09 = 0.14 \text{ В} > 0$$

Пример 11. При растворении металлического железа в разбавленной азотной кислоте возможны два направления реакции:



$$\Delta E_{3.21}^0 = E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}}^0 - E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = 0.95 - (-0.473) = 1.433 \text{ В}$$

$$\Delta E_{3.22}^0 = E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}}^0 - E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = 0.95 - (-0.04) = 1.00 \text{ В}$$

Направление (3.21) наиболее вероятно ($\Delta E_{3.21}^0 > \Delta E_{3.22}^0$), однако продукт этой реакции - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ может легко окисляться дальше избытком кислоты: $3\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightleftharpoons 3\text{Fe}^{3+} + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$,

поскольку $\Delta E_{\text{реакции}}^0 = E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}}^0 - E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0.96 - 0.77 = 0.19 \text{ В} > 0$

Таким образом, при избытке азотной кислоты реализуется направление реакции (3.22).

Необходимо отметить, что если ΔE_p^0 близко к нулю и даже если ΔE_p^0 немного меньше нуля, то реакцию во многих случаях осуществить возможно. Однако в этом варианте реакция пойдет только в нестандартных условиях. Часто, достаточно взять один из реагентов в большом избытке или, изменить pH раствора. Критерием возможности протекания ОВ реакции в нестандартных условиях является условие:

$\Delta E_{\text{реакции}} = \Delta E_{\text{окислителя}} - \Delta E_{\text{восстановителя}}$, где $\Delta E_{\text{окислителя}}$ - $\Delta E_{\text{восстановителя}}$ рассчитываются по уравнению Нернста (3.5).

Контрольная работа №3

I. Напишите уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих в кислой среде, используя метод электродных полуреакций:

1. а) азотной кислотой (конц.) и висмутом; б) перманганатом калия и бромидом калия в серноокислой среде; в) дихроматом калия и нитритом калия в серноокислой среде;
2. а) азотной кислотой (разб.) и магнием; б) перманганатом калия и пероксидом водорода в серноокислой среде; в) хроматом калия и оксидом серы(IV) в серноокислой среде;
3. а) серной кислотой (конц.) и магнием; б) перманганатом калия и пероксидом водорода в серноокислой среде; в) хроматом калия и пероксидом водорода в серноокислой среде;
4. а) азотной кислотой (разб.) и серебром; б) перманганатом калия и нитритом калия в серноокислой среде; в) дихроматом калия и сульфатом железа (II) в серноокислой среде;
5. а) серной кислотой (конц.) и висмутом; б) перманганатом калия и сульфатом железа(II) в серноокислой среде; в) дихроматом калия и сульфитом калия в серноокислой среде;
6. а) азотной кислотой (разб.) и алюминием; б) перманганатом калия и пероксидом водорода в серноокислой среде; в) хроматом калия и нитритом калия в серноокислой среде;

7. а)серной кислотой (конц.) и медью; б)перманганатом калия и сульфатом олова(II) в сернокислой среде; в)хроматом калия и сульфатом железа (II) в сернокислой среде;
8. а)азотной кислотой (разб.) и медью; б)перманганатом калия и хлоридом железа(II) в солянокислой среде; в)дихроматом калия и пероксидом водорода в сернокислой среде;
9. а)серной кислотой (конц.) и серебром; б)перманганатом калия и нитратом калия в солянокислой среде; в)дихроматом калия и сульфатом олова(II) в сернокислой среде;
10. а)азотной кислотой (конц.) и медью; б)перманганатом калия и хлоридом олова(II) в сернокислой среде; в)хроматом калия и сульфатом олова(II) в сернокислой среде;
11. а)серной кислотой (конц.) и цинком; б)перманганатом калия и иодидом калия в сернокислой среде; в)дихроматом калия и оксидом серы(IV) в сернокислой среде;
12. а)азотной кислотой (конц.) и серебром; б)перманганатом калия и хлоридом олова(II) в солянокислой среде; в)хроматом калия и сульфитом калия в сернокислой среде.

II. Напишите уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих в нейтральной среде, используя метод электродных полуреакций:

13. а)гипобромитом калия и пероксидом водорода; б)манганатом калия и пероксидом водорода; в)пероксидом водорода и сульфидом калия
14. а)гипобромитом кальция и сульфидом натрия; б)манганатом калия и сульфитом калия; в)пероксидом водорода и оксидом серы(IV);
15. а)гипобромитом натрия и сернистой кислотой; б)перманганатом калия и пероксидом водорода; в)пероксидом водорода и сероводородной кислотой ;
16. а)гипобромитом кальция и сероводородной кислотой; б)манганатом калия и сернистой кислотой; в)хлором и сернистой кислотой;
17. а) гипобромитом кальция и пероксидом водорода; б)перманганатом калия и сероводородной кислотой; в)пероксидом водорода и сульфитом калия;
18. а) гипоиодитом бария и гидросульфидом калия; б)манганатом калия и сероводородной кислотой; в)хлором и гидросульфитом калия;
19. а) гипобромитом натрия и сульфидом натрия; б)манганатом калия и сульфидом калия; в)пероксидом водорода и иодидом калия;
20. а) гипоиодитом бария и сульфитом натрия; б)манганатом калия и бромидом калия; в)пероксидом водорода и гидросульфидом калия.;
21. а)гипобромитом калия и серой; б)перманганатом калия и сернистой кислотой; в)хлором и иодидом натрия;
22. а) гипобромитом натрия и сероводородной кислотой; б)перманганатом калия и серой; в)хлором и сероводородной кислотой;

23. а) гипобромитом калия и гидросульфидом калия; б) перманганатом калия и сульфидом калия; в) хлором и сульфитом калия;

24. а) гипобромитом калия и иодидом калия; б) перманганатом калия и гидросульфидом калия; в) хлором и гидросульфидом калия.

III. Напишите уравнения окислительно-восстановительных процессов, протекающих в щелочной среде, используя метод электродных полуреакций:

25. а) гипобромитом бария и свинцом в среде гидроксида бария; б) манганатом калия и бериллием в среде гидроксида калия; в) иодом и оловом в среде гидроксида стронция;

26. а) гипобромитом бария и бериллием в среде гидроксида бария; б) пероксидом водорода и алюминием в среде гидроксида натрия; в) иодом и сурьмой в среде гидроксида калия;

27. а) бромом и сульфатом олова (II) в среде гидроксида натрия; б) пероксида водорода и серой в среде гидроксида натрия; в) хлором и свинцом в среде гидроксида калия;

28. а) бромом и оловом в среде гидроксида бария; б) пероксидом водорода и свинцом в среде гидроксида натрия; в) иодом и алюминием в среде гидроксида калия;

29. а) бромом и серой в среде гидроксида калия; б) пероксида водорода и оловом в среде гидроксида натрия; в) иодом и цинком в среде гидроксида стронция;

30. а) гипобромитом калия и оловом в среде гидроксида бария; б) пероксидом водорода и сурьмой в среде гидроксида калия; в) гипохлоритом натрия и сульфатом олова (II) в среде гидроксида калия;

31. а) гипобромитом бария и алюминием в среде гидроксида бария; б) перманганатом калия и хлоридом олова (II) в среде гидроксида калия; в) иодом и бериллием в среде гидроксида калия;

32. а) гипобромитом калия и алюминием в среде гидроксида калия; б) манганатом калия и сульфитом калия в среде гидроксида калия; в) хлором и оловом в среде гидроксида натрия;

33. перманганатом калия и сурьмой в среде гидроксида калия; б) хлором и бериллием в среде гидроксида бария; в) перманганатом калия и сульфатом олова (II) в среде гидроксида натрия;

34. а) бромом и бериллием в среде гидроксида натрия; б) перманганатом калия и оловом в среде гидроксида калия; в) хлором и сурьмой в среде гидроксида калия;

35. а) бромом и свинцом в среде гидроксида калия; б) пероксидом водорода и цинком в среде гидроксида натрия; в) хлором и алюминием в среде гидроксида бария;

36. а) гипобромитом калия и бериллием в среде гидроксида калия; б) манганатом калия и цинком в среде гидроксида калия; в) манганатом калия и алюминием в среде гидроксида калия.

IV. Для реакций:

37. перманганат калия + щавелевая кислота + серная кислота \rightarrow ;
38. висмутат калия + сульфат марганца(II) + серная кислота \rightarrow ;
39. пероксид водорода + нитрат хрома(III) + гидроксид калия \rightarrow ;
40. ортоарсенат калия + сероводород + серная кислота \rightarrow ;
41. хлорид олова(II) + хлорид ртути(II) + соляная кислота \rightarrow ;
42. пероксид водорода + сурьма + соляная кислота \rightarrow ;
43. нитрат висмута(III) + хлорид олова(II) + гидроксид натрия \rightarrow ;
44. сульфит натрия + перманганат калия + гидроксид натрия \rightarrow ;
45. нитрит калия + иодид калия + серная кислота \rightarrow ;
46. иодид калия + хлор + вода \rightarrow иод + ... ;
47. иодид калия + хлор + вода \rightarrow иодноватая кислота + ... ;
48. сульфат меди(II) + иодид калия \rightarrow ;

вычислите значения следующих величин при 25 °C: ΔE_p° , ΔG_p° и K_p .

4. Свойства химических элементов и их соединений

4.1 Методические рекомендации к работе над разделом

Рассматривая вопрос о химических свойствах какого-либо элемента, рекомендуется придерживаться следующего плана:

- положение элемента в таблице Д.И.Менделеева и физические свойства элемента;
- электронное строение атома и электронно-графическая формула валентных орбиталей;
- устойчивые степени окисления;
- химические свойства элемента (взаимодействие с кислотами и основаниями: окислительно-восстановительные свойства);
- строение молекул простейших соединений (оксидов, соединения рассматриваемого элемента с водородом);
- кислотно-основные свойства гидроксидов и наиболее распространенных солей (реакции гидролиза и оценка кислотности среды);
- окислительно-восстановительные свойства простых веществ и соединений.

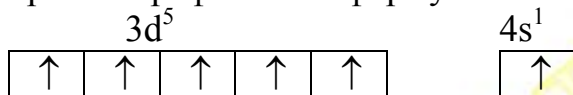
4.2 Примеры ответа на вопросы из раздела “неорганическая химия”

Вопрос: Хром. Его химические свойства. Оксиды и гидроксиды хрома. Гидролиз солей хрома (III).

Ответ:

${}_{24}\text{Cr}$ - d-элемент VI группы. Хром - тугоплавкий металл серебристо-белого цвета. Электронная формула валентных орбиталей: $3d^5 4s^1$.

Электронно-графическая формула внешнего электронного слоя:



Устойчивые степени окисления в соединениях: +2, +3, +6.

Химические свойства хрома:

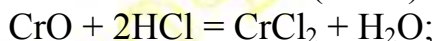


H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 (конц.) пассивируют поверхность хрома.

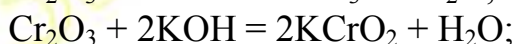
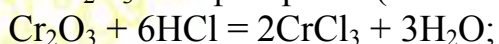
Cr - восстановитель.

Оксиды:

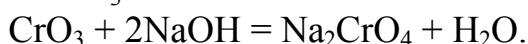
1. CrO - основной (Cr=O):



2. Cr_2O_3 - амфотерный (O=Cr—O—Cr=O):

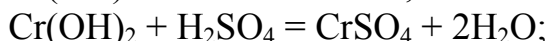
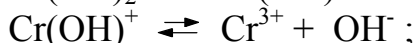


3. CrO_3 - кислотный

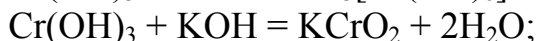
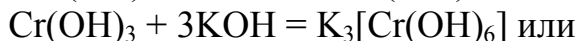
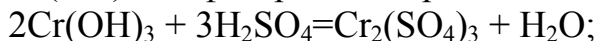


Гидроксиды:

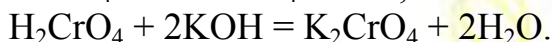
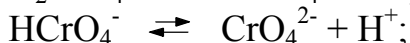
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ - слабое основание:



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ - амфотерный гидроксид:

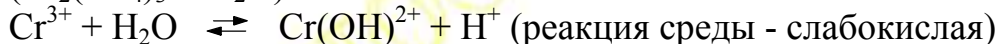


H_2CrO_4 - слабая кислота:



Гидролиз солей хрома (III):

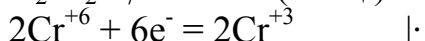
$(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O})$



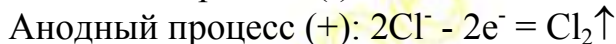
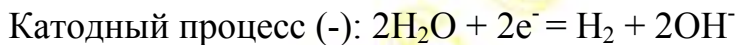
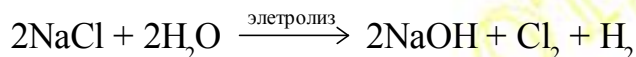
Пример 2. Способы получения и химические свойства хлора.

Ответ:

Лабораторные способы получения:



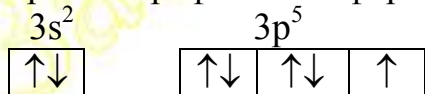
Промышленный способ получения:



$_{17}\text{Cl}$ - p-элемент VII группы. Хлор - при комнатной температуре газообразное вещество бледно-желтого цвета.

Электронная формула валентных орбиталей: $3s^2 3p^5$.

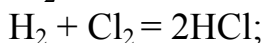
Электронно-графическая формула внешнего электронного слоя:

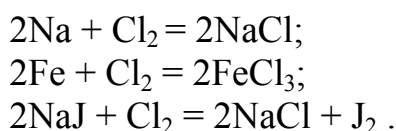


Устойчивые степени окисления в соединениях: -1, +1, +3, +5, +7.

Химические свойства хлора:

Cl_2 - сильный окислитель.





4.3. Примеры решения типовых расчетных задач

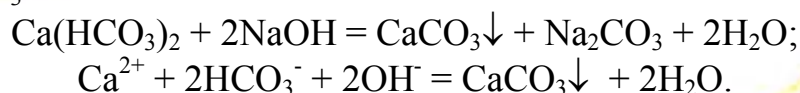
Пример 1. По данным элементного анализа твердая хорошо растворимая в воде соль содержит: Ca - 24,69%; C - 14,81%; H - 1,24%; O - 59,26%. При действии на водный раствор этой соли едких щелочей (KOH или NaOH) выпадает белый осадок, растворимый в уксусной и сильных минеральных кислотах (HCl, HNO₃). При действии на водный раствор соли сильных минеральных кислот, выделяется газ. Определить, какая это соль.

Решение:

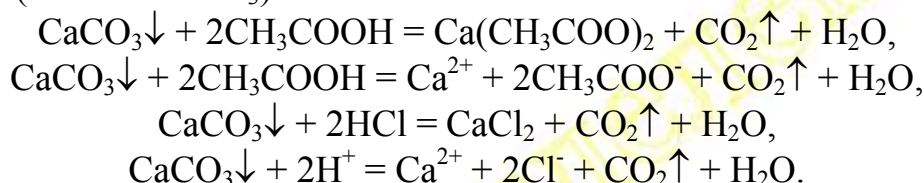
Определяем соотношение элементов в соединении:

$$\text{Ca} : \text{C} : \text{H} : \text{O} = 24,69/40 : 14,81/12 : 1,24/1 : 59,26/16 = 1:2:2:6.$$

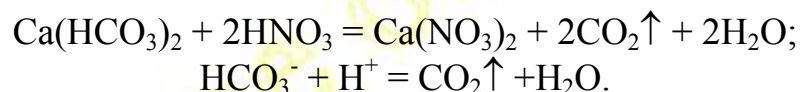
Отсюда эмпирическая формула имеет состав: CaC₂H₂O₆. Так как Ca - это двухвалентный металл, то общий заряд кислотного остатка должен быть равен "-2". В данном случае наиболее вероятным следует считать ион HCO₃⁻. Действительно, Ca(HCO₃)₂ - это хорошо растворимая в воде соль. При реакциях с едкими щелочами эта соль дает малорастворимый в воде осадок CaCO₃:



CaCO₃ легко растворяется как в уксусной, так и в сильных минеральных кислотах (HCl или HNO₃):



При действии кислот на водный раствор Ca(HCO₃)₂ выделяется газ - CO₂:

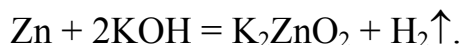


Таким образом, исходя из сказанного, можно заключить, что искомым соединением является гидрокарбонат кальция Ca(HCO₃)₂.

Пример 2. 25 г порошкообразной смеси цинка и железа обработали концентрированным раствором гидроксида калия. При этом выделилось 6,72 л газа, измеренного при нормальных условиях. Определить массы цинка и железа в смеси.

Решение:

С раствором KOH будет реагировать только Zn. Процесс описывается уравнением:



Из уравнения видно, что 1 моль (22,4 л) H_2 образуется из 1 моля Zn .

Тогда: 22,4 л H_2 — 1 моль Zn

6,72 л H_2 — x моль Zn

$x = 6,72 \cdot 1 / 22,4 = 0,3$ моль;

$m(Zn) = n_{Zn} \cdot M(Zn) = 0,3 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 19,5 \text{ г}$.

По разности общей массы порошка и массы цинка определяется масса железа:

$m(Fe) = m(\text{смеси}) - m(Zn) = 25 - 19,5 = 5,5 \text{ г}$.

Контрольная работа № 4

Водород и кислород

1. Как метод молекулярных орбиталей описывает следующие частицы: O^+_2 , O_2 , H_2 , H^+_2 ?
2. Какого характера соединения образует с неметаллами водород? Какова степень окисления водорода в этих соединениях?
3. Какие типы соединений образует водород с металлами? Как он поляризован в этих соединениях?
4. Какие степени окисления характерны для кислорода? Как поляризованы атомы кислорода в соединениях с фтором?
5. В каких гибридных состояниях могут находиться орбитали в атоме кислорода? Приведите примеры соединений, в которых проявляются sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридные состояния орбиталей кислорода.
6. Какие аллотропические модификации кислорода известны? Обоснуйте с помощью метода МО парамагнитные свойства молекулы кислорода.
7. Каков характер связи в молекуле озона? Каковы его химические свойства?
8. Как метод ВС объясняет строение молекулы воды? Чем объясняется отклонение величины валентного угла $\angle HON$ от величины угла, характерного для sp^3 -гибридизации?
9. В чем проявляется аномалия физических свойств воды?
10. Каков характер химической связи в молекуле H_2O_2 ? Какое строение имеет молекула пероксида водорода?
11. Какова степень окисления кислорода в молекуле H_2O_2 ? Приведите примеры реакций, в которых проявляются окислительные свойства пероксида водорода.
12. Приведите примеры реакций, в которых пероксид водорода может выступать в качестве восстановителя.

Элементы VIIA подгруппы. Галогены

13. Какие степени окисления характерны для атомов галогенов?
14. В виде каких соединений встречаются галогены в природе? Как могут быть получены галогены в свободном состоянии?

15. Какие соединения с водородом образуют галогены? Каков характер их водных растворов? Какой из галогеноводородов наиболее сильный восстановитель?
16. Как изменяются сила, устойчивость и окислительные свойства в ряду кислот $\text{HOCl} — \text{HOBr} — \text{HOI}$
17. Какая из кислот HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 проявляет в наибольшей степени окислительные свойства и почему?
18. Как реагируют галогены с водой, щелочами, кислотами? Приведите примеры соответствующих реакций для иода.
19. В какой последовательности галогены вытесняют друг друга из галоидов? Ответ подтвердите величинами окислительно-восстановительных потенциалов.
20. Какие кислородсодержащие кислоты образует хлор? Как они называются? Какая из них является одной из самых сильных кислее
21. Какие соли образуют кислородсодержащие кислоты хлора? Как они называются и какими свойствами обладают? Приведите примеры химических реакций, подтверждающих свойства солей.
22. В чем заключается химическая сущность травления стекла плавиковой кислотой? Приведите соответствующую химическую реакцию.
23. Чем объясняется высокая устойчивость молекулы Cl_2 ? Постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей для молекулы Cl_2 ?
24. Как взаимодействуют галогеноводороды с концентрированной H_2SO_4 ? Покажите на примере взаимодействия HBr с H_2SO_4 .

Элементы VIA подгруппы. Халькогены

25. Какие степени окисления характерны для этих элементов VIA подгруппы?
26. Какие аллотропные модификации известны для серы, селена и теллура? Как меняется состав молекулы серы, селена и теллура для разных модификаций?
27. Как в ряду $\text{S} — \text{Se} — \text{Te}$ изменяется окислительно-восстановительная активность элементов?
28. Какие соединения с водородом образуют элементы VIA подгруппы? Как меняется Устойчивость, окислительно-восстановительные и кислотные свойства водородных соединений в ряду от серы к полонию?
29. Как получают сероводород? Какое строение имеет молекула сероводорода? По какому типу связи она построена?
30. Сульфиды, их растворимость в воде и свойства. Факторы влияющие на растворимость.
31. Какое строение имеют молекулы диоксидов серы, селена, теллурия? Каковы их свойства?
32. Как меняется сила кислот в ряду $\text{H}_2\text{SO}_3 — \text{H}_2\text{SeO}_3 — \text{H}_2\text{TeO}_3$? Какие

- соединения называются сульфитами, селенитами и теллуридами?
Приведите примеры указанных веществ.
33. Как получают тиосульфат натрия? Какова структура его молекулы? Какую степень окисления имеют атомы серы в молекуле $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$? Приведите пример реакции, подтверждающей восстановительные свойства тиосульфата натрия.
 34. Окислительно-восстановительные свойства H_2SO_3 и ее солей. Приведите примеры соответствующих реакций.
 35. Какие кислородные соединения образуют сера(VI), селен(VI), теллур(VI)? Их получение, строение молекул и свойства. Как изменяются кислотные свойства оксидов ЭО₃ и сила соответствующих им кислот в ряду S—Se—Te?
 36. Какое строение имеет молекула серной кислоты, по какому типу связи она построена? Какими свойствами обладает серная кислота? Как взаимодействует она с металлами и неметаллами? Приведите примеры соответствующих реакций

Контрольная работа № 5

Элементы VA подгруппы

37. Дайте общую характеристику элементов VA подгруппы, исходя из их положения в периодической системе. Какие степени окисления характерны для элементов этой подгруппы?
38. Как в ряду N – P – As – Sb – Bi изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов?
39. Какие степени окисления характерны для азота? В каких гибридных состояниях могут находиться валентные орбитали атома азота? Приведите примеры соединений азота с различным типом гибридизации валентных орбиталей?
40. При каких условиях осуществляется синтез аммиака? Какими свойствами обладает аммиак? Какова форма молекулы NH_3 ? Какую среду имеет водный раствор аммиака?
41. Какие кислородные соединения образует азот? Какое строение имеют молекулы оксидов азота? Какие из оксидов азота являются кислотообразующими?
42. Какое строение имеет молекула азотистой кислоты? Чем можно объяснить малую термическую устойчивость HNO_2 ?
43. Приведите примеры реакций, подтверждающих окислительно-восстановительные свойства HNO_2 и ее солей.
44. Как действует азотная кислота различной концентрации (например, 3, 35 и 70%) на активные и неактивные металлы? Приведите примеры соответствующих реакций для цинка и меди. Что такое «царская водка» и как она действует на золото и платину? Как действует HNO_3 на неметаллы? Рассмотрите на примере реакций азотной кислоты с серой и фосфором.

45. Какое строение имеет молекула оксида фосфора (III)? Как получают фосфористую кислоту и какими свойствами она обладает? Как называются соли фосфористой кислоты?
46. Какие процессы протекают при гидратации P_2O_5 ? Напишите реакции получения *мета*-, *ди*- и ортофосфорной кислот. Какие соединения образует фосфор с галогенами? Какими свойствами обладают эти соединения? Какое строение имеют их молекулы? Напишите реакции взаимодействия PCl_3 и PCl_5 с водой?
47. Какие водородные соединения образуют As, Sb и Bi? Как они называются? Как их получают и какими свойствами они обладают?
48. Как в ряду P – As – Sb – Bi меняются Кислотно-основные свойства оксидов (III) и соответствующих гидроксидов этих элементов?

Элементы IVA подгруппы

49. Какое положение в периодической системе занимают C, Si, Ge, Sn, Pb? Какая общая формула выражает электронную конфигурацию этих элементов? Какие степени окисления для них характерны?
50. Какие степени окисления проявляет углерод в кислородных соединениях? Какова структура молекул оксида и диоксида углерода? Каков характер тройной химической связи в молекуле CO? Привести примеры реакций, в которых проявляются восстановительные свойства оксида углерода.
51. Как получают диоксид углерода и какими свойствами он обладает? Какова пространственная конфигурация молекулы CO_2 ?
52. Какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладают соли синильной кислоты?
53. Чем объясняется, что цианид-ионы могут быть лигандами в комплексных соединениях? Приведите примеры комплексных соединений с лигандами цианид-ионами.
54. Как относится кремний к кислотам и щелочам? Как получают и какими свойствами обладают водородные соединения кремния?
55. Как относятся Ge, Sn, Pb к кислотам и щелочам?
56. Как гидролизуются соли Sn (II) и Pb (II)? Приведите примеры соответствующих реакций.
57. Как получают и какими свойствами обладают оксиды Ge (II), Sn (II) и Pb(II) и соответствующие им гидроксиды? Как в этом ряду соединений изменяются кислотно-основные и восстановительные свойства?
58. Какие равновесия существуют в Растворах гидроксидов Ge(IV), Sn(IV), Pb(IV)? Как изменяются их кислотно-основные свойства?
59. Как получают α - и β -оловянные кислоты? Опишите их химические свойства.
60. Как получают и какими химическими свойствами обладает свинцовый сурик? Приведите примеры характеризующих его реакций.

Элементы IIIA подгруппы

61. Какова электронная конфигурация атома бора в нормальном и возбужденном состоянии? Какая степень окисления характерна для бора? Какое гибридное состояние атомных орбиталей характерно для бора?
62. Взаимодействие бора с кислотами и щелочами
63. Что получается при гидролизе галогенидов бора? Приведите примеры соответствующих реакций.
64. Как получают оксид бора B_2O_3 и каковы его химические свойства? Какие борные кислоты известны? Какое строение в твердом состоянии имеет ортоборная кислота и как ее получают?
65. Какие соли образует борная кислота? Какими свойствами они обладают? Приведите примеры солей борной кислоты и дайте им названия.
66. Какими формулами выражается состав гидридов бора? Химическая связь в молекулах бороводородов. Какими свойствами обладают бороводороды?
67. Как электронная структура предвнешнего слоя и размеры атомов бора и алюминия влияют на их свойства? Какие координационные числа и типы гибридизации характерны для алюминия?
68. Как получают алюминий в промышленности? Какими свойствами обладает алюминий? В чем сущность процесса алюминотермии?
69. Как получают Al_2O_3 ? Напишите реакции, с помощью которых можно получить оксид алюминия из нефелина.
70. Как получаю и каковы свойства $Al(OH)_3$? Какова его структура?
71. Какую структуру в парообразном состоянии имеют молекулы хлорида алюминия?
72. Галогениды алюминия, их получение и свойства. Напишите реакцию получения гексафтороалюмината натрия.

Элементы IA подгруппы. Щелочные металлы

73. Какое положение в периодической системе занимают щелочные металлы? Как в ряду от Li к Cs изменяется размер атомов элементов и металлические свойства элементов? Какой из щелочных металлов образует наиболее прочную двухатомную молекулу? Опишите эту молекулу с помощью метода молекулярных орбиталей.
74. В виде каких соединений встречаются щелочные металлы в природе? Как можно получить щелочные металлы в свободном виде?
75. Какими физическими и химическими свойствами обладают щелочные металлы. Где они применяются?
76. Как получают оксиды щелочных металлов и какими свойствами они обладают? Как в ряду $Li_2O - Na_2O - K_2O - Rb_2O - Cs_2O$ изменяется химическая активность?
77. Какие из щелочных металлов при сгорании образуют оксиды E_2O , а

- какие пероксиды $\text{Э}_2\text{O}_2$ и надпероксиды ЭO_2 ? Какова структура этих соединений? Приведите примеры соответствующих реакций получения этих кислородных соединений.
78. Какова растворимость в воде гидроксидов щелочных металлов? Как называются гидроксиды щелочных металлов? Каким способом получают гидроксиды в промышленности?
 79. Каков характер связи в молекулах гидридов щелочных металлов? Какие продукты получаются при гидролизе гидридов? В чем заключается окислительно-восстановительный механизм этой реакции?
 80. Как можно получить нитриды щелочных металлов? Что получается при гидролизе нитридов? Напишите реакцию гидролиза нитрида лития.
 81. Как растворяются в воде соли щелочных металлов, каковы их свойства? Приведите примеры малорастворимых солей щелочных металлов. Какие соли щелочных металлов гидролизуются?
 82. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей Na_2CO_3 , K_2S , K_3PO_4 , NaHCO_3 .
 83. Как изменяется устойчивость частиц с позиций теории молекулярных орбиталей в ряду: Na_2 , Na_2^+ , Na_2^-
 84. Как изменяется сила оснований в ряду $\text{Li} - \text{Na} - \text{K} - \text{Rb} - \text{Cs}$. Почему?

Элементы IIА подгруппы

85. Как изменяются восстановительные свойства s-элементов IIА подгруппы? Подтвердите ответ величинами ионизационных потенциалов.
86. Какие элементы IIА подгруппы называются щелочноземельными элементами и почему
87. Гидроксид какого s-элемента IIА подгруппы обладает амфотерными свойствами? Приведите уравнения реакций, подтверждающие это его свойство.
88. Как изменяются свойства гидроксидов щелочноземельных металлов?
89. Какие s-элементы образуют соединения, в которых водород отрицательно поляризован? Как они называются? Напишите уравнения реакций их с водой.
90. Приведите формулы кислородных соединений — оксидов, пероксидов и надпероксидов s-элементов IIА подгруппы. Какими свойствами обладают эти соединения?
91. При каких условиях достигается полное осаждение BaCrO_4 из раствора, если в качестве осадителя взят раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
92. Присутствие каких солей в воде обуславливают временную (карбонатную) и каких постоянную жесткость воды (некарбонатную?) Напишите реакции, позволяющие устранить жесткость воды.

93. В каких единицах выражается общая жесткость воды и из чего она складывается? Напишите реакции, позволяющие устранить жесткость воды.
94. Какие способы существуют для устранения временной и постоянной жесткости воды? Напишите реакции, позволяющие устранить жесткость воды.
95. Как изменяется сила оснований в ряду Mg – Ca – Sr – Ba. Почему?
96. Взаимодействие растворов гидроксидов щелочно-земельных металлов с CO₂ (избытком и недостатком). Приведите примеры соответствующих реакций.

Контрольная работа № 6

Хром и марганец

97. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов хрома Cr(II), Cr(III), Cr(VI)?
98. Какие кислоты образует хром(VI)? Дайте названия солей этих кислот и приведите примеры. Напишите реакции взаимодействия кислот хрома с концентрированной соляной кислотой.
99. Как можно осуществить переход хромата в дихромат? Напишите реакции их взаимодействия с концентрированной серной и соляной кислотами.
100. Какие кислоты называются надхромовыми? Напишите их формулы и укажите характерные свойства.
101. Сопоставьте физические и химические свойства элементов в соединениях Mn₂O₇ и Cl₂O₇; MnO и Cl₂O, HMnO₄ и HClO₄.
102. Почему гидроксид Mn(II) буреет на воздухе? Какое соединение образуется при окислении этого гидроксида? Составьте уравнение реакций.
103. Напишите окислительно-восстановительные реакции, которые применяются для обнаружения в растворе иона Mn(II).
104. Почему в результате окислительно-восстановительной реакции раствор приобретает ярко-зеленую окраску: MnCl₂ + KClO₃ + NaOH = Na₂MnO₄ + KBr + NaCl + H₂O?
105. Почему зеленый раствор манганата калия постепенно превращается в бурый? Приведите уравнение реакции, объясняющей этот процесс.
106. Оксиды марганца: их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Напишите уравнения характеризующих их реакций.
107. Взаимодействие металлического хрома с разбавленными и концентрированными кислотами: серной, азотной и соляной. Напишите уравнения протекающих реакций.
108. Диспропорционирование соединений марганца. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Железо, кобальт, никель

109. Каковы особенности строения атомов элементов «семейства железа» - Fe, Co, Ni? Как можно с точки зрения заполнения 3d-орбиталей в атомах этих элементов объяснить магнитные свойства этих металлов?
110. Каковы степеней окисления проявляют железо, кобальт и никель в соединениях? Напишите формулы оксидов и гидроксидов. Каков их характер?
111. Почему гидроксид железа(II) неустойчив на воздухе? Ответ подтвердите уравнением реакции.
112. Как можно гидроксид кобальта(II) и гидроксид никеля(II) превратить в гидроксид никеля(III) в гидроксид кобальта(III)?
113. Какая из солей FeCl₂ или FeCl₃ в большей степени гидролизуется? Напишите уравнения происходящих реакций.
114. Как исходя из оксида железа(III) можно получить феррат калия K₂FeO₄?
115. Как гидроксиды Co(OH)₃ и Ni(OH)₃ взаимодействуют с концентрированной соляной кислотой? Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.
116. Ионы Fe(II) в растворе можно обнаружить по появлению синего окрашивания турнбуллевой сини. Напишите уравнение реакции хлорида железа(II) с красной кровяной солью.
117. Какие соединения называются карбонилами? Какой тип связи имеет место в молекуле октакарбонила кобальта Co₂(CO)₈? Напишите эмпирические и графические формулы карбониллов железа и никеля.
118. Взаимодействие ионов железа(II и III), кобальта(II и III) с водой. Напишите уравнения протекающих реакций.
119. Взаимодействие металлического железа с водой и разбавленными растворами соляной, серной и азотной кислот. Напишите уравнения протекающих реакций.
120. Взаимодействие ионов ионов железа(II и III), кобальта(II и III) с раствором аммиака. Напишите уравнения протекающих реакций.

Элементы IV и IVB подгрупп

121. Гидроксид меди (I) окисляется на воздухе: $Cu_2O + O_2 + H_2O = Cu(OH)_2$. Объясните разную устойчивость оксидов Cu(I) и Cu(II).
122. Какие из гидроксидов элементов IV группы проявляют амфотерные свойства? Напишите уравнения реакций.
123. Какие из металлов - медь, серебро, золото - растворяются в азотной и горячей концентрированной серной кислотах? Напишите уравнения реакций.
124. В чем можно растворить хлорид серебра? Напишите уравнения реакций.
125. Как можно получить металлическое золото?
126. При взаимодействии какого металла (элемента IVB подгруппы) со

- щелочью выделяется водород? Назовите комплексное соединение, которое при этом образуется?
127. Какие вещества образуются при растворении цинка в очень разбавленной азотной кислоте? Напишите уравнение реакции, учитывая, что нитрат-ион восстанавливается до иона аммония.
 128. Какая соль $ZnCl_2$ или $CdCl_2$ лучше гидролизуется? Напишите уравнения реакций.
 129. Почему в щелочи растворяется только гидроксид цинка, а в аммиаке растворяются $Zn(OH)_2$ и $Cd(OH)_2$? Напишите Уравнения реакций, назовите образующиеся при этом комплексные соединения,
 130. Какое из комплексных соединений легче разрушается при действии соляной кислоты $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$ или $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$?
 131. Почему при пропускании сероводорода через раствор $ZnCl_2$ осаждение мало растворимого сульфида цинка происходит не полностью? Как можно практически полностью осадить ZnS ?
 132. Какие реакции протекают при взаимодействии хлоридов ртути(I) (каломель) и ртути(II) (сулемы) с аммиаком?

Приложение I.

Растворимость наиболее распространенных кислот, оснований и солей в воде *

Анионы	К а т и о н ы																
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P↑	P	M	H	H	H	H	H	H	H	—	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	M	H	M	M	M	M	H	P	M	P	M	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M*	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M*	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	X	P	P	H	H*	M	X
S ²⁻	P↑	P	P	P	—	—	—	—	—	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	X	X
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	X	X
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	X	H	H	—	—	—	—	—	—	—	X	—	—	—
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P	P	P	P

* P — растворимое вещество (более 1г на 100 г воды);

M — малорастворимое вещество (от 0,01 до 1 г на 100 г воды);

H — практически нерастворимое вещество (менее 0,01 г на 100 г воды);

M*, H* — растворимость вещества существенно повышается в горячей воде.

«—» — вещество не может быть получено с помощью реакции обмена в водном растворе;

X — вещество неизвестно;

↑ — вещество выделяется в виде газа или распадается с выделением газа.

Приложение II.

Константы диссоциации кислот и оснований

Для кислот приводятся константы диссоциации (константы кислотности), обозначаемые K_a , и величины $pK_a = -\lg K_a$.

Для неорганических оснований в таблицах даются константы основности K_b и величины $pK_b = -\lg K_b$. Для органических оснований приводятся константы основности K_b и величины $pK_a = pK_w - pK_b$, где K_w – ионное произведение воды.

Кислоты

Кислота	Формула	t, °C	K_a	pK_a
Азотистая	HNO ₃	18	$4 \cdot 10^{-4}$	3,4
Азотная	HNO ₃	25	$4,36 \cdot 10^{-4}$	-1,64
Азотноватистая	H ₂ N ₂ O ₂	18	(I) $2 \cdot 10^{-8}$	7,7
			(II) $2 \cdot 10^{-12}$	11,7
Алюминиевая (мета)	HAlO ₂	18	$4 \cdot 10^{-13}$	12,4
			$6 \cdot 10^{-13}$	12,22
Борная (мета)	HBO ₂	18	$7,5 \cdot 10^{-10}$	9,12
Борная (орто)	H ₃ BO ₃	25	(I) $5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
		20	(II) $1,8 \cdot 10^{-13}$	12,74
		20	(III) $1,6 \cdot 10^{-14}$	13,80
Бромистоводородная	HBr	25	$1 \cdot 10^9$	-9
Бромноватая	HBrO ₃	18	$2 \cdot 10^{-1}$	0,7
Бромноватистая	HBrO	25	$2,06 \cdot 10^{-9}$	8,7
Водород, перекись	H ₂ O ₂	30	(I) $2,63 \cdot 10^{-12}$	11,58
		18	(II) $1 \cdot 10^{-25}$	25,0
Галлий, гидроксид	H ₃ GaO ₃	18	(II) $5 \cdot 10^{-11}$	10,3
		18	(III) $2 \cdot 10^{-12}$	11,7
Германиевая	H ₂ GeO ₃	25	(I) $1,7 \cdot 10^{-9}$	8,77
		25	(II) $1,9 \cdot 10^{-13}$	12,72
Иодоводородная	HI	25	$1 \cdot 10^{11}$	-11
Иодная (орто)	H ₅ IO ₆	25	(I) $3,09 \cdot 10^{-2}$	1,51
		25	(II) $7,08 \cdot 10^{-9}$	8,15
		16	(III) $2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Иодная (мета)	HIO ₄	25	$2,3 \cdot 10^{-2}$	1,64
Иодноватая	HIO ₃	18	$1,9 \cdot 10^{-1}$	0,72
		25	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Кремневая (орто)	H ₄ SiO ₄	25	(I) $2 \cdot 10^{-10}$	9,7
		30	(II) $2 \cdot 10^{-12}$	11,7
		30	(III) $1 \cdot 10^{-12}$	12,0
		30	(IV) $1 \cdot 10^{-12}$	12,0

Кислота	Формула	t, °C	K_a	pK_a
Кремневая (мета)	H_2SiO_4	18	(I) $2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
		18	(II) $1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Марганцовая	$HMnO_4$	25	$2 \cdot 10^2$	-2,3
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	25	(I) $5,98 \cdot 10^{-3}$	2,22
		25	(II) $1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
		18	(III) $3,89 \cdot 10^{-12}$	11,41
Мышьяковистая (орто)	H_3AsO_3	25	(I) $6 \cdot 10^{-10}$	9,2
		16	(II) $1,7 \cdot 10^{-14}$	13,77
Мышьяковистая (мета)	$HAsO_2$	25	$6 \cdot 10^{-10}$	9,2
Оловянистая	H_2SnO_2	18	$6 \cdot 10^{-18}$	17,2
Оловянная	H_2SnO_3	25	$4 \cdot 10^{-10}$	9,4
Дифосфорная	$H_4P_2O_7$	18	(I) $1,4 \cdot 10^{-1}$	0,85
		25	(II) $1,1 \cdot 10^{-2}$	1,95
		25	(III) $2,1 \cdot 10^{-7}$	6,68
		25	(IV) $4,1 \cdot 10^{-10}$	9,39
Роданистоводородная	$HSCN$	18	$1,4 \cdot 10^{-1}$	0,85
Свинцовистая	H_2PbO_2	18	$2 \cdot 10^{-16}$	15,7
Селенистая	H_2SeO_3	25	(I) $3,5 \cdot 10^{-3}$	2,26
		25	(II) $5 \cdot 10^{-8}$	7,3
Селенистоводородная	H_2Se	18	(I) $1,7 \cdot 10^{-4}$	3,77
		18	(II) $1 \cdot 10^{-11}$	11,0
Селеновая	H_2SeO_4	25	(I) $1 \cdot 10^3$	-3
		25	(I) $1,2 \cdot 10^{-2}$	1,9
Серная	H_2SO_4	25	(I) $1 \cdot 10^3$	-3
		25	(II) $1,2 \cdot 10^{-2}$	1,9
Сернистая	H_2SO_3	25	(I) $1,58 \cdot 10^{-2}$	1,8
		25	(II) $6,31 \cdot 10^{-8}$	7,2
Сероводородная	H_2S	25	(I) $6 \cdot 10^{-8}$	7,2
		25	(II) $1 \cdot 10^{-14}$	14,0
Сурьмяная	H_3SbO_4	18	$4 \cdot 10^{-5}$	4,4
Сурьмянистая (мета)	$HSbO_2$	18	$1 \cdot 10^{-11}$	11,0
Теллуристая	H_2TeO_3	25	(I) $3 \cdot 10^{-3}$	2,5
		25	(II) $2 \cdot 10^{-8}$	7,7
Теллуристоводородная	H_2Te	25	$1,0 \cdot 10^{-3}$	3,0
Теллуровая	H_2TeO_4	25	(I) $2,29 \cdot 10^{-8}$	7,64
		18	(II) $6,46 \cdot 10^{-12}$	11,19
Тетраборная	$H_2B_4O_7$	25	(I) $\sim 10^{-4}$	~ 4
		25	(II) $\sim 10^{-9}$	~ 9
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	25	(I) $2,2 \cdot 10^{-1}$	0,66
		25	(II) $2,8 \cdot 10^{-2}$	1,56
Угольная (кажущиеся константы)	H_2CO_3	25	(I) $4,45 \cdot 10^{-7}$	6,35
		25	(II) $4,69 \cdot 10^{-11}$	10,33

Кислота	Формула	t, °C	K_a	pK_a
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	25	(I) $1,6 \cdot 10^{-3}$	1,80
		25	(II) $6,3 \cdot 10^{-7}$	6,2
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	25	(I) $7,52 \cdot 10^{-3}$	2,12
		25	(II) $6,31 \cdot 10^{-8}$	7,20
		25	(III) $1,26 \cdot 10^{-12}$	11,9
Фосфорноватистая	H_3PO_2	25	$7,9 \cdot 10^{-2}$	1,1
Фтористоводородная	HF	25	$6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18
Хлористая	$HClO_2$	18	$5 \cdot 10^{-3}$	2,3
Хлороводородная (соляная)	HCl	25	$1 \cdot 10^7$	-7
Хлорноватистая	$HClO$	25	$5,01 \cdot 10^{-8}$	7,3
Хромовая	H_2CrO_4	25	(I) 110	-1
		25	(II) $3,16 \cdot 10^{-7}$	6,50
Цианистоводородная	HCN	25	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,1

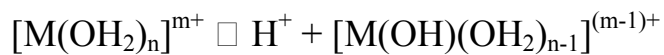
Основания

Основание	Формула	t, °C	K_b	pK_b
Алюминий, гидроксид	$Al(OH)_3$	25	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммоний, гидроксид (истинная константа)	NH_4OH	25	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,20
Барий, гидроксид	$Ba(OH)_2$	25	$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Гидразин	$N_2H_4 \cdot H_2O$	25	$1,2 \cdot 10^{-6}$	5,9
Железо (II), гидроксид	$Fe(OH)_2$	25	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железо (III), гидроксид	$Fe(OH)_3$	25	(II) $1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
		25	(III) $1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кобальт, гидроксид	$Co(OH)_2$	25	(II) $4 \cdot 10^{-5}$	4,4
Магний, гидроксид	$Mg(OH)_2$	25	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганец, гидроксид	$Mn(OH)_2$	30	(II) $5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Медь, гидроксид	$Cu(OH)_2$	25	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Никель, гидроксид	$Ni(OH)_2$	30	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
Ртуть, гидроксид	$Hg(OH)_2$	25	(I) $4,0 \cdot 10^{-12}$	11,40
			(II) $5,0 \cdot 10^{-11}$	10,30
Свинец, гидроксид	$Pb(OH)_2$	25	(I) $9,6 \cdot 10^{-4}$	3,02
Серебро, гидроксид	AgOH	25	$1,1 \cdot 10^{-4}$	3,96
Стронций, гидроксид	$Sr(OH)_2$	25	(II) $1,50 \cdot 10^{-1}$	0,82
Хром, гидроксид	$Cr(OH)_3$	25	(III) $1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинк, гидроксид	$Zn(OH)_2$	25	(II) $4 \cdot 10^{-5}$	4,4

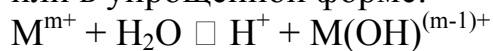
Приложение III.

Константы кислотной диссоциации аквакомплексов ионов металлов

(25 °C)



или в упрощенной форме:



ИОН	Ka	pKa	ИОН	Ka	pKa
Ag ⁺	2.0·10 ⁻¹²	11.7	Fe ³⁺	7.4·10 ⁻³	2.13
Al ³⁺	1.0·10 ⁻⁵	5.00	Hg ²⁺	2.0·10 ⁻⁴	3.70
Be ²⁺	3.0·10 ⁻⁷	6.52	Mg ²⁺	3.8·10 ⁻¹²	11.42
Bi ³⁺	2.5·10 ⁻²	1.60	Mn ²⁺	8.0·10 ⁻¹¹	10.10
Cd ²⁺	1.5·10 ⁻¹⁰	9.63	Ni ²⁺	1.0·10 ⁻⁹	8.00
Co ²⁺	2.5·10 ⁻¹⁰	9.60	Pb ²⁺	8.0·10 ⁻⁸	7.10
Cr ³⁺	1.2·10 ⁻⁴	3.90	Sc ²⁺	1.6·10 ⁻⁶	5.80
Cu ²⁺	1.0·10 ⁻⁷	7.00	Sn ²⁺	7.2·10 ⁻³	2.14
Fe ²⁺	3.6·10 ⁻⁹	8.44	Zn ²⁺	2.5·10 ⁻¹⁰	9.60

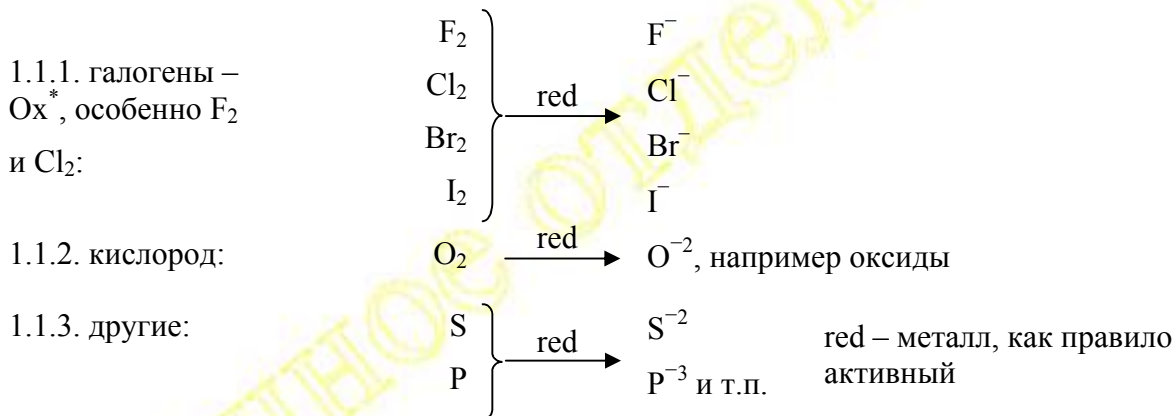
Приложение IV.

Основные окислители и восстановители

Окислители – «Ox», восстановители – «red»

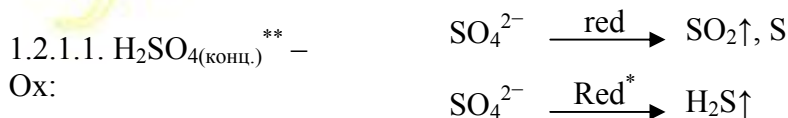
1. Окислители:

1.1. Простые вещества – неметаллы:



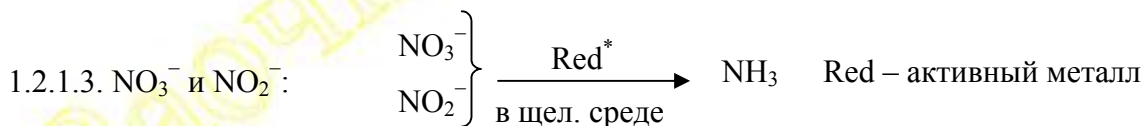
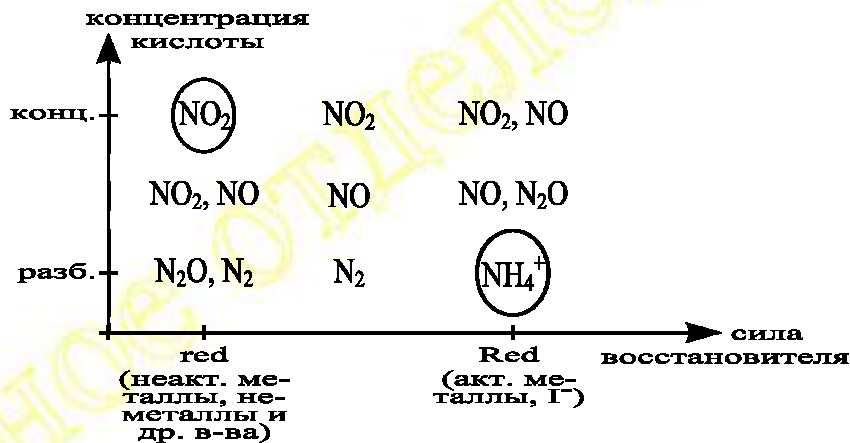
1.2. Сложные вещества:

1.2.1. Кислородсодержащие кислоты в высшей (или в относительно высокой) степени окисления и их соли:



1.2.1.2. HNO₃ – Ox

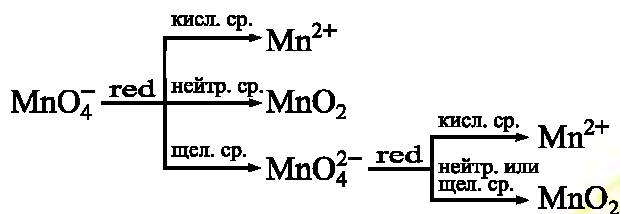
(в любой конц.)



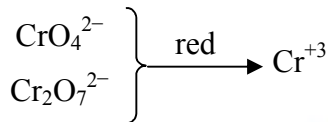
* «Ox» – сильный окислитель, «Red» – сильный восстановитель

** только концентрированная серная кислота является окислителем

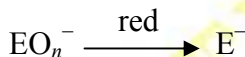
1.2.1.4. MnO_4^- и MnO_4^{2-} – Ox:



1.2.1.5. CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – Ox:

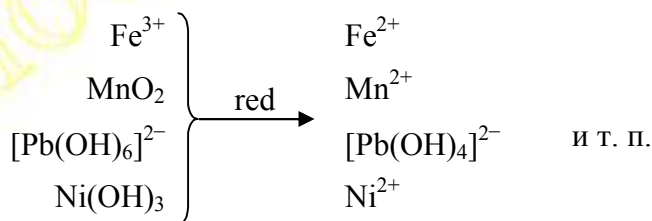


1.2.1.6. EO_4^- , EO_3^- , EO_2^- , EO^- , где E = Cl, Br и I (кроме ClO_4^-) – Ox:

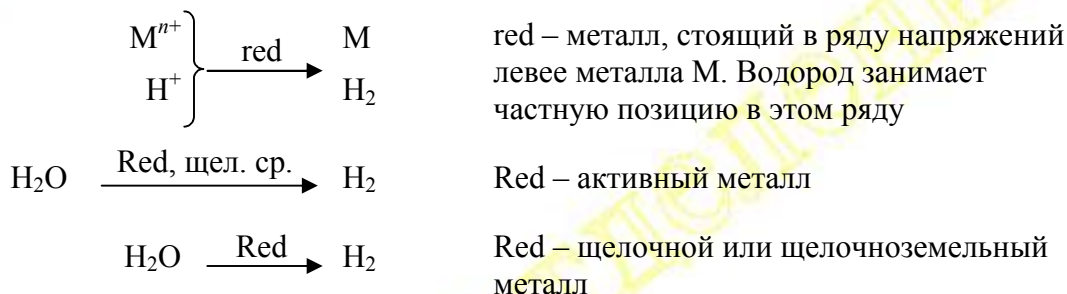


1.2.2. Металлы с высшей (или с относительно высокой) степенью окисления: их оксиды, гидроксиды, и соли (в т. ч. гидроксокомплексы):

За исключением гидроксокомплексов эти процессы протекают преимущественно в кислой среде



1.2.3. Катионы металлов из ряда активности металлов и водород:



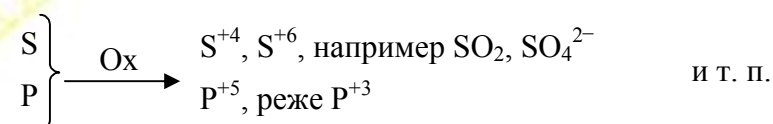
2. Восстановители:

2.1. Простые вещества – не только металлы:

2.1.1. металлы:

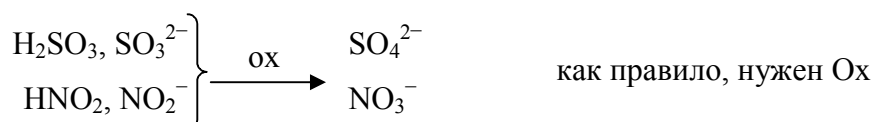


2.1.2. неметаллы:

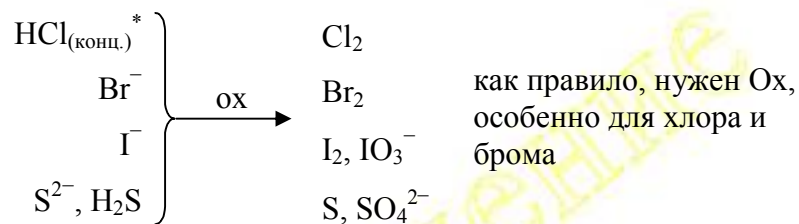


2.2. Сложные вещества:

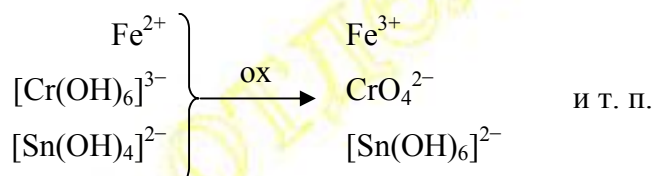
2.2.1. Кислородсодержащие кислоты в промежуточной степени окисления и их соли:



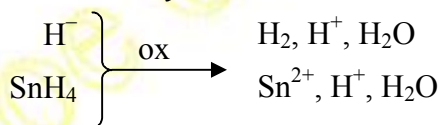
2.2.2. Бескислородные кислоты и их соли:



2.2.3. Металлы с низшей (или с относительно низкой) положительной степенью окисления:



2.2.4. Гидриды:



* только концентрированная соляная кислота является восстановителем

Приложение V.

Величины стандартных потенциалов электродных реакций

aq – aqua (водный pa-p); g – gas (газ); hydr – hydrated (гидратированный); s – solid (тв.); l – liquid (ж.); c - condensed substance (конденсированное в-во);

	Электродная реакция	E^0 , В
Ag	$\text{Ag}_2\text{S} + 2e = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0.71
	$\text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + \text{OH}^- + \text{SH}^-$	-0.67
	$\text{Ag}_2\text{S}\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.66
	$[\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-} + e = \text{Ag} + 3\text{CN}^-$	-0.51
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \{\text{aq}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{CN}^- \{\text{aq}\}$	-0.31
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0.30
	$\text{AgI}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{I}^- \{\text{aq}\}$	-0.1518
	$\text{AgI} + e = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0.151
	$\text{AgCN} + e = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0.04
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{S}$	-0.036
	$\text{AgCN}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{CN}^- \{\text{aq}\}$	-0.017
	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} + e = \text{Ag} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0.01
	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \{\text{aq}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \{\text{aq}\}$	+0.017
	$\text{AgBr}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{Br}^- \{\text{aq}\}$	+0.0713
	$\text{AgBr} + e = \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0.073
	$\text{AgSCN}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{SCN}^- \{\text{aq}\}$	+0.09
	$[\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]\{\text{s}\} + 4e = 4\text{Ag}\{\text{s}\} + \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \{\text{aq}\}$	+0.194
	$\text{AgCl} + e = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0.222
	$\text{AgCl}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{Cl}^- \{\text{aq}\}$	+0.2222
	$[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]^{3-} \{\text{aq}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{SO}_3^{2-} \{\text{aq}\}$	+0.295
	$[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]^{3-} + e = \text{Ag} + 2\text{SO}_3^{2-}$	+0.30
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	+0.344
	$\text{Ag}_2\text{O}\{\text{s}\} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{OH}^- \{\text{aq}\}$	+0.345
	$\text{AgIO}_3\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{IO}_3^- \{\text{aq}\}$	+0.354
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	+0.36
	$\text{AgIO}_3 + e = \text{Ag} + \text{IO}_3^-$	+0.37
	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \{\text{aq}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{NH}_3 \{\text{aq}\}$	+0.373
	$\text{AgNCO}\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{OCN}^- \{\text{aq}\}$	+0.41
	$\text{AgCrO}_4 + 2e = \text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0.446
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + \text{CrO}_4^{2-} \{\text{aq}\}$	+0.464
	$\text{Ag}_2\text{CO}_3\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + \text{CO}_3^{2-} \{\text{aq}\}$	+0.47
	$\text{AgBrO}_3\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{BrO}_3^- \{\text{aq}\}$	+0.546
	$\text{AgNO}_2\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{NO}_2^- \{\text{aq}\}$	+0.564
	$2\text{AgO} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	+0.57
	$2\text{AgO}\{\text{s}\} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + 2\text{OH}^- \{\text{aq}\}$	+0.607
	$\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2\{\text{s}\} + e = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- \{\text{aq}\}$	+0.643
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2e = 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	+0.653
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Ag}\{\text{s}\} + \text{SO}_4^{2-} \{\text{aq}\}$	+0.654

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{Ag}_2\text{O}_3\{\text{s}\} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{AgO}\{\text{s}\} + 2\text{OH}^-\{\text{aq}\}$	+0.739
	$\text{Ag}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{AgO} + 2\text{OH}^-$	+0.74
	$\text{Ag}^+\{\text{aq}\} + \text{e} = \text{Ag}\{\text{s}\} + \text{xH}_2\text{O}$	+0.7991
	$\text{Ag}^{2+}\{\text{aq}\} + \text{e} = \text{Ag}^+\{\text{aq}\}$	+1.980
Al	$\text{H}_2\text{AlO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2.35
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2.31
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3\text{e} = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2.07
	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1.662
As	$\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{AsH}_3 + 3\text{OH}^-$	-1.37
	$\text{AsS}_2^- + 3\text{e} = \text{As} + 2\text{S}^{2-}$	-0.75
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0.68
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0.675
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{AsH}_3\{\text{g}\}$	-0.607
	$\text{AsS}_4^{3-} + 2\text{e} = \text{As}_2^- + 2\text{S}^{2-}$	-0.6
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{AsH}_3$	-0.54
	$\text{H}_3\text{AsO}_3\{\text{aq}\} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{As} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.24
	$\text{HAsO}_2\{\text{aq}\} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.2476
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.559
	$\text{H}_3\text{AsO}_4\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.560
Au	$\text{Au}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0.60
	$\text{AuO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{OH}^-$	+0.5
	$\text{Au}(\text{CNS})_4^- + 2\text{e} = \text{Au}(\text{CNS})_2^- + 2\text{CNS}^-$	+0.645
	$\text{Au}(\text{CNS})_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{CNS}^-$	+0.655
	$\text{Au}(\text{NCS})_2^- + \text{e} = \text{Au} + 2\text{NCS}^-$	+0.69
	$\text{AuBr}_4^- + 2\text{e} = \text{AuBr}_2^- + 2\text{Br}^-$	+0.82
	$\text{AuBr}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Br}^-$	+0.87
	$\text{AuBr}^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Br}^-$	+0.87
	$\text{AuBr}_2^- + \text{e} = \text{Au} + 2\text{Br}^-$	+0.96
	$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1.00
	$\text{AuCl}_2^- + \text{e} = \text{Au} + 2\text{Cl}^-$	+1.13
	$\text{Au}^{3+} + 2\text{e} = \text{Au}^+$	+1.29
	$\text{Au}(\text{OH})_3\{\text{c}\} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Au} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.45
	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	+1.50
	$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	+1.691
B	$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1.79
	$\text{BF}_4^- + 3\text{e} = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1.06
	$\text{H}_3\text{BO}_3\{\text{aq}\} + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.8698
	$\text{H}_3\text{BO}_3\{\text{c}\} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.869

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.73
Ba	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Ba} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$	-2.97
	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2.91
	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Ba} + 3\text{OH}^-$	-2.81
Be	$\text{Be}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 2\text{Be} + 6\text{OH}^-$	-2.63
	$\text{BeO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Be} + 2\text{OH}^-$	-2.613
	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e} = \text{Be}$	-1.970
Bi	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{Bi} + 6\text{OH}^-$	-0.46
	$\text{BiOCl} + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$	+0.160
	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	+0.320
	$\text{Bi}_2\text{O}_4 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{BiO}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.593
Br	$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1.763
	$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.45
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0.50
	$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	+0.54
	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0.61
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0.76
	$[\text{Br}(\text{Br})_2]^- + 2\text{e} = 3\text{Br}^-$	+1.050
	$\text{Br}_2\{\text{l}\} + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	+1.0652
	$\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	+1.087
	$\text{BrCl} + 2\text{e} = \text{Br}^- + \text{Cl}^-$	+1.20
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.44
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1.495
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e} = 1/2\text{Br}_2\{\text{l}\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.52
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + \text{e} = 1/2\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1.595
$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1.763	
C	$\text{HCOO}^-\{\text{aq}\} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HCHO}\{\text{aq}\} + 3\text{OH}^-$	-1.14
	$\text{CNO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{CN}^- + 2\text{OH}^-$	-0.970
	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HCO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-0.95
	$\text{HCHO}\{\text{aq}\} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{OH}\{\text{aq}\} + 2\text{OH}^-$	-0.59
	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4\{\text{aq}\}$	-0.49
	$\text{HCNO} + \text{H}^+ + \text{e} = 1/2(\text{CN})_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0.27
	$\text{CH}_3\text{OH}\{\text{aq}\} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{CH}_4 + 2\text{OH}^-$	-0.25
	$\text{CO}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}\{\text{aq}\}$	-0.199
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}\{\text{aq}\}$	-0.14
	$\text{CH}_3\text{COOH}\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{CHO}\{\text{aq}\} + \text{H}_2\text{O}$	-0.13
	$\text{HCOOH}\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCHO}\{\text{aq}\} + \text{H}_2\text{O}$	+0.056

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{C} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_4$	+0.13
	$\text{C}\{\text{graphite}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_4\{\text{g}\}$	+0.1316
	$\text{HCHO}\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{OH}\{\text{aq}\}$	+0.24
	$(\text{CN})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{HCN}$	+0.33
	$1/2\text{C}_2\text{N}_2\{\text{g}\} + \text{H}^+ + \text{e} = \text{HCN}\{\text{aq}\}$	+0.373
	$\text{CH}_3\text{OH}\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_4\{\text{g}\} + \text{H}_2\text{O}$	+0.588
Ca	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Ca} + 2\text{OH}^-$	-3.02
	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2.866
Cd	$\text{CdS} + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1.175
	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1.028
	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0.809
	$\text{CdCO}_3 + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{CO}_3^{2-}$	-0.74
	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3\{\text{aq}\}$	-0.613
	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0.403
Co	$\text{CoS}\{\text{s},\text{beta}\} + 2\text{e} = \text{Co}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-1.07
	$\text{CoS} + 2\text{e} = \text{Co} + \text{S}^{2-}$	-0.93
	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}\{\text{aq}\} + \text{e} = [\text{Co}(\text{CN})_5]^{3-}\{\text{aq}\} + \text{CN}^-\{\text{aq}\}$	-0.83
	$\text{Co}(\text{OH})_2\{\text{s}\} + 2\text{e} = \text{Co}\{\text{s}\} + 2\text{OH}^-\{\text{aq}\}$	-0.73
	$\text{CoCO}_3\{\text{s}\} + 2\text{e} = \text{Co}\{\text{s}\} + \text{CO}_3^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.64
	$\text{CoCO}_3 + 2\text{e} = \text{Co} + \text{CO}_3^{2-}$	-0.632
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2\text{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3\{\text{aq}\}$	-0.422
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}\{\text{aq}\} + 2\text{e} = \text{Co}\{\text{s}\} + 6\text{NH}_3\{\text{aq}\}$	-0.42
	$\text{Co}^{2+}\{\text{aq}\} + 2\text{e} = \text{Co}\{\text{s}\} + x\text{H}_2\text{O}\{1\}$	-0.277
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + \text{e} = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0.1
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}\{\text{aq}\} + \text{e} = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}\{\text{aq}\}$	+0.108
	$\text{Co}(\text{OH})_3\{\text{s}\} + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2\{\text{s}\} + \text{OH}^-\{\text{aq}\}$	+0.17
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0.20
	$\text{CoO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{CoO} + 2\text{OH}^-$	+0.9
	$\text{Co}^{3+}\{\text{aq}\} + \text{e} = \text{Co}^{2+}\{\text{aq}\}$	+1.808
	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	+1.82
Cl	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{ClO}_2\{\text{g}\} + 2\text{OH}^-$	-0.45
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2 + 2\text{OH}^-$	+0.268
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0.35
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0.36
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.482
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0.56
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0.681
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0.63

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0.89
	$\text{ClO}_2 + e = \text{ClO}_2^-$	+0.954
	$\text{ClO}_2\{\text{g}\} + e = \text{ClO}_2^-$	+1.16
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1.215
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1.230
	$\text{ClO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{HClO}_2$	+1.275
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7e = 1/2\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.34
	$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	+1.3595
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.38
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14e = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1.39
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.45
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e = 1/2\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.47
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1.50
	$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4e = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.56
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + e = 1/2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1.63
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1.645
Cr	$\text{Cr}(\text{OH})_3\{\text{c}\} + 3e = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1.48
	$\text{Cr}(\text{OH})_3\{\text{hydr}\} + 3e = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1.34
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3e = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1.3
	$[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-} + e\{\text{in KCN solut}\} = [\text{Cr}(\text{CN})_6]^{4-}$	-1.28
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1.2
	$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0.9
	$\text{CrCl}_2^+ + 3e = \text{Cr} + 2\text{Cl}^-$	-0.74
	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0.744
	$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$ -0.408	-0.41
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3\{\text{hydr}\} + 5\text{OH}^-$	-0.13
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0.12
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
Cs	$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2.923
Cu	$\text{Cu}_2\text{S} + 2e = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0.95
	$\text{Cu}_2\text{S}\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Cu}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.89
	$\text{CuS} + 2e = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0.76
	$\text{CuS}\{\text{s}\} + 2e = \text{Cu}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.74
	$2\text{CuS} + 2e = \text{Cu}_2\text{S} + \text{S}^{2-}$	-0.58
	$2\text{CuS}\{\text{s}\} + 2e = \text{Cu}_2\text{S}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.54
	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0.43
	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \{\text{aq}\} + e = \text{Cu}\{\text{s}\} + 2\text{CN}^- \{\text{aq}\}$	-0.429
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0.361
	$\text{Cu}_2\text{O}\{\text{s}\} + 2e = 2\text{Cu}\{\text{s}\} + 2\text{OH}^- \{\text{aq}\}$	-0.358

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{CuSCN}\{s\} + e = \text{Cu}\{s\} + \text{SCN}\{aq\}$	-0.27
	$\text{CuS} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{Cu} + \text{H}_2\text{S}$	-0.259
	$\text{Cu}(\text{OH})_2\{s\} + 2e = \text{Cu}\{s\} + 2\text{OH}^-\{aq\}$	-0.224
	$[\text{CuCl}_2]^- \{aq\} + e = \text{Cu}\{s\} + 2\text{Cl}^- \{aq\}$	-0.19
	$\text{CuI} + e = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0.187
	$\text{CuI}\{s\} + e = \text{Cu}\{s\} + \text{I}^- \{aq\}$	-0.1852
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ \{aq\} + e = \text{Cu}\{s\} + 2\text{NH}_3\{aq\}$	-0.12
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ + e = \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0.11
	$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$	-0.09
	$2\text{Cu}(\text{OH})_2\{s\} + 2e = \text{Cu}_2\text{O}\{s\} + 2\text{OH}^- \{aq\} + \text{H}_2\text{O}$	-0.080
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \{aq\} + 2e = \text{Cu}\{s\} + 4\text{NH}_3\{aq\}$	-0.05
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \{aq\} + e = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+} \{aq\} + 2\text{NH}_3\{aq\}$	-0.01
	$[\text{CuI}_2]^- \{aq\} + e = \text{Cu}\{s\} + 2\text{I}^- \{aq\}$	+0.00
	$\text{CuBr}\{s\} + e = \text{Cu}\{s\} + \text{Br}^- \{aq\}$	+0.033
	$[\text{CuBr}_2]^- \{aq\} + e = \text{Cu}\{s\} + 2\text{Br}^- \{aq\}$	+0.05
	$\text{CuCO}_3\{s\} + 2e = \text{Cu}\{s\} + \text{CO}_3^{2-} \{aq\}$	+0.053
	$\text{CuCl} + e = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	+0.124
	$\text{CuCl}\{s\} + e = \text{Cu}\{s\} + \text{Cl}^- \{aq\}$	+0.137
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + e = \text{Cu}\{aq\}$	+0.153
	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0.167
	$\text{CuCl}_2^- + e = \text{Cu} + 2\text{Cl}^-$	+0.19
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + 2e = \text{Cu}\{s\} + x\text{H}_2\text{O}$	+0.337
	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0.345
	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0.522
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + \text{Cl}^- \{aq\} + e = \text{CuCl}\{s\} + x\text{H}_2\text{O}$	+0.538
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e = \text{CuCl}$	+0.56
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + \text{Br}^- \{aq\} + e = \text{CuBr}\{s\} + x\text{H}_2\text{O}$	+0.640
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e = \text{CuBr}$	+0.657
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{I}^- + e = \text{CuI}_2^-$	+0.690
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + \text{I}^- \{aq\} + e = \text{CuI}\{s\} + x\text{H}_2\text{O}$	+0.86
	$\text{Cu}^{2+} \{aq\} + 2\text{CN}^- \{aq\} + e = [\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \{aq\}$	+1.103
	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + e = \text{Cu}(\text{CN})_2^-$	+1.12
F	$\text{F}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 4e = \text{H}_2\text{O} + 2\text{F}^-$	+2.1
	$\text{F}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2.15
	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	+2.65
	$\text{F}_2\{g\} + 2e = 2\text{F}^-$	+2.87
	$\text{F}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{HF}$	+3.06
Fe	$\text{FeS} + 2e = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-1.01
	$\text{FeS}\{s\} + 2e = \text{Fe}\{s\} + \text{S}^{2-} \{aq\}$	-0.95
	$\text{Fe}(\text{OH})_2\{s\} + 2e = \text{Fe}\{s\} + 2\text{OH}^-$	-0.877

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{FeCO}_3\{\text{s}\} + 2\text{e} = \text{Fe}\{\text{s}\} + \text{CO}_3^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.756
	$\text{FeCO}_3 + 2\text{e} = \text{Fe} + \text{CO}_3^{2-}$	-0.755
	$\text{Fe}_2\text{S}_3\{\text{s}\} + 2\text{e} = 2\text{FeS}\{\text{s}\} + \text{S}^{2-}\{\text{aq}\}$	-0.715
	$\text{Fe}_2\text{S}_3 + 2\text{e} = 2\text{FeS} + \text{S}^{2-}$	-0.67
	$\text{Fe}(\text{OH})_3\{\text{s}\} + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2\{\text{s}\} + \text{OH}^-\{\text{aq}\}$	-0.56
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0.441
	$\text{Fe}^{2+}\{\text{aq}\} + 2\text{e} = \text{Fe}\{\text{s}\} + x\text{H}_2\text{O}$	-0.4402
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0.036
	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	+0.02
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}\{\text{aq}\} + \text{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}\{\text{aq}\}$	+0.36
	$[\text{FeF}_6]^{3-}\{\text{aq}\} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}\{\text{aq}\} + 6\text{F}^-\{\text{aq}\}$	+0.4
	$\text{FeO}_4^{2-}\{\text{aq}\} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_3\{\text{s}\} + 5\text{OH}^-\{\text{aq}\}$	+0.72
	$\text{Fe}^{3+}\{\text{aq}\} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}\{\text{aq}\} + x\text{H}_2\text{O}$	+0.771
	$\text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{FeO}_2^- + 4\text{OH}^-$	+0.9
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.9
	$\text{FeO}_4^{2-}\{\text{aq}\} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+}\{\text{aq}\} + 4\text{H}_2\text{O}\{\text{l}\}$	+2.20
Ge	$\text{HGeO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Ge} + 5\text{OH}^-$	-1.03
	$\text{GeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.15
H	$1/2\text{H}_2 + \text{e} = \text{H}^-$	-2.25
	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	+0.0000
Hg	$\text{Hg} + \text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}(\text{Hg})$	-0.7627
	$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0.70
	$\text{HgS}\{\text{black}\} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0.69
	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0.37
	$\text{Hg}_2(\text{CN})_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{CN}^-$	-0.36
	$\text{Cd}^{2+} + \text{Hg} + 2\text{e} = \text{Cd}(\text{Hg})$	-0.3516
	$\text{PbSO}_4 + \text{Hg} + 2\text{e} = \text{Pb}(\text{Hg}) + \text{SO}_4^{2-}$	-0.3505
	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{I}^-$	-0.0405
	$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0.038
	$\text{HgO}\{\text{r}\} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Hg} + 2\text{OH}^-$	+0.098
	$\text{Hg}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{OH}^-$	+0.123
	$\text{Hg}_2\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Br}^-$	+0.1397
	$\text{HgBr}_2^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Br}^-$	+0.21
	$\text{Hg}_2(\text{NCS})_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{NCS}^-$	+0.22
	$\text{HgBr}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Br}^-$	+0.223
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0.2676
	$\text{Hg}_2\text{CO}_3 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + \text{CO}_3^{2-}$	+0.32
	$\text{Hg}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{CH}_3\text{COO}^-$	+0.36
	$\text{HgCl}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	+0.38

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{Hg}(\text{IO}_3)_2 + 2e = \text{Hg} + 2\text{IO}_3^-$	+0.40
	$\text{Hg}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2e = 2\text{Hg} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	+0.417
	$\text{Hg}_2\text{CrO}_4 + 2e = 2\text{Hg} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0.54
	$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2e = 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0.6151
	$2\text{HgCl}_2 + 2e = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Cl}^-$	+0.63
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	+0.788
	$2\text{Hg}^+ + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	+0.920
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	+0.137
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0.26
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.45
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	+0.485
	$[\text{I}(\text{I}_2)]^- + 2e = 3\text{I}^-$	+0.534
	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0.535
	$\text{I}_2\{\text{c}\} + 2e = 2\text{I}^-$	+0.5355
	$\text{I}_3^- + 2e = 3\text{I}^-$	+0.536
	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + 2e = \text{IO}_3^- + 3\text{OH}^-$	+0.7
	$[\text{I}(\text{Br}_2)] + 2e = \text{I}_2 + 4\text{Br}^-$	+0.870
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2e = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0.99
	$2\text{I}(\text{Br})\{\text{solut}\} + 2e = \text{I}_2 + 2\text{Br}^-$	+1.02
I	$2\text{I}(\text{Cl})\{\text{s}\} + 6e = \text{I}_2\{\text{s}\} + 6\text{Cl}^-$	+1.05
	$[\text{I}(\text{Cl}_2)]^- + 2e = 1/2\text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$	+1.056
	$\text{ICl}_2^- + e = 2\text{Cl}^- + 1/2\text{I}_2$	+1.06
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.085
	$\text{IO}_3^- + 4\text{H}^+ + 4e = \text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.128
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4e = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.14
	$\text{CCl}_4 + 4\text{H}^+ + 4e = 4\text{Cl}^- + \text{C} + 4\text{H}^+$	+1.18
	$2\text{I}(\text{Cl})\{\text{solut}\} + 2e = \text{I}_2\{\text{s}\} + 2\text{Cl}^-$	+1.19
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5e = 1/2\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.196
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 4e = \text{ICl}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.23
	$\text{IO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e = \text{I}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.4
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + e = 1/2\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1.45
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2e = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.644
K	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2.924
Li	$\text{Li} + e = \text{Li}$	-3.045
Mg	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2.690
	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2.363
Mn	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Mn} + 2\text{OH}^-$	-1.55

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{MnCO}_3\{\text{c}\} + 2\text{e} = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.50
	$\text{MnCO}_3\{\text{ppt}\} + 2\text{e} = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.48
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Mn} + 2\text{OH}^-$	-1.47
	$\text{MnCO}_3 + 2\text{e} = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.35
	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1.180
	$[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e} = [\text{Mn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2\text{CN}^-$	-0.7
	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	-0.05
	$\text{Mn}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0.15
	$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+0.564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.57
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2\{\text{pyrolusite}\} + 4\text{OH}^-$	+0.588
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0.60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.695
N	$3\text{N}_2\{\text{g}\} + 2\text{e} = 2\text{N}_3^-$	-3.4
	$3\text{N}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{NH}_3$	-3.10
	$3/2\text{N}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{HN}_3\{\text{aq}\}$	-3.09
	$\text{N}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{NH}_3\text{OH}^+$	-1.871
	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1.15
	$\text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 4\text{OH}^-$	-1.05
	$2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{N}_2\text{O}_4 + 4\text{OH}^-$	-0.85
	$\text{N}_2\text{O}_2^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0.73
	$\text{NO}_3^- + \text{NO} + \text{e} = 2\text{NO}_2^-$	-0.58
	$2\text{NH}_4^+ + 2\text{e} = 2\text{NH}_3\{\text{aq}\} + \text{H}_2$	-0.597
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0.46
	$\text{NO}_3^- + 5\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{NH}_2\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0.30
	$\text{N}_2\{\text{g}\} + 5\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0.227
	$2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{OH}^-$	-0.180
	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{NH}_3\text{OH}^+$	-0.05
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0.01
	$\text{N}_2\{\text{g}\} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_3$	+0.057
	$\text{N}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ = 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	+0.092
	$\text{N}_2\text{O}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	+0.11
	$2\text{NO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 6\text{OH}^-$	+0.15
	$\text{N}_2\{\text{g}\} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	+0.275
	$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	+0.42
	$\text{N}_2\text{O}\{\text{g}\} + \text{H}_2\text{O} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	+0.510
	$2\text{NO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	+0.60
	$\text{HNO}_2 + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0.62
	$\text{N}_2\text{O}\{\text{g}\} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0.647

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{HN}_3 + 11\text{H}^+ + 8\text{e} = 3\text{NH}_4^+$	+0.695
	$2\text{NO}\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	+0.712
	$\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_3\text{OH}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.725
	$\text{NO}\{\text{g}\} + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$	+0.727
	$2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{OH}^-$	+0.74
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0.755
	$\text{NO}_2^- + 7\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.789
	$2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.803
	$\text{NO}_2^- + 7\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0.806
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0.835
	$\text{NO}\{\text{g}\} + 6\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0.836
	$2\text{NO}_3^- + 17\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{N}_2\text{H}_5^+ + 6\text{H}_2\text{O}$	+0.824
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.86
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.864
	$\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{e} = 2\text{NO}_2^-$	+0.866
	$\text{NO}_2\{\text{g}\} + \text{e} = \text{NO}_2^-$	+0.889
	$\text{HNO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0.934
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0.930
	$\text{HNO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.957
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.957
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1.004
	$\text{N}_2\text{O}_4\{\text{g}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{NO}\{\text{g}\} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.03
	$\text{NO}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1.049
	$\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{HNO}_2$	+1.07
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1.116
	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1.202
	$2\text{NO}_2\{\text{g}\} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.229
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1.245
	$\text{N}_2\text{H}_5^+ + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	+1.275
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.297
	$\text{NH}_3\text{OH}^+ + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+1.35
	$2\text{NO}_2\{\text{g}\} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.363
	$2\text{NO}_2^- + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.396
	$2\text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2\text{H}_5^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.42
	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2\{\text{g}\} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.454
	$2\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.520
	$2\text{NO}\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+1.599
	$2\text{NO}\{\text{g}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.678
	$\text{N}_2\text{O}\{\text{g}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2\{\text{g}\} + \text{H}_2\text{O}$	+1.766
	$\text{NH}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{NH}_4^+ + \text{N}_2\{\text{g}\}$	+1.96
	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2\{\text{g}\} + 2\text{H}_2\text{O}$	+2.65
	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+2.85

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2.714
Ni	$\text{NiS}\{y\} + 2e = \text{Ni} + \text{S}^{2-}$	-1.04
	$\text{NiS} + 2e = \text{Ni} + \text{S}^{2-}$	-0.86
	$\text{NiS}\{\text{alfa}\} + 2e = \text{Ni} + \text{S}^{2-}$	-0.830
	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + e = [\text{Ni}(\text{CN})_3]^{2-} + \text{CN}^-$	-0.82
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2e = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0.69
	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2e = \text{Ni} + 6\text{NH}_3\{\text{aq}\}$	-0.476
	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0.250
	$\text{NiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	+0.490
	$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.678
O	$\text{H}_2\text{O} + e = \text{H}\{g\} + \text{OH}^-$	-2.9345
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.8281
	$\text{O}_2 + e = \text{O}_2^-$	-0.563
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{OH}\{g\} + 2\text{OH}^-$	-0.262
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{OH}\{\text{aq}\} + 2\text{OH}^-$	-0.245
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{OH} + 2\text{OH}^-$	-0.24
	$\text{O}_2 + \text{H}^+ + e = \text{HO}_2$	-0.13
	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0.076
	$\text{O}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{OH}^- + \text{HO}_2^-$	+0.413
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	+0.401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	+0.682
	$\text{O}_2\{g\} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2\{\text{aq}\}$	+0.6824
	$\text{H}_2\text{O}_2\{\text{aq}\} + \text{H}^+ + e = \text{H}_2\text{O}$	+0.71
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = 3\text{OH}^-$	+0.878
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}\{g\}$	+1.185
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}\{l\}$	+1.229
	$\text{O}_3\{g\} + \text{H}_2 + 2e = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1.24
	$\text{HO}_2\{\text{aq}\} + \text{H}^+ + e = \text{H}_2\text{O}_2\{\text{aq}\}$	+1.495
	$\text{HO}_2 + \text{H}^+ + e = \text{H}_2\text{O}_2$	+1.5
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1.776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2.07	
$\text{O}\{g\} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}$	+2.422	
P	$\text{H}_2\text{PO}_2^- + e = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2.05
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{P} + 5\text{OH}^-$	-1.71
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1.565
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1.12
	$\text{P}\{\text{white}\} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0.89
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0.88

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0.59
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.51
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{P}\{\text{white}\} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.508
	$\text{H}_3\text{PO}_3\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2\{\text{aq}\} + \text{H}_2\text{O}$	-0.499
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.49
	$\text{H}_3\text{PO}_4\{\text{aq}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_3\{\text{aq}\} + \text{H}_2\text{O}$	-0.276
	$\text{P}\{\text{white}\} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3\{\text{g}\}$	-0.063
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	-0.04
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3\{\text{g}\}$	+0.06
	$\text{PbS} + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0.93
	$\text{PbO}\{\text{r}\} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0.580
	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0.578
	$\text{PbS} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{OH}^- + \text{SH}^-$	-0.56
	$\text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 3\text{OH}^-$	-0.540
	$\text{PbCO}_3 + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{CO}_3^{2-}$	-0.509
	$\text{PbI}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{I}^-$	-0.365
	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.3588
	$\text{PbBr}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Br}^-$	-0.280
	$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0.268
	$\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Pb} + 4\text{OH}^-$	-0.16
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0.126
	$\text{PbS} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb} + \text{H}_2\text{S}$	+0.07
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO}\{\text{r}\} + 2\text{OH}^-$	+0.247
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	+0.248
	$\text{Pb}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 3\text{PbO} + 2\text{OH}^-$	+0.25
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.455
	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.682
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	+1.69
Rb	$\text{Rb}^+ + \text{e} = \text{Rb}$	-2.925
S	$2\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{OH}^-$	-1.12
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0.93
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{S}^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0.61
	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0.571
	$\text{S} + \text{S}_3 + 2\text{e} = \text{S}_4^{2-}$	-0.55
	$\text{S}_2^{2-}\{\text{l}\} + 2\text{e} = 2\text{S}^{2-}\{\text{l}\}$	-0.524
	$\text{S}_2^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}^{2-}$	-0.51
	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0.447
	$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.244
	$2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HS}_2\text{O}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.23

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{S}_3^{2-} \{1\} + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = 3\text{HS}^- \{1\}$	-0.097
	$2\text{H}_2\text{SO}_3 \{1\} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HS}_2\text{O}_4^- \{1\} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.082
	$\text{S} \{s\} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HS}^- \{1\}$	-0.065
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}_2^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0.006
	$2\text{H}^+ + 2\text{e} \{S\text{He}\} = \text{H}_2$	-0.0000
	$\text{S}_5^{2-} \{1\} + 5\text{H}^+ + 8\text{e} = 5\text{HS}^- \{1\}$	+0.003
	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_3^{2-}$	+0.026
	$\text{S}_4^{2-} \{1\} + 4\text{H}^+ + 6\text{e} = 4\text{HS}^- \{1\}$	+0.033
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0.08
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	+0.141
	$\text{S} \{s\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S} \{1\}$	+0.142
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.172
	$\text{S} \{s\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	+0.174
	$(\text{CH}_3)_2\text{SO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = (\text{CH}_3)_2\text{SO} + \text{H}_2\text{O}$	+0.23
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}_2^{2-} \{1\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.231
	$3\text{SO}_2 \{1\} + 2\text{e} = \text{S}_3\text{O}_6^{2-} \{1\}$	+0.291
	$\text{S}_2^{2-} \{1\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{HS}^- \{1\}$	+0.298
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0.3572
	$2\text{SO}_2 + \text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \{1\}$	+0.390
	$2\text{H}_2\text{SO}_3 \{1\} + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \{1\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.400
	$5\text{H}_2\text{SO}_3 \{1\} + 8\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \{1\} + 9\text{H}_2\text{O}$	+0.41
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} \{1\} + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = 4\text{S} \{s\} + 6\text{H}_2\text{O}$	+0.416
	$5\text{SO}_2 \{1\} + 8\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{S}_5\text{O}_6^{2-} \{1\} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0.418
	$\text{H}_2\text{SO}_3 \{1\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} \{s\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.450
	$\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} \{s\} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.451
	$\text{HSO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} \{s\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.476
	$4\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 6\text{e} = 6\text{H}_2\text{O} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	+0.48
	$\text{S}_5\text{O}_6^{2-} \{1\} + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = 5\text{S} \{s\} + 6\text{H}_2\text{O}$	+0.484
	$2\text{HSO}_3^- + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.491
	$4\text{H}_2\text{SO}_3 \{1\} + 4\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} \{1\} + 6\text{H}_2\text{O}$	+0.509
	$4\text{SO}_2 \{1\} + 4\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} \{1\} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.512
	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{SO}_3$	+0.57
	$4\text{HSO}_3^- \{1\} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} \{1\} + 6\text{H}_2\text{O}$	+0.581
	$3\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{e} = \text{S}_3\text{O}_6^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.68
	$2\text{SO}^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \{1\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.705
	$(\text{CNS})_2 + 2\text{e} = 2\text{CNS}^-$	+0.77
	$\text{S}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{s} \{s\} + 2\text{Cl}^-$	+1.23
	$\text{SO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{S} \{s\} + \text{H}_2\text{O}$	+1.507
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2.01
Sb	$\text{SbS}_2^- + 3\text{e} = \text{Sb} + 2\text{S}^{2-}$	-0.85
	$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0.66

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{SbH}_3\{\text{g}\}$	-0.510
	$\text{Sb}_2\text{O}_3\{\text{c}\} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.122
	$\text{Sb}_2\text{O}_3\{\text{am}\} + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.135
	$\text{Sb}_2\text{O}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.152
	$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	+0.212
	$\text{Sb}_2\text{O}_5\{\text{c}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sb}_2\text{O}_4\{\text{c}\} + \text{H}_2\text{O}$	+0.479
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sb}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$	+0.48
	$\text{Sb}_2\text{O}_5\{\text{c}\} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.581
	$\text{Sb}_2\text{O}_4 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{SbO}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.68
	$\text{H}_3\text{SbO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{SbO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.75
Se	$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0.78
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}\{\text{aq}\}$	-0.399
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 2\text{e} + 6\text{OH}^-$	-0.366
	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0.36
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	+0.05
	$\text{H}_2\text{SeO}_3\{\text{aq}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se}\{\text{gray}\} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.740
	$\text{Se}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Se} + 2\text{Cl}^-$	+1.06
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+1.15
Si	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1.73
	$\text{SiF}_6^{2-} + 4\text{e} = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1.24
	$\text{SiO}_2\{\text{quartz}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.857
	$\text{SiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.84
	$\text{Si} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{SiH}_4\{\text{g}\}$	+0.102
Sn	$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2\text{e} = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0.96
	$\text{Sn}(\text{OH})_5^- + 2\text{e} = \text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{OH}^-$	-0.93
	$\text{SnS} + 2\text{e} = \text{Sn} + \text{S}^{2-}$	-0.87
	$\text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$	-0.909
	$\text{SnF}_6^{2-} + 4\text{e} = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	-0.25
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0.140
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}\{\text{white}\}$	-0.136
	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	+0.15
Sr	$\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sr} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$	-2.99
	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2.888
	$\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Sr} + 2\text{OH}^-$	-2.88
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1.143
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}\{\text{aq}\}$	-0.739
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}\{\text{g}\}$	-0.718

	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0.7
	$\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Te} + 6\text{OH}^-$	-0.412
	$\text{TeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{TeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	ca.+0.4
	$\text{TeO}_2\{\text{c}\} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.529
	$\text{TeOOH}^+ + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Te} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.559
	$\text{Te}^{4+} + 4\text{e} = \text{Te}$	+0.568
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	+0.70
	$\text{H}_6\text{TeO}_6\{\text{c}\} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.02
Zn	$\text{ZnS} + 2\text{e} = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1.44
	$\text{ZnS}\{\text{wuertzite}\} + 2\text{e} = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1.405
	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1.26
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1.245
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1.215
	$\text{ZnCO}_3 + 2\text{e} = \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.06
	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3\{\text{aq}\}$	-1.03
	$\text{Zn}^{2+} + \text{Hg} + 2\text{e} = \text{Zn}(\text{Hg})$	-0.7627
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0.762

Приложение VI.

Варианты заданий контрольных работ I-го семестра

Начальная буква фамилии студента	Номера вариантов заданий	Начальная буква фамилии студента	Номера вариантов заданий
А; Я	Контр. работа № 1: 1; 13; 25; 37	Е; Ё; Ф	Контр. работа № 1: 7; 19; 31; 43
	Контр. работа № 2: 12; 24; 36; 48		Контр. работа № 2: 6; 18; 30; 42
	Контр. работа № 3: 1, 13, 25, 37		Контр. работа № 3: 7, 19, 31, 43
Б; Ю; Э	Контр. работа № 1: 2; 14; 26; 38	И; Й; У	Контр. работа № 1: 8; 20; 32; 44
	Контр. работа № 2: 11; 23; 35; 47		Контр. работа № 2: 5, 17, 29, 41
	Контр. работа № 3: 2, 14, 26, 38		Контр. работа № 3: 8, 20, 32, 44
В; Ш; Щ	Контр. работа № 1: 3; 15; 27; 39	К; Т	Контр. работа № 1: 9; 21; 33; 45
	Контр. работа № 2: 10; 22; 34; 46		Контр. работа № 2: 4, 16, 28, 40
	Контр. работа № 3: 3, 15, 27, 39		Контр. работа № 3: 9, 21, 33, 45
Г; Ч	Контр. работа № 1: 4; 16; 28; 40	Л; О; С	Контр. работа № 1: 10; 22; 34; 46
	Контр. работа № 2: 9; 21; 33; 45		Контр. работа № 2: 3, 15, 27, 39
	Контр. работа № 3: 4, 16, 28, 40		Контр. работа № 3: 10, 22, 34, 46
Д; Ц	Контр. работа № 1: 5; 17; 29; 41	М; Р	Контр. работа № 1: 11; 23; 35; 47
	Контр. работа № 2: 8; 20; 32; 44		Контр. работа № 2: 2, 14, 26, 38
	Контр. работа № 3: 5, 17, 29, 41		Контр. работа № 3: 11, 23, 35, 47
Ж; З; Х	Контр. работа № 1: 6; 18; 30; 42	Н; П	Контр. работа № 1: 12; 24; 36; 48
	Контр. работа № 2: 7; 19; 31; 43		Контр. работа № 2: 1, 13, 25, 37
	Контр. работа № 3: 6, 18, 30, 42		Контр. работа № 3: 12, 24, 36, 48

Варианты заданий контрольных работ II-го семестра

Начальная буква фамилии студента	Номера вариантов заданий	Начальная буква фамилии студента	Номера вариантов заданий
А; Я	Контр. работа № 4: 1, 13, 25	Е; Ё; Ф	Контр. работа № 4: 7, 19, 31
	Контр. работа № 5: 37, 49, 61, 73, 85		Контр. работа № 5: 43, 55, 67, 79, 91
	Контр. работа № 6: 97, 109, 121		Контр. работа № 6: 103, 115, 127
Б; Ю; Э	Контр. работа № 4: 2, 14, 26	И; Й; У	Контр. работа № 4: 8, 20, 32
	Контр. работа № 5: 38, 50, 62, 74, 86		Контр. работа № 5: 44, 56, 64, 80, 92
	Контр. работа № 6: 98, 110, 122		Контр. работа № 6: 104, 116, 128
В; Ш; Щ	Контр. работа № 4: 3, 15, 27	К; Т	Контр. работа № 4: 9, 21, 33
	Контр. работа № 5: 39, 51, 63, 75, 87		Контр. работа № 5: 45, 57, 69, 81, 93
	Контр. работа № 6: 99, 111, 123		Контр. работа № 6: 105, 117, 129
Г; Ч	Контр. работа № 4: 4, 16, 28	Л; О; С	Контр. работа № 4: 10, 22, 34
	Контр. работа № 5: 40, 52, 64, 76, 88		Контр. работа № 5: 46, 58, 70, 82, 94
	Контр. работа № 6: 100, 112, 124		Контр. работа № 6: 106, 118, 130
Д; Ц	Контр. работа № 4: 5, 17, 29	М; Р	Контр. работа № 4: 11, 23, 35
	Контр. работа № 5: 41, 53, 65, 77, 89		Контр. работа № 5: 47, 59, 71, 83, 95
	Контр. работа № 6: 101, 113, 125		Контр. работа № 6: 107, 119, 131
Ж; З; Х	Контр. работа № 4: 6, 18, 30	Н; П	Контр. работа № 4: 12, 24, 36
	Контр. работа № 5: 42, 54, 66, 78, 90		Контр. работа № 5: 48, 60, 72, 84, 96
	Контр. работа № 6: 102, 114, 126		Контр. работа № 6: 108, 120, 132

Темы курсовых работ по общей и неорганической химии.

Начальная буква фамилии студента	Темы курсовых работ
А, Я, Е, Ё, Ф	Кинетика и механизмы химических реакций.
Б, Ю, И, Й, У	Координационные соединения марганца.
В, Ш, Щ, К, Т	Координационные соединения хрома.
Г, Ч, Л, О, С	Перенос заряда в химической реакции (протона, электрона). Нуклеофилы и электрофилы.
Д, Ц, Э, М, П	Реакции окислительного присоединения и элиминирования.
Ж, З, Х, Н, П	Современные представления о кислотно-основном взаимодействии веществ: Теории Льюиса, Усановича, Басоло – Пирсона.

Вопросы, выносящиеся на экзамены первого и второго семестров

1. Квантовые числа и порядок заполнения электронных оболочек многоэлектронных атомов: принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда. Расположение электронных облаков *s*-, *p*- и *d*-орбиталей в пространстве вокруг ядра.
2. Периодический закон Д.И.Менделеева. Полные и неполные электронные аналоги. Периодические свойства соединений: состав, строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
3. Ковалентная связь. Механизмы образования химической связи: обменный, донорно-акцепторный, дативный. Типы химических связей (σ -, π - и δ -связи). Молекулы с нечетным числом электронов.
4. Гибридизация атомных орбиталей. Валентность и степень окисления элемента. Валентные возможности элементов.
5. Теория отталкивания σ -связывающих и неподеленных электронных пар Гиллеспи. Геометрическое строение молекул и ионов.
6. Диамагнитные и парамагнитные молекулы. Связь магнитного момента с числом неспаренных электронов.
7. Метод молекулярных орбиталей. Качественное описание молекулярных орбиталей двухатомных молекул из элементов первого и второго периодов. Сопоставление возможностей метода молекулярных орбиталей и метода валентных связей.
8. Валентные и невалентные силы сцепления между атомами, молекулами в твёрдых и жидких веществах. Силы Ван-Дер-Ваальса (ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие). Водородная связь, её проявление в свойствах веществ.

9. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса и его применение для расчета тепловых эффектов химических реакций.
10. Изменение энтальпии как характеристика теплового эффекта химической реакции. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества.
11. Понятие об энтропии.
12. Свободная энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса как термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания реакции.
13. Стандартное изменение энергии Гиббса в реакции. Расчет констант равновесия. Влияние температуры на величину энергии Гиббса, константу равновесия и состояние равновесия.
14. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок и молекулярность химической реакции.
15. Зависимость константы скорости от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
16. Понятие о механизмах химических реакций.
17. Динамический характер химического равновесия. Смещение химического равновесия при внешних воздействиях. Принцип Ле Шателье – Брауна.
18. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов в процентах по массе и в единицах молярности.
19. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации электролита. Зависимость степени диссоциации электролита от его концентрации (закон разбавления Оствальда).
20. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Роль молекул растворителя в процессе распада электролита на ионы.
21. Константы диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Концентрационные и термодинамические константы диссоциации.
22. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. рН как единый параметр описания кислых, нейтральных и щелочных растворов. Реакции нейтрализации.
23. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда – Лоури. Кислотные свойства аквакомплексов (аквокислот).
24. Представления об электронной теории кислот и оснований Льюиса.

25. Ионные реакции в растворах. Константы равновесия ионных реакций и их расчет. Расчет равновесных концентраций в кислотно - основных системах.
26. Гидролиз солей и галогенид-ионов. Зависимость степени гидролиза и pH раствора от концентрации соли. Особые случаи гидролиза.
27. Буферные растворы. Соотношение pH буферного раствора и константы диссоциации слабого электролита. Ацетатный и аммиачный буферные растворы.
28. Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости. Расчет растворимости малорастворимой соли по величине произведения растворимости. Влияние на растворимость температуры, кислотности раствора, присутствия одноименных ионов, процессов комплексообразования. Перевод в раствор малорастворимых солей.
29. Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Наиболее употребляемые окислители и восстановители и их превращения в водных растворах при различных значениях pH.
30. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. Реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования). Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем и электронного баланса.
31. Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряды стандартных электродных потенциалов металлов (электрохимические ряды напряжения металлов) в кислой и щелочной средах и их применение для решения химических задач.
32. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста. Равновесие в окислительно-восстановительных процессах и константа равновесия.
33. Электролиз растворов и расплавов. Катодный и анодный процессы и общее уравнение реакции электролиза.
34. Определение комплексного соединения. Центральный атом (ион)-комплексообразователь, лиганды. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Координационное число. Координационная ёмкость (дентатность) лигандов. Основные типы комплексных соединений: кристаллогидраты, аквакомплексы, ацидокомплексы, гидроксокомплексы, аммиакаты.
35. Геометрическая конфигурация комплексного иона (молекулы) и гибридизация атомных орбиталей центрального атома (иона). Инертные и лабильные комплексные соединения.

36. Электролитическая диссоциация комплексных соединений — первичная и вторичная. Равновесия в растворах комплексных соединений: сольватационные, гидратационные и кислотно-основные.
37. Влияние образования комплексных соединений на протекание обменных и окислительно-восстановительных реакций.
38. Водород. Строение атома и молекулы. Положение водорода в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Химические свойства водорода. Методы получения водорода промышленные и лабораторные. Степени окисления.
39. Соединения водорода и их свойства. Гидриды, гидрид-ион как лиганд.
40. Кислород. Строение атома и молекулы кислорода. Химические свойства кислорода. Получение кислорода в промышленности и лаборатории. Оксиды основные, кислотные и амфотерные. Гидроксиды и гидроксокомплексы.
41. Вода. Строение молекулы воды. Ассоциация молекул воды. Вода как растворитель. Электролитическая диссоциация воды. Химические свойства воды. Аквокомплексы и кристаллогидраты.
42. Пероксид водорода, его получение и химические свойства. Пероксид водорода как окислитель и восстановитель.
43. Литий. Получение металлического лития, его химические свойства. Отношение к кислотам, воде и различным окислителям. Соединения с кислородом, азотом и водородом — получение и химические свойства.
44. Натрий, калий, рубидий, цезий. Получение металлов в свободном состоянии, их химические свойства. Отношение к кислотам, воде.
45. Соединения натрия, калия, рубидия и цезия с кислородом — оксиды, пероксиды, химические свойства.
46. Гидриды и гидроксиды натрия, калия, рубидия и цезия. Их получение и химические свойства. Важнейшие соли: галогениды, нитраты, карбонаты и гидрокарбонаты, химические свойства.
47. Медь, серебро, золото. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжений. Химические свойства металлов, отношение к кислотам и щелочам, различным окислителям.
48. Соединения меди (I) и меди (II), их химические свойства.
49. Соединения серебра(I) и (II) и их химические свойства. Малорастворимые соединения серебра(I). Комплексные соединения серебра(I). Взаимодействие галогенидов серебра(I) с растворами аммиака, карбоната аммония, тиосульфата натрия.
50. Соединения золота(I) и (III), их химические свойства. Комплексные кислоты золота(III). Цианидные комплексы золота(I).

51. Бериллий. Химические свойства бериллия, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид бериллия и их свойства. Акво- и гидроксо комплексы бериллия (II).
52. Магний. Отношение магния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид магния, их свойства. Растворение гидроксида магния в солях аммония.
53. Кальций, стронций, барий. Химические свойства металлов. Отношение к воде, кислотам, различным окислителям. Взаимодействие металлов с кислородом. Оксиды, пероксиды и гидроксиды, их свойства. Малорастворимые соли: сульфаты, фосфаты, карбонаты, перевод их в раствор.
54. Цинк, кадмий, ртуть. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжений. Химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям.
55. Акво-, гидроксо-, аммиачные комплексы цинка(II) и кадмия (II). Соединения ртути (I) и (II).
56. Бор. Химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Бораны (соединения бора с водородом). Борная и полиборные кислоты, их соли. Мета-, орто-, тетра- бораты.
57. Алюминий. Получение металлического алюминия. Его химические свойства. Аллюминотермия. Отношение алюминия к кислотам и щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид алюминия, аллюминаты и гидроксокомплексы. Галогениды алюминия как кислоты Льюиса.
58. Кремний и его химические свойства. Отношение кремния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид кремния (IV). Кремневые кислоты и силикаты. Гексафторокремневая кислота.
59. Германий, олово, свинец. Химические свойства. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжений. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды XO и XO_2 , гидроксиды, гидроксокомплексы.
60. α - и β - оловянные кислоты. Соединения олова(II) как восстановители и соединения свинца(IV) как окислители в кислой и щелочной средах.
61. Свинцовый сурик и его химические свойства.
62. Азот. Химическая инертность молекулярного азота и способы его связывания. Соединения азота с водородом. Аммиак, его химические свойства. Равновесия в водном растворе аммиака. Аммиак как лиганд. Строение иона аммония. Соли аммония, их поведение при нагревании.
63. Оксиды азота. Их получение. Оксид азота(I), строение и свойства. Оксид азота(II), строение, парамагнетизм молекулы, химические свойства. Нитрозил-ион как лиганд.

64. Оксид азота(III), термическая устойчивость, химические свойства. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.
65. Оксид азота(IV), строение, парамагнетизм молекулы. Взаимодействие оксида азота(IV) со щелочами и водой.
66. Оксид азота(V), строение и свойства. Азотная кислота, получение в промышленности. Химические свойства азотной кислоты и нитрат-иона. Свойства смесей азотной кислоты с соляной (царская водка). Окислительные свойства нитратов в расплавах.
67. Фосфор. Получение. Аллотропные модификации фосфора и их реакционная способность. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Фосфин, его производные, их химические свойства.
68. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, их соли. Получение, строение, основность, восстановительные свойства.
69. Оксид фосфора(V), получение, химические свойства, осушающее действие. Фосфорные кислоты: метафосфорная, дифосфорная, ортофосфорная, их получение, взаимные переходы. Фосфаты, гидролиз фосфатов.
70. Буферные растворы на основе фосфорной кислоты и её солей.
71. Галогениды и оксогалогениды фосфора, их получение, свойства, взаимодействие с водой.
72. Мышьяк, сурьма, висмут. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Соединения с активными металлами и водородом. Свойства водородных соединений, строение молекул. Термическая устойчивость. Оксиды, гидроксиды, галогениды мышьяка(III), сурьмы(III), висмута(III), их химические свойства.
73. Соединения мышьяка(V), сурьмы (V). Оксиды, гидроксиды, галогениды, их химические свойства. Висмутаты и их окислительные свойства.
74. Сера. Аллотропия. Химические свойства серы. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям.
75. Сероводород, его получение и химические свойства. Малорастворимые сульфиды, способы перевода в раствор. Окисление малорастворимых сульфидов азотной кислотой.
76. Оксид серы (IV), его получение в лаборатории, химические свойства. Сернистая кислота и её устойчивость. Сульфиты и гидросульфиты, их гидролиз. Восстановительные свойства оксида серы (IV), сернистой кислоты, сульфитов.
77. Оксид серы(VI). Получение, строение молекулы. Серная кислота. Химические свойства серной кислоты. Дегидратирующее действие

- серной кислоты. Дисерная кислота. Пероксосерные кислоты и их соли. Получение и свойства.
78. Селен, теллур. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Соединения с водородом.
 79. Оксиды селена и теллура XO_2 и XO_3 . Кислоты на их основе. Орто- и мета- формы теллуровой кислоты. Окислительно – восстановительная двойственность соединений селена(IV) и теллура(IV). Токсичность селена и его соединений.
 80. Хром. Нахождение в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям.
 81. Соединения хрома(II), их восстановительные свойства. Соединения хрома(III), оксид и гидроксид, хромиты и гидроксокомплексы. Окисление соединений хрома(III).
 82. Соединения хрома(VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, хроматы и дихроматы, их получение, химические свойства и взаимные переходы. Окислительные свойства соединений хрома(VI) в кислой и щелочной средах.
 83. Фтор. Его химические свойства. Материалы, устойчивые по отношению к фтору. Взаимодействие фтора с водой, растворами щелочей. Фториды кислорода. Фтороводород, фтороводородная (плавиковая) кислота, химические свойства. Роль водородных связей в свойствах фтороводородной кислоты. Гидрофториды. Соединения фтора с благородными газами как фторирующие реагенты.
 84. Хлор. Получение в промышленности и лаборатории, химические свойства. Хлороводород и хлороводородная (соляная) кислота. Получение и химические свойства. Хлорид – ион как лиганд.
 85. Взаимодействие хлора с водой, растворами щелочей, константы равновесия. Хлорная вода.
 86. Соединения хлора с кислородом. Оксид хлора(I), хлорноватистая кислота, гипохлориты, получение, свойства. Диспропорционирование гипохлоритов.
 87. Оксид хлора(IV). Диспропорционирование в водных и щелочных растворах. Хлористая кислота, хлориты.
 88. Хлорноватая кислота, хлораты, химические свойства. Хлорат калия (бертолетова соль) и его окислительные свойства. Диспропорционирование хлоратов.
 89. Оксиды хлора(VI) и(VII), их взаимодействие с водой. Хлорная кислота и перхлораты, их химические свойства.
 90. Бром, иод. Химические свойства. Растворимость брома и иода в воде и органических растворителях. Поведение брома и иода в воде и щелочных растворах, константы равновесия.

91. Бромоводород, бромоводородная кислота, бромиды.
92. Иодоводород, иодоводородная кислота, иодиды. Получение и химические свойства.
93. Бромноватая и иодноватая кислоты, бромная и иодная кислоты и их соли. Особенности гидратных форм иодной кислоты.
94. Оксид и гидроксид марганца(II), их свойства. Окисление соединений марганца(II) в различных средах.
95. Оксид марганца(IV) и его химические свойства, поведение в кислых и щелочных средах. Окислительно – восстановительная двойственность соединений марганца(IV).
96. Соединения марганца(VI), их окислительно – восстановительные свойства и диспропорционирование.
97. Соединения марганца(VII), оксид, марганцевая кислота, перманганаты, получение, химические свойства. Перманганат калия, его окислительные свойства в кислой и щелочной средах, применение. Пиролиз перманганата калия.
98. Железо, кобальт, никель. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Железо(II, III), кобальт(II, III), никель(II, III), их оксиды, гидроксиды.
99. Условие устойчивости соединений кобальта(II) и (III) в водных растворах. Окислительные свойства соединений железа(III), восстановительные свойства соединений железа(II).

Литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия., -М., Высшая школа, 1988, 1998.
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия, , -СПб, Химия, 1994, 2000.
3. Гольбрайх З.Е. Практикум по неорганической химии., -М., Высшая школа, 1986.
4. Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. -М.: Химия. 1987. 596 С.
5. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. -М.: Высшая школа. 1985. 442 С.
6. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. -М.: Химия. 1976. 567 С.
7. Басоло Ф., Пирсон Р. Механизмы неорганических реакций -М.: Мир. 1971

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Основные понятия и основные стехиометрические законы химии. Периодический закон и Периодическая система элементов. Классы неорганических соединений. Строение атома. Химическая связь и строение молекул.....	5
1.1 Методические рекомендации к работе над разделами	5
1.2 Примеры ответов на вопросы разделов	6
Контрольная работа №1	20
2. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции. Гидролиз солей. Способы выражения концентрации растворов	22
2.1 Методические рекомендации к работе над разделами	22
2.1.1 Равновесия в растворах слабых электролитов.....	22
2.1.2 Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели	24
2.1.3 Равновесия в растворах многоосновных кислот.....	25
2.1.4 Оценка рН растворов солей	26
2.1.5 Равновесия в водных растворах солей, образованных слабыми основаниями	28
2.2 Примеры ответов на вопросы разделов	29
Контрольная работа №2	40
3. Окислительно-восстановительные процессы.....	43
3.1 Методические рекомендации к работе над разделом	43
3.2 Электродные потенциалы	47
3.3 Постоянная Фарадея. Единицы измерения разности потенциалов	49
3.4 Стандартные электродные потенциалы.....	49
3.5 Уравнение Нернста и константа равновесия для ОВ реакции ...	51
3.6 Определение возможности протекания реакций	52
Контрольная работа №3	54

4. Свойства химических элементов и их соединений	58
4.1 Методические рекомендации к работе над разделом	58
4.2 Примеры ответа на вопросы раздела	58
4.3 Примеры решения типовых расчетных задач	60
Контрольная работа № 4	61
Контрольная работа № 5	63
Контрольная работа № 6	67
Приложение I. Растворимость наиболее распространенных кислот, оснований и солей в воде.....	70
Приложение II. Константы диссоциации кислот и оснований.....	71
Приложение III. Константы кислотной диссоциации аквакомплексов ионов металлов	74
Приложение IV. Основные окислители и восстановители	75
Приложение V. Величины стандартных потенциалов электродных реакций	78
Приложение VI:	
Варианты заданий контрольных работ I-го семестра	93
Варианты заданий контрольных работ II-го семестра	94
Темы курсовых работ по общей и неорганической химии.....	95
Вопросы, выносящиеся на экзамены первого и второго семестров ..	95
Литература	102

Общая и неорганическая химия: Метод. указания и контрольные задания для студентов 1-го курса факультета заочного обучения / Под общ. ред. д.х.н., проф. А.Н.Беляева

Составители:

Александр Николаевич Беляев,
Алексей Владимирович Еремин,
Андрей Игоревич Фишер

Редактор
Технический редактор

Сдано в набор Подписано к печати

Формат 60: 84 1/16

Печ. л.

Заказ

Тираж

экз.

Редакционно-издательский отдел СПбГИ (ТУ)
190013, Санкт-Петербург, Московский пр., 26