

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕНН АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
имени АКАДЕМИКА С. П. КОРОЛЕВА

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

САМАРА 2002

Составитель Н.А. Расщепкина

УДК 54(075)

Окислительно-восстановительные процессы: Методические указания к лабораторной работе /Самар. аэрокосм. ун-т; Сост. Н.А. Расщепкина Самара,2002. с.

Включают основные понятия темы "Окислительно-восстановительные процессы", примеры решения типовых задач и указания по проведению лабораторной работы студентов.

Предназначены для студентов 1 курса всех специальностей дневного отделения

Подготовлены на кафедре "Химия".

Печатаются по решению редакционно-издательского совета Самарского государственного аэрокосмического университета имени академика С.П. Королева

Рецензент: профессор, д. т. н. Проничев Н .Д.

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных реакций и измерение электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента.

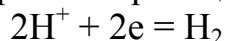
Окислительно-восстановительные процессы играют важную роль в природе и технике. В качестве примеров окислительно-восстановительных процессов, протекающих в природных биологических системах, можно привести реакцию фотосинтеза у растений и процессы дыхания у животных и человека. Процессы горения топлива, протекающие в топках котлов тепловых электростанций, в двигателях внутреннего сгорания и реактивных двигателях ракет, травление (окисление) металлов и сплавов, химическое нанесение металлов на поверхности металлических и неметаллических изделий, получение неорганических и органических веществ, процессы в химических лазерах и очистке сточных вод или газовых выбросов предприятий, являются примерами технически важных окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные реакции

1. Окисление - это отдача электронов веществом. В качестве примера можно привести окисление водорода: $H_2 - 2e = 2H^+$.

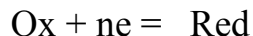
Вещества, отдающие свои электроны, называются восстановителями. В данной реакции восстановителем является водород. В результате реакции вещество из восстановленной формы (Red) превращается в окисленную форму (Ox).

2. Восстановление - это смещение электронов к веществу. В качестве примера можно привести реакцию восстановления иона H^+ по уравнению

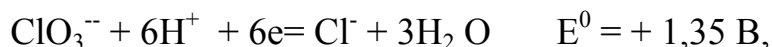


Вещество, принимающее электроны, называется окислителем. В данной реакции окислителем будет ион H^+ . В результате реакции вещество из окисленной формы (Ox) превращается в восстановленную (Red).

3. В общем виде равновесие окисленной (Ox) и восстановленной (Red) форм вещества (сопряженной пары) записывается уравнением



4.. Мерой окислительно-восстановительных способностей веществ являются стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (E^0) сопряженных пар. В качестве примера рассмотрим систему



в которой ионы ClO_3^- являются окисленной формой вещества, а

ионы Cl^- восстановленной формой вещества. Восстановление ионов ClO_3^- протекает с участием ионов H^+ , т.е. в кислой среде. Величина окислительно-восстановительного потенциала данной системы зависит от pH раствора. В стандартных условиях потенциал системы (E^0) равен +1,35 В, т.е. ион ClO_3^- в кислой среде является сильным окислителем.

5. Чем больше окислительно-восстановительный потенциал пары, тем сильнее в ней окислитель (Ox) и слабее восстановитель (Red). Чем меньше окислительно-восстановительный потенциал пары, тем сильнее в ней восстановитель (Red) и слабее окислитель(Ox).

6. Абсолютное значение окислительно-восстановительного потенциала какой-либо сопряженной пары определить невозможно. Для количественной характеристики его сравнивают с потенциалом стандартного водородного электрода $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$, который численно принимается равным нулю, когда водород находится под давлением 100кПа, а активность ионов водорода равна единице.

7. Раздельное протекание процессов окисления и восстановления происходит лишь в электрохимических системах. Например, при измерении стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сопряженных пар. В химических окислительно-восстановительных реакциях окисление и восстановление взаимосвязаны. Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух взаимосвязанных процессов (полуреакций) - окисления и восстановления. Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно общему числу электронов, принятых окислителем. Реакции, в которых окислители и восстановители представляют собой разные вещества, называют межмолекулярными. В реакциях диспропорционирования и внутримолекулярных окислителями и восстановителями могут быть ионы и атомы одного и того же вещества.

8. Окислительно-восстановительные реакции самопроизвольно протекают в сторону образования более слабых окислителей и восстановителей из более сильных.

9. Для определения электродвижущей силы (ΔE) окислительно-восстановительной реакции необходимо из потенциала пары, включающей окислитель этой реакции (E^0_{ox}), вычесть потенциал пары, включающий восстановитель этой реакции (E^0_{Red}):

$$\Delta E^0 = E^0_{ox} - E^0_{Red} \quad (1)$$

Единица измерения ЭДС (ΔE^0) – вольт – представляет собой ту движущую силу, которая необходима, чтобы заряд в 1 кулон приобрел энергию в 1 Дж.

10. Каждая полуреакция, как и реакция в целом, может быть охарактеризована изменениями энтальпии ΔH^0 , энтропии ΔS^0 и энергии Гиббса ΔG^0 , а также величиной работы, которую она может совершить. Максимальное значение работы реакции A_{mp} равно изменению энергии Гиббса и представляет собой произведение числа молей перенесенных электронов n , электродвижущей силы процесса ΔE^0 и числа Фарадея F (количества электричества в 1 моль электронов, выраженное в Кл и равное 96500). Следовательно, $-\Delta G^0 = A_{mp} = nE^0 F$ (2).

Если $\Delta E^0 > 0$, то данная окислительно-восстановительная реакция возможна. Так как $\Delta G^0 = -RT \ln K$, где T – абсолютная температура, то

$$RT \ln K = n \Delta E^0 F \quad (3)$$

Пользуясь уравнением (3) легко рассчитать константу равновесия K (полуреакции и всей реакции в целом) $\ln K = n \Delta E^0 F / RT$ (4)

11. Из всех возможных в данных условиях окислительно-восстановительных реакций в первую очередь, как правило, протекает та реакция, которая имеет наибольшую разность окислительно-восстановительных потенциалов ΔE^0 . Термодинамика только указывает направление процессов. Реальная скорость процессов зависит от их кинетических констант и условий проведения.

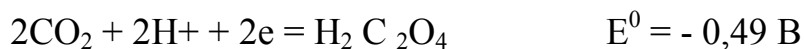
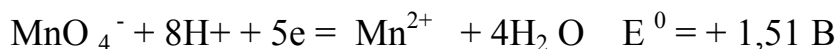
12. Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют ионно-электронный метод.

П р и м е р 1. Можно ли действием перманганата калия в кислой среде окислить щавелевую кислоту?

Решение. Реакция окисления-восстановления возможна в том случае, если разность потенциалов окислителя и восстановителя положительна (1), т.е.

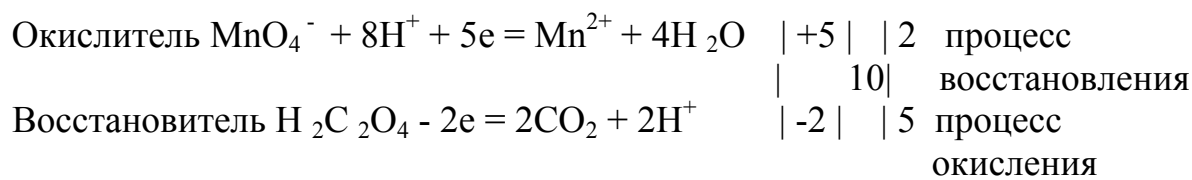
$$\Delta E^0 = E^0_{ox} - E^0_{Red} > 0$$

Выпишем из таблицы стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и соответствующие им полуреакции, в которых участвуют перманганат-ион и щавелевая кислота в кислой среде:

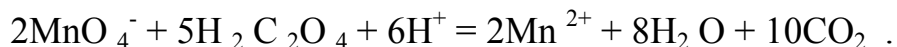
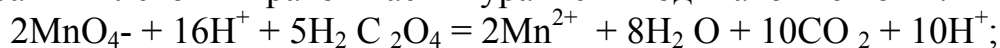


По условию задачи перманганат-ион - окислитель, а щавелевая кислота - восстановитель. Подставив значение E^0_{ox} и E^0_{red} в уравнение (1), найдем $\Delta E^0 = +1,51 - (-0,49) = 2,0 \text{ В}$; $\Delta E^0 > 0$, следовательно, в данном случае перманганат калия в кислой среде может окислить щавелевую кислоту.

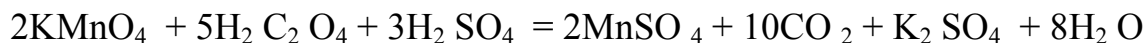
Записываем уравнения протекающих полуреакций и уравниваем количество отданных и принятых в них электронов.



Записываем окислительно-восстановительную реакцию в ионном виде, сократив в левой и правой частях уравнения одинаковые ионы:



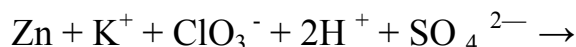
Уравнение реакции в молекулярном виде соответственно имеет вид



Проверку правильности составленного уравнения производим по балансу атомов кислорода в общем уравнении.

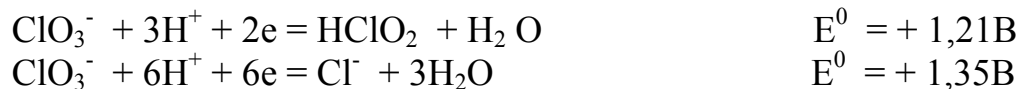
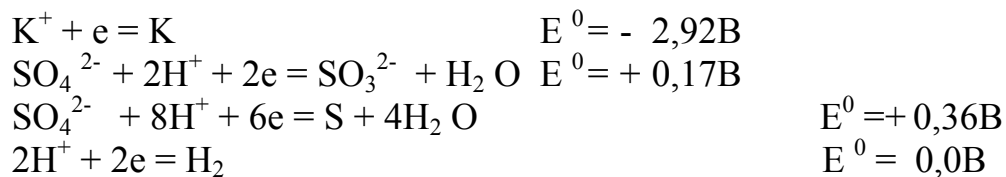
П р и м е р 2. Составить уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Решение. Запишем уравнение реакции в ионном виде.



Выпишем из таблицы стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и соответствующие им полуреакции, в которых участвуют Zn и ионы K^+ , ClO_3^- , H^+ , SO_4^{2-} учитывая, что реакция протекает в кислой среде.



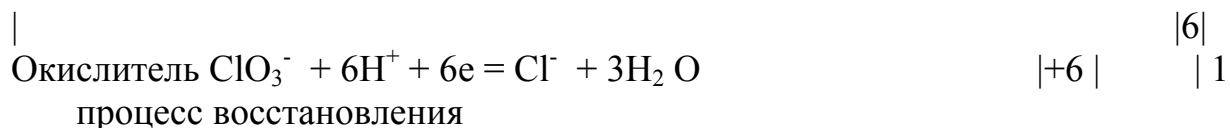


В реакции участвует восстановленная форма сопряженной пары Zn, которая выступает в качестве восстановителя.

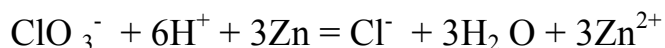
Ионы K^+ , ClO_3^- , SO_4^{2-} - находятся в окисленной форме и могут выступать в качестве окислителя. Ион ClO_3^- более сильный окислитель, чем ионы K^+ , SO_4^{2-} , так как ему соответствуют более положительные потенциалы. Окислителем является ион ClO_3^- , который в кислой среде превращается в ион хлора, т.к. этой полуреакции соответствует более положительный потенциал.

Подставив значения E_{ox} и E_{red} в уравнение (1), найдем $\Delta E^0 = +1,35 - (-0,76) = 2,01\text{ В}$, т.е. реакция возможна.

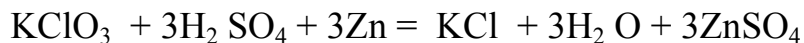
Записываем уравнения протекающих полуреакций и уравниваем количество принятых и отданных в них электронов.



Записываем окислительно-восстановительную реакцию в ионном виде:



Добавляем ион K^+ и три иона SO_4^{2-} в левую часть и такое же количество этих ионов в правую часть уравнения, а затем записываем уравнение реакции в молекулярном виде



Проверку правильности составляемого уравнения производим по балансу атомов кислорода в общем уравнении.

Гальванический элемент

Если процессы окисления и восстановления пространственно разделить, а электроны направить по металлическому проводнику, то такая электрохимическая система будет представлять собой гальванический элемент - устройство, в котором химическая энергия непосредственно превращается в электрическую. В этом случае окислительно-восстановительные реакции осуществляются на электродах. Каждый электрод гальванического элемента представляет собой металл, погруженный в раствор собственных ионов, и является сопряженной парой металл (Red)- ионы металла (Ox). Окислительно-восстановительный потенциал такой пары называется равновесным электродным потенциалом.

Равновесные электродные потенциалы не являются неизменными. Они зависят от концентрации (точнее активности) ионов металла, температуры, pH среды.

Зависимость значения равновесного электродного потенциала (E) от концентрации ионов металла и температуры описывается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + (RT/nF) \ln C_M \quad (5)$$

$$E = E^0 + (0,059/n) \lg C_M \quad (6)$$

где E^0 - стандартный электродный потенциал,

R - универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль*К)

T - абсолютная температура,

F - постоянная Фарадея, 96500 Кл

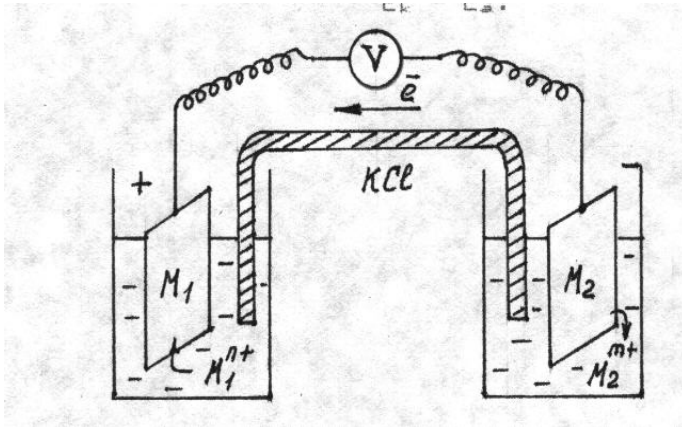
n - число электронов, отданных или принятых в элементарном процессе

C_M - молярная концентрация ионов металла

Необходимое условие работы гальванического элемента - разность потенциалов его электродов, она называется электродвижущей силой гальванического элемента - ЭДС.

ЭДС гальванического элемента (ΔE)- величина всегда положительная. Ее можно вычислить вычитая из величины более положительного потенциала величину менее положительного. Электрод с более положительным потенциалом называется катодом. На нем происходит процесс восстановления ионов металла из раствора. Электрод с более отрицательным потенциалом называется анодом. На нем происходит процесс окисления металла (растворение металла). Таким образом, ЭДС гальванического элемента (ΔE) равна разности

$$\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} \quad (7)$$

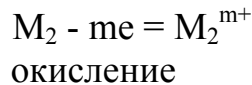
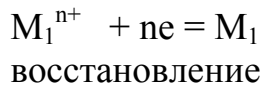


$C_{\text{M}} = 1 \text{ моль/л}$ $C_{\text{M}} = 1 \text{ моль/л}$ (стандартные условия)

$$E_1^0 > E_2^0$$

ОКИСЛИТЕЛЬ
" +" катод

ВОССТАНОВИТЕЛЬ
" - " анод



$$\Delta E^0 = E_1^0 - E_2^0 \quad (8)$$

Во внешней цепи электроны переходят от анода к катоду. В растворе анионы движутся к аноду, а катионы - к катоду. Максимальная электрическая работа гальванического элемента при превращении одного моля вещества равна максимальной работе окислительно-восстановительной реакции. Тогда в соответствии с уравнением (2) получаем для стандартных условий

$$\Delta E^0 = -(\Delta G^0 / n F) \quad (9)$$

Уравнение (9) показывает связь химической и электрической энергии.

УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

Опыт 1. Взаимодействие цинка с разбавленными кислотами.

В три пробирки опустите по грануле цинка и прилейте 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о том, какая кислота сильнее действует на цинк. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 2. Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.

В три пробирки опустите по грануле алюминия и прилейте 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о том, какая кислота сильнее действует на алюминий. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 3. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

В три пробирки опустите по грануле алюминия, магния, цинка и прилейте 2 мл раствора азотной кислоты. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов расположите.

восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Сделайте заключение о том, какие металлы взаимодействуют с азотной кислотой. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 4. Взаимодействие серной кислоты с металлами

В три пробирки с 2 мл раствора серной кислоты опустите гранулу алюминия и стержни из железа и меди. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Сделайте заключение о том, какие металлы взаимодействуют с серной кислотой. Какова особенность этих реакций? Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 5. Взаимодействие соляной кислоты с металлами

В три пробирки с 2 мл раствора соляной кислоты опустите гранулу цинка и стержни из железа и меди. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Сделайте заключение о том, какие металлы взаимодействуют с соляной кислотой. Какова особенность этих реакций? Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 6. Взаимодействие меди с разбавленными кислотами

Опустите медный стержень по очереди в три пробирки и с 2 мл раствора соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции

выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о способности меди растворяться в кислотах. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 7. Взаимодействие магния с разбавленными кислотами.

В три пробирки опустите по грануле магния и прилейте 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о способности магния растворяться в кислотах. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 8. Взаимодействие олова с разбавленными кислотами.

В три пробирки опустите по грануле олова и прилейте 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о способности олова растворяться в кислотах. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 9. Взаимодействие железа с разбавленными кислотами

Опустите железный стержень по очереди в три пробирки и с 2 мл раствора соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции

сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о способности железа растворяться в кислотах. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 10. Влияние реакции среды на окислительно-восстановительные свойства веществ

Налейте в 3 пробирки по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте такой же объем раствора серной кислоты, во вторую - воды, а в третью - раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую пробирку 2 мл раствора тиосульфата натрия. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните наблюдаемые явления, учитывая, что ионы MnO_4^{2-} окрашивают растворы в зеленый цвет, соединения Mn^{2+} -бесцветны. Оксид марганца (IV) не растворяется в воде. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Установите характер зависимости окислительно-восстановительных свойств перманганата калия и тиосульфата натрия от реакции среды. Наблюдайте изменения, происходящие с содержимым третьей пробирки в течение 10-15 минут. Почему происходит помутнение раствора? На основании окислительно-восстановительных потенциалов составьте уравнение реакции диспропорционирования манганата калия. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакций. Обратимы ли эти реакции? Дайте обоснованный ответ. Что произойдет, если изменить порядок смешения веществ? Например, к раствору перманганата калия добавить сначала раствор тиосульфата натрия, а затем подкислить раствором серной кислоты или добавить раствор гидроксида натрия. Составьте уравнения предполагаемых реакций. Проверьте свои предположения практически.

Опыт 11. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Налейте в 4 пробирки по 2 мл раствора бихромата калия и такой же объем раствора серной кислоты. В первую пробирку добавьте 2 мл раствора сульфата железа (II), во вторую - раствора сульфита натрия, в третью - раствора нитрита натрия, в четвертую - раствора хлорида олова (II). Наблюдайте и объясните изменения окраски растворов. Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. Расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Обоснуйте предложенный вами порядок. Что произойдет, если изменить порядок смешения веществ? Например, к раствору бихромата калия добавить сначала раствор сульфита натрия, а затем подкислить серной кислотой. Проверьте свои предположения практически.

Опыт 12. Окислительные свойства соединений марганца (VII)

Налейте в 3 пробирки по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте такой же объем раствора серной кислоты, во вторую - воды, а в третью - раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую пробирку 2 мл раствора сульфита натрия. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните наблюдаемые явления, учитывая, что ионы MnO_4^{2-} окрашивают растворы в зеленый цвет, соединения Mn^{2+} - бесцветны. Оксид марганца (IV) не растворяется в воде. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Установите характер зависимости окислительной способности соединений марганца (VII) от реакции среды. Наблюдайте изменения, происходящие с содержимым третьей пробирки в течение 10-15 минут. Почему происходит помутнение раствора? На основании окислительно-восстановительных потенциалов составьте уравнение реакции диспропорционирования перманганата калия. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакций. Обратимы ли эти реакции? Дайте обоснованный ответ. Что произойдет, если изменить порядок смешения веществ? Например, к раствору перманганата калия добавить сначала раствор сульфита натрия, а затем подкислить раствором серной кислоты или добавить раствор гидроксида натрия. Составьте уравнение предполагаемых реакций. Проверьте свои предположения практически.

Опыт 13 . Окислительные свойства азотной кислоты

Приготовьте 2 мл раствора карбоната натрия и добавьте в него такой же объем раствора азотной кислоты. Наблюдайте за течением реакций. К раствору сульфита натрия (2 мл) прилейте раствор азотной кислоты.

Отметьте и объясните происходящие явления. Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Почему газ выделяется только в первом случае? Как доказать, проходит или не проходит та реакция, которую обнаружить по изменению цвета раствора или выделению газа не удастся? Докажите, что сульфит натрия реагирует с азотной кислотой. Сравните свойства карбоната и сульфита натрия. Сформулируйте общий вывод из опыта.

Опыт 14. Окислительно-восстановительные свойства перекиси (пероксида) водорода

1) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора сульфата хрома (III) и добавьте избыток раствора гидроксида натрия до полного растворения выпавшего осадка. К полученному раствору прилейте 30% раствор перекиси водорода до изменения цвета раствора. Отметьте и объясните свои наблюдения, учитывая, что ионы CrO_4^{2-} окрашивают растворы в желтый цвет. Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. . Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} окислительно-восстановительной реакции.

2) Налейте в пробирку 1-2 мл подкисленного раствора сульфата железа (II) и добавьте такой же объем 3% раствора перекиси водорода. Отметьте происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции. Докажите, что образовались указанные вами продукты.

3) К 1-2 мл раствора перманганата калия добавьте такой же объем раствора серной кислоты, а затем прилейте 1-2 мл 3% раствора перекиси водорода. Отметьте и объясните происходящие изменения, учитывая, что соединения Mn^{2+} - бесцветны. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции.

4) К 1-2 мл раствора бихромата калия добавьте такой же объем раствора серной кислоты, а затем прилейте 1-2 мл 3% раствора перекиси водорода. Отметьте и объясните происходящие изменения, учитывая, что соединения Cr^{3+} окрашивают растворы в зеленый цвет. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции.

Сформулируйте вывод об окислительно-восстановительных свойствах перекиси водорода. Какие еще сведения можно получить из результатов 1, 2, 3, 4 частей опыта 14.

Опыт 15 . Окислительно-восстановительные свойства соединений иода

1) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора иодида калия и внесите такой же объем раствора серной кислоты, а затем добавьте такой же объем 3% раствора перекиси водорода. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции .

2) Налейте в пробирку 2 мл раствора иодида калия и прилейте по каплям хлорную воду. Почему исчезает появляющаяся в начале окраска иода? Рассчитайте ΔE^0 , ΔG^0_{298} и K_{298} реакций между Cl_2 и I^- и между I_2 и Cl_2 . Какая реакция термодинамически более вероятна? Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

3) Налейте в пробирку 2 мл раствора иодида калия и внесите 0,5 мл раствора гидроксида натрия, а затем - по каплям хлорную воду. Отметьте и объясните свои наблюдения. Рассчитайте ΔE^0 , ΔG^0_{298} и K_{298} реакций между Cl_2 и I^- и между I_2 и Cl_2 . Какая реакция термодинамически более вероятна? Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Сравните результаты полученные в 2, 3 частях опыта и сформулируйте вывод.

4) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора иодида калия и внесите 0,5-1 мл раствора серной кислоты, а затем добавьте такой же объем раствора бихромата калия. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции . Как можно ускорить реакцию?

5) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора иодной воды и внесите такой же объем раствора гидроксида натрия. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции. Сравните результаты полученные в 2, 3 и 5 частях опыта 15 и сформулируйте вывод.

Сформулируйте общий вывод на основании 1, 2, 3, 4 и 5 частей опыта 15.

Опыт 16 . Окислительно-восстановительные свойства соединений брома

1) Налейте в пробирку 2 мл раствора бромиды калия и прилейте по каплям хлорную воду. Рассчитайте ΔE^0 , ΔG^0_{298} и K_{298} реакций между Cl_2 и Br^- и между Br_2 и Cl_2 . Какая реакция термодинамически более вероятна? Скорость

какой реакции выше? Составьте уравнения протекающих реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

2) Налейте в пробирку 2 мл раствора бромида калия и внесите 0,5 мл раствора гидроксида натрия, а затем - по каплям хлорную воду. Отметьте и объясните свои наблюдения. Рассчитайте ΔE^0 , ΔG^0_{298} и K_{298} реакций между Cl_2 и Br^- и между Br_2 и Cl_2 . Какая реакция термодинамически более вероятна? Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Сравните результаты полученные в 1, 2 частях опыта и сформулируйте вывод.

3) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора бромида калия и внесите 0,5-1 мл раствора серной кислоты, а затем добавьте такой же объем раствора бихромата калия. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции. Как можно ускорить реакцию?

4) Налейте в пробирку 2 мл раствора бромной воды и внесите такой же объем раствора гидроксида натрия. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG^0_{298} и K_{298} реакции. Сравните результаты полученные в опытах 2 и 4 и сформулируйте вывод.

Сформулируйте общий вывод на основании 1, 2, 3 и 4 частей опыта 16.

Опыт 17. Выбор восстановителя

Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, выберите три восстановителя для перехода перманганат-иона в оксид марганца (IV). Установите среду реакции. Сделанный вывод проверьте практически, обращая внимание на изменение окраски раствора и образование осадка оксида марганца (IV). Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Обоснуйте предложенный вами порядок.

Опыт 18. Выбор окислителя.

Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, выберите окислители для перехода : а) иона I^- в I_2 ; б) иона

Cl⁻ в Cl₂ ; в) иона Br⁻ в Br₂ . Рассчитайте ΔG^0_{298} , K_{298} реакции. Установите среду реакций. Сделанный вывод проверьте практически. Наблюдайте за течением реакций и объясните свои наблюдения. Скорость какой реакции выше? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расположите галогенид-ионы в порядке возрастания их восстановительной способности. Обоснуйте предложенный вами порядок. Как доказать, проходит или не проходит та реакция, которую обнаружить по изменению цвета раствора не удастся?

Что произойдет, если вместо растворов галогенидов натрия (калия) взять сухие соли? Составьте уравнения возможных реакций, на основе проведенного вами термодинамического анализа. Проверьте свои гипотезы экспериментально. Проводите свои опыты в вытяжном шкафу.

Сформулируйте общий вывод из опыта 18.

Опыт 19. Восстановительные свойства нитрит-ионов

Налейте в три пробирки по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте такой же объем разбавленной серной кислоты, а во вторую – воды, а в третью – раствора гидроксида натрия. Внесите в каждую пробирку 2 мл раствора нитрита натрия. Отметьте и объясните происходящие явления. Скорость какой реакции выше? Ионы MnO₄²⁻ окрашивают растворы в зеленый цвет, а растворы соединений Mn²⁺ - бесцветны. Оксид марганца (IV) имеет черно-бурый цвет и нерастворим в воде. Рассчитайте ΔG^0_{298} , K_{298} реакций. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Установите характер зависимости восстановительных свойств нитрит-ионов от реакции среды. Какие еще выводы можно сделать на основании полученных данных. Что произойдет, если изменить порядок смешения веществ? Например, к раствору перманганата калия добавить сначала раствор нитрита натрия, а затем подкислить раствором серной кислоты. Составьте уравнения предполагаемых реакций. Проверьте свои предположения практически.

Опыт 20. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа

1) В пробирку, содержащую 2-3 мл подкисленного серной кислотой раствора сульфата железа (II) , прилейте 1-2 мл раствора перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций на основании

стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции.

2) В три пробирки внесите по 5 мл 0,5 М раствора тиоцианата(роданида) калия KCNS и по 0,5 мл 0,5 М раствора хлорида железа (III). Что наблюдается. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной. Во вторую - добавьте 5 мл 1М раствора тиосульфата натрия, в третью – 0,5 мл 1М раствора сульфата меди и 5 мл 1 М раствора тиосульфата натрия. Каково время обесцвечивания растворов? Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции. Какова роль ионов меди?

3) Нанесите 1-2 капли концентрированного раствора хлорида железа (III) на медный стержень. Наблюдайте за течением реакции 5-10 минут. Промойте стержень проточной водой. Изменилась ли поверхность стержня? Объясните свои наблюдения. Рассчитайте G_{298} реакции двумя способами. В одном из способов считайте исходные вещества и продукты реакции кристаллическими веществами. Укажите пути ускорения данной реакции. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Можете ли вы предложить другой окислитель для травления меди. Докажите, что окисление меди этим окислителем возможно. Укажите достоинства предложенного способа. Проведите эксперимент.

Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений железа на основе 1, 2, 3 частей опыта 20.

Опыт 21. Окислительно-восстановительные свойства тиосульфата натрия

1) К раствору тиосульфата натрия (1-2 мл) добавьте такой же объем раствора соляной кислоты, а затем - щепотку хлорида аммония в виде сухой соли. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции.

2) К раствору тиосульфата натрия (1-2 мл) добавьте такой же объем раствора перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции. Докажите, что образовались указанные вами в уравнении продукты.

3) К 1 мл раствора тиосульфата натрия прилейте по каплям разбавленной соляной кислоты до образования осадка. Прделайте ту же операцию, но к кислоте по каплям приливайте раствор тиосульфата натрия. В каком случае

наблюдается более быстрое образование осадка? Почему? Какова роль ионов водорода? Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции.

4) В три пробирки налейте по отдельности по 2 мл хлорной, бромной и иодной воды и прилейте в каждую столько же 0.5 М раствора тиосульфата натрия. Предскажите возможные продукты реакций, напишите соответствующие уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакций. Проверьте свои предположения практически. Скорость какой реакции выше? Докажите, что образовались указанные вами в уравнениях продукты.

Сформулируйте вывод об окислительно-восстановительных свойствах тиосульфата натрия. Какие еще сведения можно получить из результатов 1, 2, 3 и 4 частей опыта 21?

Опыт 22. Окислительные свойства оксида свинца (iv).

1) Налейте в пробирку 0,5 мл раствора сульфата марганца (II), добавьте щепотку оксида свинца (IV) и прилейте 2-3 мл 30% раствора азотной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения и дайте раствору отстояться. В какой цвет окрашен раствор? Какие ионы окрашивают раствор в такой цвет? Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции. Какова роль нагревания? Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

2) В пробирку, содержащую 2-3 мл подкисленного серной кислотой раствора сульфата железа (II), внесите щепотку оксида свинца (IV), осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения и дайте раствору отстояться. Затем добавьте 1-2 мл раствора тиоцианата (роданита) калия KSCN. В какой цвет окрашен раствор? Отметьте наблюдаемые явления. Во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора тиоцианата (роданита) калия KSCN и 0,5 мл раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? Сравните окраску растворов в двух пробирках. Объясните наблюдаемые в данном опыте явления. Составьте уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} окислительно-восстановительной реакции. Какова роль ионов водорода? Какова роль нагревания?

Сформулируйте общий вывод из опыта 22.

Опыт 23. Получение оксида марганца (IV)

Оксид марганца (IV) имеет черно-бурый цвет и нерастворим в воде. Налейте в пробирку 1-2 мл раствора сульфата марганца (II) и добавьте такой же объем раствора перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции. Докажите, что образовались указанные вами в уравнении продукты. Можете ли вы предложить другой способ получения оксида марганца (IV)? Обоснуйте предложенный вами способ и укажите его достоинства.

Опыт 24. Выбор окислителя

Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, выберите три вещества для окисления мочевины ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$). Установите среду реакции. Рассчитайте ΔG_{298} реакции. Составьте уравнения реакций используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Сделанные выводы проверьте практически, приготовив 6 мл раствора мочевины. Наблюдайте за течением реакций, обращая внимание на изменение окраски раствора и образование осадков. Скорость какой реакции выше? Как можно повлиять на скорость реакций? Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Обоснуйте предложенный вами порядок. Предложите практическое использование этих реакций. Укажите достоинства каждого окислителя.

Опыт 25. Окислительно-восстановительные свойства сульфита натрия

1) Предскажите продукты взаимодействия сульфита натрия и сульфида натрия на основе термодинамического анализа. Составьте уравнения реакций на основе стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Проверьте свои предсказания экспериментально. Каким способом можно ускорить процесс?

2) Предскажите продукты взаимодействия сульфита натрия и перекиси водорода. Учтите, что оба вещества могут вести себя как окислители и восстановители. Составьте схемы возможных сочетаний реакций для предполагаемых продуктов, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакций. Проверьте свои предсказания экспериментально. К 2-3 мл раствора сульфита натрия прилейте столько же 3% раствора перекиси водорода. Как можно обнаружить образование

продуктов реакции? Тот же опыт проведите с подкисленным раствором сульфата натрия. Сформулируйте вывод из 2 части опыта.

3) Растворы сульфата натрия на воздухе медленно окисляются. Составьте уравнения реакций на основе стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакции. Как можно обнаружить предполагаемые продукты реакции? Проверьте свои предсказания экспериментально. Каким способом можно ускорить процесс?

Сформулируйте общий вывод из опыта 25.

Опыт 26. Нанесение никеля на стальное изделие

Стальной образец погрузите в раствор соляной кислоты на 2-3 минуты, а затем промойте его проточной водой. В пробирку с раствором хлорида или сульфата никеля (2-3 мл) добавьте такой же объем гидроксида аммония, а затем – раствор гипофосфита натрия (NaH_2PO_2) . Осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения и погрузите в раствор образец. Отметьте и объясните наблюдаемые явления. Рассчитайте ΔG_{298} , K_{298} реакций. Составьте уравнения реакций на основе стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Какова роль нагревания? Каким способом можно ускорить процесс?

Предложите другой восстановитель для получения никеля. Докажите, что восстановление никеля при стандартных состояниях веществ и 298K этим восстановителем возможно. Укажите достоинства предложенного способа.

Опыт 27. Взаимодействие металлов со щелочами

В три пробирки с 2 мл раствора гидроксида натрия опустите по грануле цинка, алюминия и стержень из меди. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов расположите восстановители в порядке возрастания их восстановительной способности. Сделайте заключение о том, какие металлы взаимодействуют со щелочами. Какова особенность этих реакций? Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование этих реакций.

Опыт 28. Взаимодействие металлов с водой

В две пробирки опустите по грануле алюминия и магния, а затем добавьте 3 мл воды. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Внесите по 1-2 капли фенолфталеина в каждую пробирку. Скорость какой реакции выше? Отметьте и объясните влияние условий проведения реакций на их скорость. Составьте уравнения протекающих реакций и объясните свои наблюдения. Рассчитайте потенциал водорода в воде по уравнению Нернста, ΔG^0_{298} реакций. Сделайте заключение о способности металлов взаимодействовать с водой. Какие металлы не взаимодействуют с водой?

Опыт 29. Изучение кинетики взаимодействия пероксида водорода и иодида калия

В четыре пробирки налейте по 5 мл 0,1М раствора иодида калия, по 0,5 мл 1% раствора крахмала и по 3 мл 0,05 М раствора тиосульфата натрия. В четыре стаканчика налейте по 5 мл 0,2 М раствора пероксида водорода и по 5 мл 0,1 М раствора серной кислоты. В первые два стакана по отдельности приливают по 1 мл 1М растворов сульфата меди и сульфата железа. В третий стакан приливают по 0,5 мл 1 М растворов сульфата меди и сульфата железа. Четвертый раствор служит для сравнения. Прилейте к полученным растворам содержимое пробирок. Отметьте по секундомеру время посинения растворов. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакции. Какова роль солей меди и железа? Какова роль тиосульфата натрия? Дайте обоснованный ответ.

Опыт 30. Измерение ЭДС гальванического элемента

Составьте гальванический элемент. Для этого в два фарфоровых стакана на треть налейте растворы солей металлов, указанных в задании. В каждый стакан опустите соответствующий раствору электрод, который предварительно зачистите наждачной бумагой и промойте дистиллированной водой. Растворы соедините электролитическим ключом. Электроды соедините через регистрирующий прибор и измерьте ЭДС составленного элемента. Составьте электрохимическую схему

гальванического элемента. Вычислите равновесные потенциалы используемых электродов. Определите катод, анод и направление тока в элементе.

Напишите анодный и катодный процессы, уравнение химической реакции, за счет которой в цепи возникает электрический ток. Вычислите ЭДС элемента. Объясните разницу между вычисленной и измеренной величинами ЭДС. По измеренной и вычисленной величинам ЭДС вычислите изменение энергии Гиббса и константу равновесия протекающей реакции. Оцените максимальную полезную работу, которую может совершить гальванический элемент.

На основании данных, полученных студентами вашей группы на занятии, сформулируйте общий вывод.

Задание 1

Соберите и испытайте медно-цинковый гальванический элемент, в котором используются растворы солей меди и цинка следующих концентраций.

Концентрация ионов меди, моль/л	Концентрация ионов цинка, моль/л
1	1
0,1	1
0,05	1
0,01	1
1	0,05
1	0,01
0,1	0,1
0,1	0,01
0,01	0,1
0,01	0,01
0,1	0,05
0,05	0,1
0,05	0,01

Задание 2

Соберите и испытайте медно-железный гальванический элемент, в котором используются растворы солей меди и железа следующих концентраций.

Концентрация ионов меди, моль/л	Концентрация ионов железа, моль/л
1	
0,1	1
0,05	1
0,01	1

1	0,05
1	0,01
0,1	0,1
0,1	0,01
0,01	0,1
0,01	0,01
0,1	0,05
0,05	0,1
0,05	0,01

Задание 3

Соберите и испытайте железо-цинковый гальванический элемент, в котором используются растворы солей железа и цинка следующих концентраций.

Концентрация ионов железа, моль/л	Концентрация ионов цинка, моль/л
1	1
0,1	1
0,05	1
0,01	1
1	0,05
1	0,01
0,1	0,1
0,1	0,01
0,01	0,1
0,01	0,01
0,1	0,05
0,05	0,1
0,05	0,01

Задание 4

Соберите и испытайте медно-цинковый гальванический элемент, в котором используется раствор неизвестной концентрации. Вычислите концентрацию раствора, используя измеренное значение ЭДС.

Концентрация ионов меди, моль/л	Концентрация ионов цинка моль/л
?	1
0,1	?
?	1
0,01	?

0,05	?
?	0,01
?	0,1
0,1	?
?	0,1
?	0,01
0,1	?
0,05	?
?	0,01

Растворы заданной концентрации приготовьте разбавлением одномолярных растворов соответствующих солей, используя мерную посуду (колбу на 50 мл и бюретку).

Студентам следует знать:

1. Определения научных терминов: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительная реакция, электродный потенциал, равновесный электродный потенциал, стандартный электродный потенциал, стандартный окислительно-восстановительный потенциал, электродвижущая сила (ЭДС).
2. Направление окислительно-восстановительных реакций.
3. Гальванический элемент, его устройство и принцип действия.
4. Уравнение Нернста.
5. Роль окислительно-восстановительных реакций.

Студентам следует уметь:

1. Рассчитывать ЭДС, равновесный электродный потенциал по уравнению Нернста, энергию Гиббса и константу равновесия реакции.
2. Определять возможность и невозможность протекания окислительно-восстановительной реакции, влиять на ее скорость.
3. Выдвигать гипотезы о механизме окислительно-восстановительной реакции, опираясь на стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Экспериментально проверять свои гипотезы.
4. Составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций и определять оптимальные условия их протекания.
5. Составлять и испытывать гальванический элемент.

6. Составлять уравнения электродных процессов и вычислять ЭДС гальванического элемента.

Задания для самоконтроля

1. В технологии авиастроения для защиты алюминия и его сплавов от коррозии на поверхности деталей получают пленку фосфатов алюминия и хрома, нерастворимую даже в минеральных кислотах. Обоснуйте возможность процесса и закончите составление реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Al} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
2. Можно ли подкисленный раствор хлорида олова хранить в открытом сосуде? В каких условиях можно хранить этот раствор? Дайте обоснованный ответ.
3. Какой раствор предпочтительнее использовать для получения серы, раствор сероводородной кислоты или раствор сульфида натрия? Какие данные нужны для ответа? Составьте и обоснуйте реакции получения серы.
4. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, состоящего из железного и золотого электродов. Напишите электродные процессы. Вычислите концентрации ионов золота и железа при равновесии.

Таблица

СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ
ПОТЕНЦИАЛЫ

Элемент	Реакция	E^0 , В
Al	$Al^{3+} + 3e = Al$	-1,66
	$AlO_2^- + 2H_2O + 3e = Al + 4OH^-$	-2,35
C	$CO_2 + N_2 + 6H^+ + 6e = CO(NH_2)_2 + H_2O$	+0,10
Cl	$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	+1,36
	$ClO_3^- + 6H^+ + 5e = Cl^- + 3H_2O$	+1,35
Cr	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = (Cr(OH)_6)^{3-} + 2OH^-$	-0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,36
Cu	$Cu^{2+} + 2e = Cu$	+0,34
	$Cu(OH)_2 + 2e = Cu + 2OH^-$	-0,22
	$Cu^{2+} + e = Cu^+$	+0,15
Fe	$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	+0,77
	$Fe^{2+} + 2e = Fe$	-0,44
	$Fe(OH)_2 + 2e = Fe + 2OH^-$	-0,88
H	$2H^+ + 2e = H_2$	0
	$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$	-0,83
	$H_2O_2 + 2e = 2OH^-$	+0,88
Mg	$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2,36
Mn	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 \downarrow + 2OH^-$	+1,23
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
	$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	+0,56
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e = MnO_2 \downarrow + 4OH^-$	+0,60
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
N	$NO_3^- + 2H^+ + 2e = NO_2^- + H_2O$	+0,94
	$NO_3^- + H_2O + 2e = NO_2^- + 2OH^-$	+0,01
	$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 \uparrow + H_2O$	+0,80
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO \uparrow + 2H_2O$	+0,96

	$N_2 \uparrow + 8H^+ + 6e = NH_4^+$	+0,26
	$N_2 \uparrow + 4H_2O + 2e = N_2H_4 + 4OH^-$	-1,16
Na	$Na^+ + e = Na$	-2,71
K	$K^+ + e = K$	-2,93
S	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e = S \downarrow + 4H_2O$	+0,36
	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e = SO_3^{2-} + H_2O$	+0,20
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$S_2O_8^{2-} + 2e = 2SO_4^{2-}$	+2,05
	$2SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e = S_2O_3^{2-} + 5H_2O$	+0,29
	$S_4O_6^{2-} + 2e = 2S_2O_3^{2-}$	+0,09
	$S_2O_3^{2-} + 6H^+ + 4e = 2S \downarrow + 3H_2O$	+0,50
	$SO_3^{2-} + 6H^+ + 4e = S_2O_3^{2-} + 3H_2O$	+0,40
Sn	$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	+0,15
	$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0,14
O	$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$	-0,68
	$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$	+1,23
	$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$	+0,40
I	$IO_3^- + 6H_2O + 10e = I_2 + 12OH^-$	+0,21
	$IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O$	+1,00
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10e = I_2 + 6H_2O$	+1,19
	$IO_3^- + 3H_2O + 6e = I^- + 6OH^-$	+0,26
	$I_2 + 2e = 2I^-$	+0,54
Br	$Br_2 + 2e = 2Br^-$	+1,09
	$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e = Br_2 + 6H_2O$	+1,52
	$2BrO_3^- + 6H_2O + 10e = Br_2 + 12OH^-$	+0,50
	$BrO_3^- + 6H^+ + 6e = Br^- + 3H_2O$	+1,45
	$BrO_3^- + 3H_2O + 6e = Br^- + 6OH^-$	+0,61
P	$HPO_3^{2-} + 2H_2O + 2e = H_2PO_2^- + 3OH^-$	-1,57
Pb	$PbO_2 \downarrow + 4H^+ + 2e = Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,68
Ni	$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,23
Zn	$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,76
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,25

