

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЁВА
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»**

**ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ
И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

САМАРА 2011

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЁВА
(НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ)»

ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума по общей химии*

САМАРА
Издательство СГАУ
2011

УДК СГАУ: 5(075)+54(075)

ББК 24

Составитель Н.А. Р а с щ е п к и н а

Рецензент д-р техн. наук, проф. Г.В. С м и р н о в

Термодинамика химических и электрохимических реакций: практикум по общей химии / сост. *Н.А. Расщепкина*. – Самара: Изд-во Самар. гос. аэрокосм. ун-та, 2011. – 48 с.: ил.

Практикум включает теоретические основы эксперимента, в которых рассматриваются отличия электрохимических реакций от химических и дается ответ на вопрос: почему энергетический эффект химического превращения в первом случае проявляется в форме электрической энергии, а во втором – в форме теплоты.

Содержит указания по проведению лабораторных работ и задания для самостоятельной работы.

Предназначен для студентов 1-го курса всех специальностей очного и очно-заочного обучения. Подготовлен на кафедре «Химия».

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	4
1. Теоретические основы эксперимента	6
2. Указания по проведению лабораторных работ	18
Работа 1. Термодинамика гальванического элемента	18
Работа 2. Окислительно-восстановительные реакции	21
3. Результаты обучения	30
4. Задания для самостоятельной работы	31
5. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы	42
Библиографический список	45

ПРЕДИСЛОВИЕ

Общая химия изучает наиболее общие законы и концепции химии, включая термодинамику и кинетику химических реакций, окислительно-восстановительные и электрохимические процессы, теорию химической связи и др.

Практикум содержит лабораторные работы по разделу общей химии: окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.

Химические реакции сопровождаются обычно поглощением или выделением теплоты – тепловым эффектом реакции, а не электрической энергии. Реакции, протекающие за счет подведения извне электрической энергии или же наоборот служащие источником ее получения, называются электрохимическими. Следовательно, электрохимические реакции с термодинамической точки зрения не идентичны химическим.

В настоящее время возросло практическое значение электрохимических реакций из-за необходимости создания химических источников тока с высоким коэффициентом полезного действия.

В практикуме рассматриваются отличия электрохимических реакций от химических, дается ответ на вопрос: почему энергетический эффект химического превращения в первом случае проявляется в форме электрической энергии, а во втором – в форме теплоты?

Лабораторные работы по ряду причин не могут отрабатываться в последовательности курса, соответствующей изложению материала на лекциях. Однако работа в химической лаборатории только тогда имеет смысл и повышает квалификацию студента, когда она выполняется сознательно с пониманием теоретического смысла экспериментов. Поэтому в практикуме описаниям конкретных работ предшествуют краткие теоретические пояснения, решения типовых задач. Если эксперимент предшествует лекции, то теоретическое введение позволяет понять смысл работы, ее назначение и выполнить домашнее задание.

Лабораторные задания составлены вариативно и рассчитаны на различный уровень подготовки студентов. Выбор конкретных заданий

для выполнения может проводиться и преподавателем, и студентами. Выполняя лабораторные работы, студенты знакомятся с устройством оборудования, методами и приемами химического исследования.

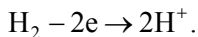
Лабораторные работы должны выполняться небольшими группами студентов (2-5 человек). Групповое выполнение лабораторных заданий, представленных в практикуме, позволяет студентам овладеть общими приемами современной научной деятельности, т.е. групповому планированию эксперимента, его проведению и обсуждению результатов с получением требующихся закономерностей и выводов.

Для лучшего понимания и закрепления материала курса работа в химической лаборатории сопровождается решением задач. Поэтому в практикуме присутствуют задания разного уровня сложности для самостоятельной работы. Это дает возможность студенту выбрать задания, учитывая свои интересы и стремление развивать свои способности к творческому мышлению и самостоятельной работе. Средством выявления уровня самооценки студентов, а одновременно и способом ее развития, с нашей точки зрения, являются задания, в которых студентам предлагается составить материалы для проверки изученных тем.

Внимательная и полноценная работа в химической лаборатории помогает накопить опыт, который в дальнейшей самостоятельной деятельности инженера дает ему возможность решать новые задачи, выдвигаемые жизнью.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКСПЕРИМЕНТА

1. Окисление – это отдача электронов веществом. В качестве примера можно привести окисление водорода:

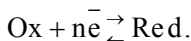


Вещество, отдающее свои электроны, называется восстановителем. В данной реакции восстановителем является водород. В результате реакции вещество из восстановленной формы (Red) превращается в окисленную форму (Ox).

2. Восстановление – это смещение электронов к веществу. В качестве примера можно привести реакцию восстановления иона H^+ по уравнению $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$.

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

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



4. Систему или сопряженную пару, которая может быть электрически связана с чем-либо, называют электродом. В качестве примера рассмотрим систему $\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$, в которой ионы Al^{3+} являются окисленной формой вещества (Ox), а Al – восстановленной формой вещества (Red). Этой системе соответствует электрод, представляющий собой алюминий, погруженный в водный раствор соли алюминия. В стандартных условиях активность ионов Al^{3+} равна единице. Схема устройства этого электрода имеет вид Al/Al^{3+} . Черта (/) соответствует границе раздела фаз алюминий – водный раствор соли алюминия.

5. Любая поверхность твердого инертного вещества (графит, платина, нержавеющая сталь и т.п.), находящегося в растворе ионов окислителя (Ox) и восстановителя (Red), приобретает заряд, зависящий от

природы и активности ионов. На этом принципе основан способ создания редокс-электрода (рис. 1) и определения окислительно-восстановительного потенциала системы ионов $Ox + ne \rightleftharpoons Red$. Редокс-электрод (рис. 1) представляет собой короткий отрезок платиновой проволоки 1, впаянный в стеклянный корпус 2. Платиновая проволока, выступающая из стекла всего на 0,5 мм, приобретает заряд, зависящий от природы и активности ионов. В стандартных условиях активности (концентрации) ионов равны единице.

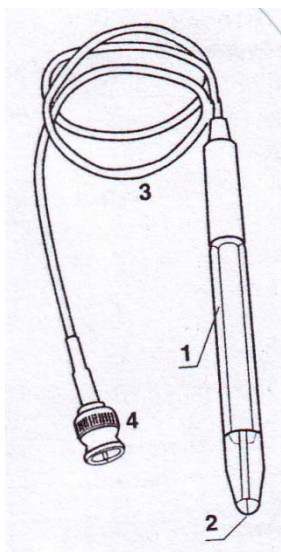


Рис. 1. Редокс-электрод:

1 – корпус; 2 – платиновая проволока; 3 – кабель; 4 – разъем

6. Абсолютное значение окислительно-восстановительного (электродного) потенциала какой-либо сопряженной пары определить невозможно. В стандартных условиях для количественной характеристики его сравнивают в гальваническом элементе с потенциалом стандартного водородного электрода $2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$, который численно принимается равным нулю, когда водород находится под давлением 100 кПа, а активность ионов водорода равна единице. Так получают стандартные окислительно-восстановительные (электродные) потен-

циалы сопряженных пар (систем). Единица их измерения – вольт (В) – представляет собой ту движущую силу, которая необходима, чтобы заряд в 1 кулон приобрел энергию в 1 Дж.

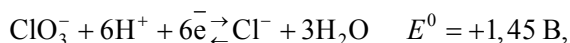
7. Стандартные окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы (E^0) систем являются мерой окислительно-восстановительной способности веществ.

8. Чем больше окислительно-восстановительный потенциал системы, 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).

9. Стандартный электродный потенциал (E^0) системы $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$ равен $-1,66$ В, т.е. ион Al^{3+} является слабым окислителем, а Al – сильным восстановителем.

10. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы зависят не только от активности (концентрации) окисленной и восстановленной форм вещества, но и от pH среды.

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 (активности ионов ClO_3^- , Cl^- , H^+ равны единице) потенциал системы (E^0) равен $+1,45$ В, т.е. ион ClO_3^- в кислой среде является сильным окислителем.

11. Гальванические элементы используются не только для определения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов систем или стандартных электродных потенциалов, но и в качестве химических источников постоянного тока. Гальванический элемент – устройство, в котором химическая энергия заключенных в них реаген-

тов (окислитель и восстановитель) непосредственно превращается в электрическую. После расхода реагентов элемент не может больше работать. Таким образом, гальванический элемент – это источник тока одноразового действия или первичный источник тока. Кроме гальванических элементов к химическим источникам тока относят топливные элементы и аккумуляторы. К достоинствам химических источников тока относится высокий КПД, бесшумность, безвредность, возможность использования в космосе и под водой, в переносных устройствах, на транспорте и т.п.

12. Необходимое условие работы гальванического элемента – разность потенциалов его электродов, она называется электродвижущей силой гальванического элемента (ЭДС).

ЭДС гальванического элемента (ΔE), измеряемая в вольтах (В), – величина всегда положительная. Ее можно вычислить, вычитая из величины более положительного потенциала величину менее положительного. Электрод, на котором протекает процесс восстановления, называется катодом. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется анодом. Потенциал катода больше потенциала анода. Таким образом, ЭДС гальванического элемента (ΔE) равна разности

$$\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}, \text{ В.} \quad (1)$$

Тогда в соответствии с уравнением (1) получаем для стандартных условий

$$\Delta E^0 = E_{\text{к}}^0 - E_{\text{а}}^0, \text{ В.} \quad (2)$$

Во внешней цепи электроны переходят от анода к катоду. В растворе анионы движутся к аноду, а катионы – к катоду. Максимальная электрическая работа гальванического элемента $A_{\text{Мр}}$ равна изменению энергии Гиббса и представляет собой произведение числа молей перенесенных электронов n , числа Фарадея F (количества электричества в 1 моле электронов, выраженное в Кл и равное 96500) и электродвижущей силы процесса ΔE . Следовательно,

$$-\Delta G = A_{\text{Мр}} = nF\Delta E, \text{ Дж.} \quad (3)$$

Уравнение (3) показывает связь химической и электрической энергий. Тогда в соответствии с уравнением (3) получаем для стандартных условий

$$-\Delta G^0 = nF\Delta E^0, \text{ кДж.} \quad (4)$$

Так как $\Delta G^0 = -RT \ln K$, где T – абсолютная температура, то

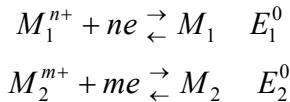
$$RT \ln K = nF\Delta E^0. \quad (5)$$

Пользуясь уравнением (5), легко рассчитать константу равновесия K реакции:

$$K = e^{\frac{nF\Delta E^0}{RT}}. \quad (6)$$

Чем больше константа равновесия K , тем более полно протекает реакция при температуре T (выход продуктов реакции больше или степень превращения веществ выше).

13. Электрохимическая схема и устройство гальванического элемента приведены на рис. 2.



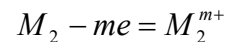
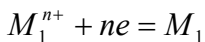
Если для стандартных условий $E_1^0 > E_2^0$, то

окислитель

восстановитель

"+" катод

"-" анод

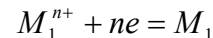


восстановление

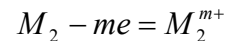
окисление

$$\Delta E^0 = E_1^0 - E_2^0 > 0$$

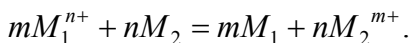
Катодный процесс (восстановление):



Анодный процесс (окисление):



Суммарное уравнение токообразующей реакции:



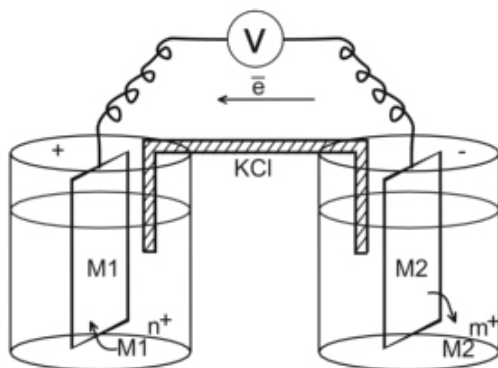


Рис. 2. Электрохимическая схема и устройство гальванического элемента

14. Гальванический элемент характеризуется не только ЭДС, но и напряжением, емкостью, энергией. Емкость элемента – это количество электричества, которое источник тока отдает при разрядке. Она определяется массой запасенных в элементе реагентов и степенью их превращения. Энергия элемента равна произведению его емкости на напряжение. Для сравнения элементов используется удельная энергия, то есть энергия, отнесенная к единице массы или объема элемента. Более высокую удельную энергию можно получить в элементах с большим значением ЭДС, малой массой моля эквивалентов и высокими степенями превращения реагентов.

15. Если окислитель и восстановитель хранятся вне элемента и в процессе работы подаются к электродам, которые не расходуются, то элемент может работать длительное время. Такие элементы называют топливными. В топливных элементах (ТЭ) химическая энергия восстановителя (топлива) и окислителя, непрерывно и отдельно подаваемых к электродам, непосредственно превращается в электрическую энергию. Удельная энергия ТЭ значительно выше энергии гальванических элементов. В ТЭ используются жидкие и газообразные восстановители (водород, метан, метанол) и окислители (обычно кислород воздуха). ТЭ характеризуются ЭДС, напряжением, мощностью и КПД. Электро-

химическое горение замечательно не только тем, что оно может идти даже при комнатной температуре. Главное его достоинство, столь важное для технических приложений, в другом: это горение идет практически без потерь. КПД топливных элементов в 1,5-2,0 раза выше, чем у тепловых машин. Кроме того, они существенно меньше загрязняют окружающую среду.

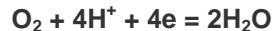
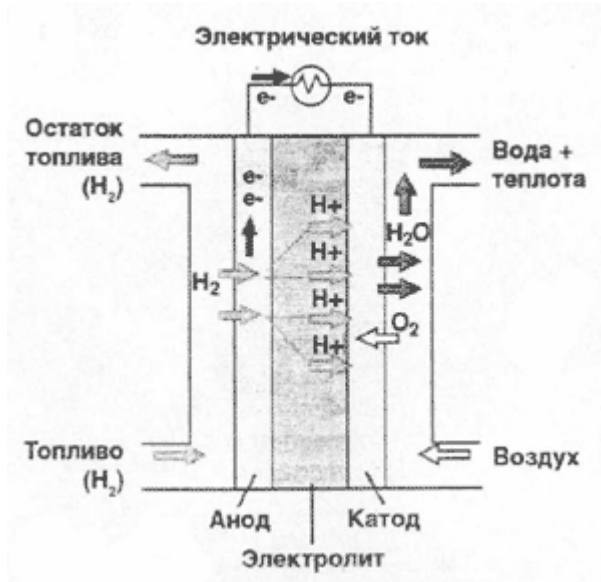


Рис. 3. Принцип действия кислородно-водородного топливного элемента

Пример кислородно-водородного топливного элемента приведен на рис. 3. На аноде молекулярный водород диссоциирует на атомы и окисляется ($\text{H} = \text{H}^+ + \text{e}^-$). Протоны (H^+) проходят через электролит к катоду, а электроны переходят от анода к катоду по внешней цепи, так как электролит не пропускает электроны. На катоде молекула кислорода присоединяет электроны в присутствии протонов, которые приходят с анода, и образует воду. Вода является единственным продуктом реакции (в виде пара и/или жидкости). Электролит может быть керамическим (оксидным и др.) или полимерной мембраной, которая проводит протоны (Nafion, изготавливается фирмой «Дюпон», или

полибензимидазол, или др.). Каждый электрод обычно представляет собой угольную пластину (матрицу) с нанесенным катализатором – платиной, или сплавом платиновых металлов, или другой композиции.

В отличие от гальванических ТЭ не могут работать без вспомогательных устройств. Установку, состоящую из батарей ТЭ, систем хранения, обработки и подвода топлива и окислителя, отвода продуктов реакции, поддержания и регулирования температуры в элементах, а также преобразования тока и напряжения, называют электрохимической энергоустановкой. Наиболее разработаны кислородно-водородные энергоустановки, которые уже применяются на космических кораблях. Они обеспечивают космический корабль и космонавтов не только электроэнергией, но и водой, которая является продуктом реакции в топливном элементе. Удельная энергия этих установок составляет 400-800 Вт·ч/кг, а КПД – 60-70%. В последние годы большое внимание уделяется разработке электрохимических энергоустановок для электромобилей, работающих на водороде или метане (<http://ru.wikipedia.org/wiki/>; <http://www.h2club.mirea.ru/modules/news/article>; http://web.nornik.ru/hydrogen_energy).

16. Устройства, в которых электрическая энергия превращается в химическую, а химическая – снова в электрическую, называют аккумуляторами. В аккумуляторах под воздействием внешнего источника тока накапливается (аккумулируется) химическая энергия, которая затем переходит в электрическую. В настоящее время наиболее распространенными являются свинцовые, никель-кадмиевые, никель-железные аккумуляторы и другие (<http://ru.wikipedia.org/wiki>).

17. В химических окислительно-восстановительных реакциях окисление и восстановление протекают совместно. Необходимость контакта реагирующих частиц является первой характерной особенностью химического процесса. В момент столкновения, когда реагирующие частицы вплотную подойдут друг к другу, становится возможным переход электронов с одной частицы на другую. Совершится ли этот

переход в действительности, будет зависеть от запаса энергии реагирующих частиц и ее соотношения с энергией активации. Энергия активации является функцией природы реакции; для ионных реакций она обычно невелика. Путь электрона окажется при этом очень малым, что является второй характерной особенностью химического процесса. Столкновения могут происходить в любых точках реакционного объема и при любых взаимных положениях реагирующих частиц, поэтому электронные переходы могут совершаться в любых направлениях в пространстве. Хаотичность, беспорядочность столкновений между реагирующими частицами и ненаправленность электронных переходов являются третьей характерной особенностью химического процесса. В результате этих особенностей энергетические эффекты химических процессов выражаются в форме теплоты.

18. 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 реакциях окислителями и восстановителями могут быть ионы и атомы одного и того же вещества.

19. Реакции окисления (травления) металлов и сплавов, химическое нанесение металлов на поверхности металлических и неметаллических изделий, получение неорганических и органических веществ являются примерами технически важных окислительно-восстановительных реакций.

20. Для определения электродвижущей силы (ΔE^0) окислительно-восстановительной реакции необходимо из потенциала пары, включающей окислитель этой реакции (E_{Ox}^0), вычесть потенциал пары, включающей восстановитель этой реакции (E_{Red}^0):

$$\Delta E^0 = E_{Ox}^0 - E_{Red}^0, \text{ В.} \quad (7)$$

Реакция окисления-восстановления возможна в том случае, если разность потенциалов окислителя и восстановителя положительна (7), т.е.

$$\Delta E^0 = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0 > 0. \quad (8)$$

21. 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.

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

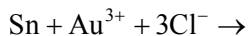
Пример 1. Можно ли получить золото действием олова на раствор хлорида золота (III)?

Решение.

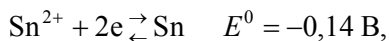
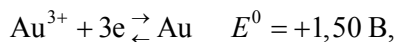
Реакция окисления-восстановления возможна в том случае, если разность потенциалов окислителя и восстановителя положительна (8), т.е.

$$\Delta E^0 = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0 > 0.$$

Запишем левую часть уравнения возможной реакции в молекулярном и ионном видах:



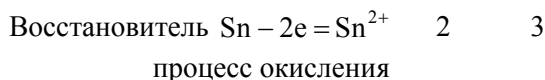
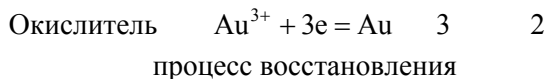
Выпишем из табл. 2 стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы, соответствующие им полуреакции, в которых участвуют олово, ионы золота (III) и ионы хлора:



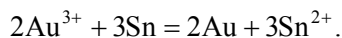
В реакции участвует окисленная форма (Au^{3+}) сопряженной пары золота, которая выступает в качестве окислителя.

Олово (Sn), ионы Cl^- находятся в восстановленной форме и могут выступать в качестве восстановителя. Олово более сильный восстановитель, чем ионы Cl^- , так как у него меньше потенциал. Следовательно, восстановителем является олово, которое превращается в ион олова, т.к. у этой полуреакции меньше потенциал.

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



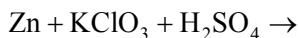
Складывая полуреакции, записываем окислительно-восстановительную реакцию в ионном виде:



Уравнение реакции в молекулярном виде соответственно имеет вид $2\text{AuCl}_3 + 3\text{Sn} = 2\text{Au} + 3\text{SnCl}_2$.

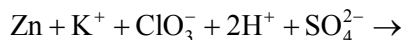
Проверку правильности составленного уравнения производим по балансу атомов общего уравнения.

Пример 2. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов



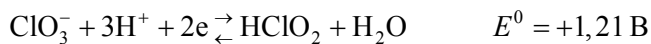
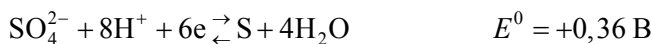
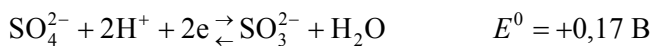
Решение.

Запишем уравнение реакции в ионном виде:



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





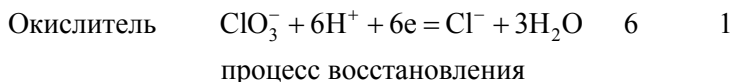
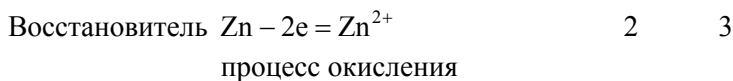
В реакции участвует восстановленная форма сопряженной пары Zn, которая выступает в качестве восстановителя.

Ионы K^+ , H^+ , ClO_3^- , SO_4^{2-} находятся в окисленной форме и могут выступать в качестве окислителя. Ион ClO_3^- более сильный окислитель, чем ионы H^+ , 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}^0 и E_{Red}^0 в уравнение (7), найдем

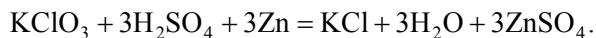
$$\Delta E^0 = +1,45 - (-0,76) = 2,21 \text{ В, т.е. реакция возможна.}$$

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



Записываем окислительно-восстановительную реакцию в ионном виде: $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 3\text{Zn} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Zn}^{2+}$.

Добавляем ион K^+ и три иона SO_4^{2-} в левую 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 общего уравнения.

2. УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Работа 1. Термодинамика гальванического элемента

Цель работы: измерение электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента и вычисление его термодинамических характеристик.

Оборудование

Компьютер с измерительным блоком (рис. 4), приставка для измерения электрохимических потенциалов (рис. 5), металлические электроды (Cu, Zn, Fe), химические стаканы.

Назначение и устройство измерительного блока

Измерительный блок (рис. 4) предназначен для оцифровки сигналов с датчиков и передачи их в компьютер, а также для питания датчиков и управления ими. Блок имеет кабель питания 5, разъем для подсоединения к компьютеру через кабель 6, два рабочих разъема для подключения датчиков 1 и 2, управляющий разъем 3. На каждый рабочий разъем можно подключить один датчик.

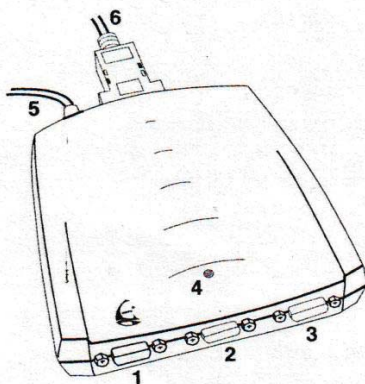


Рис. 4. Измерительный блок:

- 1, 2 – разъемы для подключения датчиков (№ 1 и № 2 соответственно);
- 3 – управляющий разъем; 4 – индикаторная лампочка;
- 5 – кабель; 6 – COM-кабель

Назначение и устройство приставки для измерения электрохимических потенциалов

Приставка (рис. 5) предназначена для измерения электродвижущей силы (ЭДС) гальванических элементов. Состоит из двух штырьковых разъемов 2 и 3, на которые могут быть надеты зажимы-«крокодилы» 4, и разъема для подключения к компьютерному блоку 1. Красный разъем 2 считается положительным полюсом, разность потенциалов измеряется относительно него. В разъеме 1 находится схема согласования сигнала. Через него же приставка подсоединяется к измерительному блоку. По сути, приставка представляет собой вольтметр с достаточно большим внутренним сопротивлением, что позволяет измерять ЭДС гальванических элементов, не допуская падения напряжения.

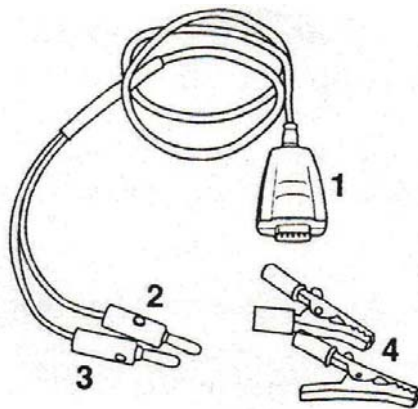


Рис. 5. Приставка для измерения электрохимических потенциалов:

- 1 – разъем для подключения к компьютерному блоку;
- 2, 3 – штырьковые разъемы; 4 – зажимы-«крокодилы»

Характеристики приставки для измерения электрохимических потенциалов

В приставку встроен усилитель с коэффициентом усиления 5,96. В программных сценариях, использующих данную приставку, наличие усилителя учтено, поэтому они возвращают реальное значение ЭДС. Диапазон измерений ЭДС $\pm 1,8$ В. Внутреннее сопротивление не менее 10 МОм.

Подготовка к работе

1. Металлические электроды, соответствующие заданию (табл. 1), тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой.

2. Подключите приставку для измерения электрохимических потенциалов (рис. 5) к первому разъему измерительного блока (рис. 4).

3. Откройте программу «L – химия – практикум», подведите курсор мыши на экранную кнопку «Выбор работы» и щелкните левой кнопкой мыши. Подведите курсор мыши на “+” слева от названий: «Датчики: приставка для измерения электрохимических потенциалов: зависимость от времени». Щелкните левой кнопкой мыши и выйдите в окно измерений.

Ход работы

Составьте гальванический элемент в соответствии с рис. 2 и заданием (табл. 1). Для этого в стаканы на треть налейте растворы соответствующих солей металлов и погрузите электроды. Закрепите зажимы «крокодилы» 2 и 3 на выводах электродов. Растворы соедините электролитическим ключом. Запустите процесс измерения, подведя курсор мыши на экранную кнопку «Пуск» и щелкнув левой кнопкой мыши. Когда значение ЭДС стабилизируется, отметьте его в тетради. Остановите измерение нажатием экранной кнопки «Стоп».

Гальванический элемент разберите, электроды ополосните дистиллированной водой, электролитический ключ погрузите в раствор KCl.

Т а б л и ц а 1

Вариант	Электроды	Растворы	Концентрации растворов, моль/л
1	Zn – Cu	ZnSO ₄ – CuSO ₄	1 – 1
2	Zn – Fe	ZnSO ₄ – FeSO ₄	1 – 1
3	Fe – Cu	FeSO ₄ – CuSO ₄	1 – 1

Отчет

При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием и представьте результаты работы в следующем виде.

1. Зарисуйте устройство и составьте электрохимическую схему гальванического элемента. Выпишите стандартные потенциалы используемых электродов из табл. 2. 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.

2. По величинам измеренной и вычисленной ЭДС гальванического элемента вычислите изменение энергии Гиббса и константу равновесия протекающей реакции. Оцените максимальную полезную работу, которую элемент может совершить, его энергию. Вычислите теоретическую удельную энергию W_T (Вт·с/г) на единицу массы окислителя и восстановителя для стандартных условий по формуле

$$W_T = \frac{nF\Delta E^0}{M_{\text{Ox}} + M_{\text{Red}}}, \text{ Вт} \cdot \text{с} / \text{г}. \quad (9)$$

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

Работа 2. Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных реакций и вычисление их термодинамических характеристик.

Взаимодействие металлов с солями

Задание 1

1. Что произойдет, если в раствор сульфата меди (II) погрузить цинк? Можно ли полностью растворить цинк в водном растворе сульфата меди (II)? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с приме-

ром 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции и составьте ее уравнение. Рассчитайте константу равновесия реакции. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте выводы.

2. Как осуществить изучаемую реакцию, чтобы цинк полностью растворился?

3. Предложите практическое использование изученной реакции.

Задание 2

1. Можно ли вытеснить свинец из раствора нитрата свинца (II) цинком? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с примером 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции и составьте ее уравнение. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте вывод.

2. Можно ли полностью растворить гранулы цинка в водном растворе нитрата свинца (II)? Дайте теоретически и экспериментально обоснованный ответ.

3. Можно ли осуществить изучаемую реакцию так, чтобы цинк полностью растворился?

4. Предложите практическое использование изученной реакции.

Задание 3

1. Что произойдет, если в раствор сульфата меди (II) погрузить железо? Можно ли полностью растворить железо в водном растворе сульфата меди (II)? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с примером 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции и составьте ее

уравнение. Рассчитайте константу равновесия реакции. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте выводы.

2. Как осуществить изучаемую реакцию, чтобы железо полностью растворилось?

3. Предложите практическое использование изученной реакции.

Задание 4

1. Можно ли вытеснить железо из раствора сульфата железа (II) цинком? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с примером 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции и составьте ее уравнение. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте вывод.

2. Можно ли полностью растворить гранулы цинка в водном растворе сульфата железа (II)? Дайте теоретически и экспериментально обоснованный ответ.

3. Можно ли осуществить изучаемую реакцию так, чтобы цинк полностью растворился?

4. Предложите практическое использование изученной реакции.

Задание 5

1. Можно ли вытеснить цинк из раствора сульфата цинка медью? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с примером 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверь-

те свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте вывод.

2. Предложите практическое использование полученных результатов.

3. Предложите и обоснуйте условия взаимодействия металла с водным раствором соли другого металла.

Задание 6

1. Можно ли вытеснить цинк из раствора сульфата цинка железом? Дайте теоретически обоснованный ответ и проведите его экспериментальную проверку. При оформлении отчета напишите цель вашей работы в соответствии с заданием. По аналогии с примером 1 (с. 15) оцените возможность протекания реакции. Предложите план эксперимента по изучению реакции, обсудите его с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. В отчете зафиксируйте свои наблюдения, сопоставьте теорию и практику и сформулируйте вывод.

2. Предложите практическое использование полученных результатов.

3. Предложите и обоснуйте условия взаимодействия металла с водным раствором соли другого металла.

Взаимодействие металлов с кислотами

Опыт 1. Взаимодействие цинка с разбавленными кислотами

В три пробирки опустите по грануле цинка и прилейте по 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Рассчитайте ΔG_{298}^0 реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о том, какая кислота сильнее действует на цинк, как влияют условия на течение реакций. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование свойств цинка.

Опыт 2. Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами

В три пробирки опустите по грануле алюминия и прилейте по 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Рассчитайте ΔG_{298}^0 реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о том, какая кислота сильнее действует на алюминий, как влияют условия на течение реакций. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование свойств алюминия.

Опыт 3. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

В три пробирки, содержащие по 2 мл раствора азотной кислоты, опустите гранулу цинка и стержни из железа и меди. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Рассчитайте ΔG_{298}^0 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 и как влияют условия на течение реакций. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование свойств азотной кислоты.

Опыт 4. Взаимодействие серной кислоты с металлами

В три пробирки, содержащие по 2 мл раствора серной кислоты, опустите гранулу цинка и стержни из железа и меди. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Рассчитайте ΔG_{298}^0 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, содержащие по 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. Рассчитайте ΔG_{298}^0 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 магния с разбавленными кислотами

В три пробирки опустите по грануле магния и прилейте по 2 мл соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции при комнатной температуре. Рассчитайте ΔG_{298}^0 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 изученных реакций.

Опыт 7. Взаимодействие железа с разбавленными кислотами

Опустите железный стержень поочередно в три пробирки, содержащие по 2 мл раствора соляной, серной и азотной кислот. Наблюдайте за течением реакции сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Рассчитайте ΔG_{298}^0 реакций. На основе опытов и величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов сделайте заключение о способности железа растворяться в кислотах и

о том, как влияют условия на течение реакций. Напишите уравнения реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите практическое использование изученных свойств железа.

Окислительно-восстановительные реакции других типов

Опыт 8. Окислительно-восстановительные свойства соединений йода

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%-го раствора перекиси водорода. Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298}^0 и K_{298} реакции.

2) 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 ($K_2Cr_2O_7$). Отметьте и объясните происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298}^0 и K_{298} реакции. Как можно ускорить реакцию?

Сформулируйте общий вывод на основании 1, 2 частей опыта 8.

Опыт 9. Выбор окислителя

Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, подберите окислители для перехода: а) иона Cl^- в Cl_2 ; б) иона Br^- в Br_2 . Рассчитайте ΔG_{298}^0 , K_{298} реакций. Установите среду реакций. Сделанный вывод проверьте практически. Наблюдайте за течением реакций и объясните свои наблюдения. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расположите окислители в порядке усиления их свойств.

Опыт 10. Выбор восстановителя

Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, подберите восстановители для перехода ионов железа (III) в ионы железа (II). Сделанный вывод проверьте экспериментально, обращая внимание на изменение окраски раствора. Составьте уравнения реакций на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расположите восстановители в порядке усиления их свойств.

Опыт 11. 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 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 окислительно-восстановительных свойств перманганата калия и сульфита 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_{298}^0 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 12. 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%-ный 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_{298}^0 и K_{298} окислительно-восстановительной реакции.

2) Налейте в пробирку 1-2 мл подкисленного раствора сульфата железа (II) и добавьте такой же объем 3%-го раствора перекиси водорода. Отметьте происходящие изменения. Составьте уравнение реакции на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Рассчитайте ΔG_{298}^0 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%-го 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_{298}^0 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%-го 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_{298}^0 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 12?

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Студентам следует знать:

1. Определения терминов: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительная реакция, 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. Отличия химических реакций от электрохимических реакций.
5. Роль окислительно-восстановительных реакций, назначение и характеристики гальванического элемента.
6. Топливный элемент, его устройство и принцип действия.
7. Отличия топливного элемента и аккумулятора от гальванического элемента.

Студентам следует уметь:

1. Рассчитывать ЭДС, энергию Гиббса и константу равновесия реакции.
2. Определять возможность и невозможность протекания окислительно-восстановительной реакции, изменять условия ее протекания.
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, энергию Гиббса и константу равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе.

Студентам следует овладеть методиками измерения ЭДС гальванического элемента и изучения окислительно-восстановительных реакций.

4. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Самостоятельно выполняя задания, дайте обоснованные ответы.

1. В какую сторону – от катода к аноду или наоборот – перемещаются электроны в гальваническом элементе?

2. На каком электроде в гальваническом элементе происходит окисление? На каком электроде – восстановление?

3. Можно ли сделать гальванический элемент, в котором в качестве одной из сопряженных пар будет выступать пара Na / Na^+ ?

4. Назовите три металла, электроды из которых будут анодами по отношению к стандартному железному электроду.

5. Назовите два металла, электроды из которых будут катодами по отношению к стандартному ртутному электроду.

6. В каком направлении будут двигаться электроны в гальваническом элементе, составленном из стандартных водородного и хлорного электродов?

7. Анодом или катодом будет стандартный кислородный электрод по отношению к стандартному водородному электроду?

8. Составьте уравнения анодного и катодного процессов и токообразующей реакции в кислородно-водородном топливном элементе.

9. Как вычислить ЭДС гальванического элемента?

10. Чему равна стандартная ЭДС медно-цинкового гальванического элемента?

11. Изменится ли ЭДС медно-цинкового гальванического элемента, если в катодном пространстве увеличить концентрацию ионов меди?

12. Изменится ли ЭДС медно-серебряного гальванического элемента, если увеличить концентрацию ионов меди в приэлектродном пространстве медного электрода?

13. Изменится ли ЭДС гальванического элемента, если в катодном пространстве увеличить концентрацию соответствующих ионов, а в анодном – уменьшить?

14. Вычислите ЭДС кислородно-водородного топливного элемента.

15. Возможно ли холодное горение?

16. Возможно ли организованное и упорядоченное горение?

17. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых стандартный серебряный электрод был бы катодом, а в другом – анодом. Напишите процессы, происходящие на катоде и аноде, вычислите ЭДС гальванических элементов.

18. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых стандартный свинцовый электрод был бы катодом, а в другом – анодом. Напишите процессы, происходящие на катоде и аноде, вычислите ЭДС гальванических элементов.

19. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых стандартный цинковый электрод был бы катодом, а в другом – анодом. Напишите процессы, происходящие на катоде и аноде, вычислите ЭДС гальванических элементов.

20. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, в котором протекает реакция $2\text{Al}^{3+} + 3\text{Ni} = 2\text{Al} + 3\text{Ni}^{2+}$. Напишите катодный и анодный процессы. Составьте электрохимическую схему элемента. Вычислите константу равновесия данной реакции.

21. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, в котором протекает реакция $\text{Mn} + 2\text{Ag}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{Ag}$. Напишите катодный и анодный процессы. Составьте электрохимическую схему элемента. Вычислите константу равновесия данной реакции.

22. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, в котором протекает реакция $\text{Mg} + \text{Ni}^{2+} = \text{Mg}^{2+} + \text{Ni}$. Напишите катодный и анодный процессы. Составьте электрохимическую схему элемента. Вычислите константу равновесия данной реакции.

23. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, в котором протекает реакция $\text{H}_2 + \text{Cu}^{2+} = 2\text{H}^+ + \text{Cu}$. Напишите катодный и анодный процессы. Составьте электрохимическую схему элемента. Вычислите константу равновесия данной реакции.

24. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих в гальваническом элементе: $\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} // \text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$ при стандартных условиях. Вычислите стандартную ЭДС и максимальную полезную работу, которую может совершить элемент.

25. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих в гальваническом элементе: $\text{Cr} / \text{Cr}^{3+} // \text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$ при стандартных условиях. Вычислите стандартную ЭДС и максимальную полезную работу, которую может совершить элемент.

26. Напишите уравнения электродных процессов, рассчитайте ЭДС и константу равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе: $\text{Sn} / \text{SnCl}_2 // \text{HCl} / \text{H}_2, \text{Pt}$ при стандартных условиях.

27. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, состоящего из железного и золотого электродов. Напишите уравнения электродных процессов, рассчитайте константу равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе.

28. Вычислите стандартную ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцового и серебряного электродов. Напишите уравнения электродных процессов, рассчитайте константу равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе.

29. Расположите галогены в виде простых веществ в порядке усиления их окислительных свойств. Перечислите галогены, которые

можно использовать для перевода Ag в Ag^+ . Предложите и обоснуйте план эксперимента по изучению возможных реакций. Оцените их практическую ценность.

30. Верно ли, что все металлы растворяются в кислотах?

31. Верно ли, что все металлы растворяются в азотной кислоте?

32. Верно ли, что при растворении металлов в кислотах выделяется водород?

33. Возможно ли растворение серебра в азотной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этой реакции, если она возможна.

34. Возможно ли растворение никеля в азотной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этой реакции, если она возможна.

35. Возможно ли растворение олова в азотной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этой реакции, если она возможна.

36. Возможно ли растворение серебра в серной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этой реакции, если она возможна.

37. Возможно ли растворение магния в водном растворе хлорида алюминия? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите и обоснуйте план эксперимента по изучению данной реакции.

38. Возможно ли растворение железа в водном растворе нитрата серебра? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, ис-

пользуя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Предложите и обоснуйте план эксперимента по изучению данной реакции. Предложите ее практическое использование.

39. Расположите металлы Mn, Ag, Cu, Ni в порядке усиления их восстановительных свойств. Из указанных выше металлов перечислите те, которые можно использовать для перевода Fe^{3+} в Fe^{2+} . Предложите и обоснуйте план эксперимента по изучению данных реакций. Оцените практическую ценность возможных реакций.

40. Возможно ли растворение свинца в азотной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этой реакции, если она возможна.

41. Возможно ли растворение олова в серной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

42. Предложите несколько вариантов практического использования свойства металлов растворяться в кислотах. Оцените практическую ценность этих реакций.

43. Возможно ли растворение кобальта в соляной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

44. Возможно ли растворение олова в соляной кислоте? Если реакция возможна, то составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

45. Возможно ли растворение стали X18H10T (18% хрома, 10% никеля, менее 1% титана, остальное – железо) в соляной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этих реакций.

46. Возможно ли растворение латуни (сплав цинка и меди) в соляной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

47. Возможно ли растворение бронзы (сплав меди и олова) в соляной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

48. Возможно ли растворение бронзы (сплав меди и олова) в азотной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этих реакций.

49. Возможно ли растворение силумина (сплав алюминия и кремния) в соляной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

50. Возможно ли растворение силумина (сплав алюминия и кремния) в азотной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

51. Возможно ли растворение бронзы (сплав меди и олова) в серной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

52. Возможно ли растворение дюралюминия (сплав алюминия и меди) в соляной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

53. Возможно ли растворение стали X18H10T (18% хрома, 10% никеля, менее 1% титана, остальное – железо) в азотной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Оцените практическую ценность этих реакций.

54. Возможно ли растворение стали X18H10T (18% хрома, 10% никеля, менее 1% титана, остальное – железо) в серной кислоте? Составьте уравнения протекающих реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

55. Расположите вещества H_2SO_3 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 в порядке усиления их окислительных способностей. Перечислите вещества, которые можно использовать для растворения меди. Составьте уравнения возможных реакций, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

56. Вычислите константу равновесия реакции диспропорционирования в водном растворе $2\text{Cu}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}^0$.

57. При изготовлении печатных плат производят избирательное травление (окисление) пленки меди, нанесенной на полимер. Определите, можно ли использовать в качестве окислителя хлорид железа (III), т.е. пойдет ли реакция $\text{Cu} + \text{Fe}^{3+} = \text{Cu}^+ + \text{Fe}^{2+}$ при концентрациях ионов, равных 1 моль/л, и температуре 298 К.

58. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



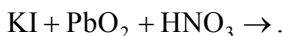
Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

59. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

60. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

61. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



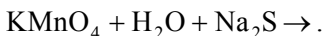
Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

62. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

63. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

64. Обоснуйте протекание реакции и составьте ее уравнение на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов:



Составьте схему и рассмотрите механизм работы гальванического элемента, в котором протекает составленная вами реакция. Вычислите ЭДС и максимальную электрическую работу этого гальванического элемента для стандартных условий.

65. Используя окислительно-восстановительные потенциалы, определите, могут ли существовать совместно в растворе ионы: 1) Sn^{2+} и Fe^{2+} ; 2) Sn^{2+} и Fe^{3+} ?

66. Почему реакция порошкообразного алюминия с бромом протекает энергичнее, чем с хлором? Составьте уравнения реакций.

67. Можно ли подкисленный раствор сульфата железа (II) хранить в открытом сосуде?

68. Можно ли сосуды из никеля использовать для хранения водных солей: 1) хлорида калия; 2) хлорида олова (II); 3) хлорида железа (II)?

69. Одним из видов топлива для ракетных двигателей может служить смесь диоксида азота и гидразина, способных взаимодействовать по уравнению $\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{N}_2\text{H}_4 = 3\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$. Почему возможна эта реакция?

70. Восстановление ртути из оксида ртути (II) осуществляют гидразином (N_2H_4). Составьте уравнение реакции, протекающей в этом случае на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

71. Почему газообразный сероводород нельзя осушать, пропуская через раствор концентрированной серной кислоты?

72. Что будет происходить, если к раствору, содержащему смесь ионов железа (II) и (III), прибавить раствор, содержащий смесь йода с иодидом калия?

73. Почему раствор сернистой кислоты нужно хранить в склянках, заполненных доверху?

74. Определите, какой из галогенидов – иодид или бромид будет более активным восстановителем по отношению к оксиду свинца (IV)? Напишите уравнение реакции.

75. Могут ли в сосуде одновременно находиться сероводородная и серная кислоты? Дайте обоснованный ответ на основании стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

76. Растворы сульфита натрия на воздухе медленно окисляются. Напишите уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Каким способом можно ускорить процесс? Почему?

77. Докажите, что взаимодействие бихромата калия с сульфид-ионами в кислом растворе возможно. Составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

78. Докажите, что взаимодействие перманганата калия в нейтральном растворе с иодид-ионами возможно. Составьте уравнение реакции, используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

79. Какой из оксидов MnO_2 , PbO_2 , HgO надо взять для получения хлора из соляной кислоты? Напишите и обоснуйте уравнения протекающих реакций. Оцените практическую ценность возможных реакций.

80. Почему для получения сероводорода из сульфида натрия можно использовать соляную кислоту и нельзя азотную? Напишите уравнения протекающих реакций.

81. Почему для получения оксида серы (IV) из сульфита натрия можно использовать соляную кислоту и нельзя азотную? Напишите уравнения протекающих реакций.

82. Можно ли, действуя хлоридом калия или иодидом калия на раствор сульфата меди (II) восстановить медь (II) до меди (I)?

83. Известно применение растворов галидов железа ($FeCl_3$, $FeBr_3$, FeI_3) для снятия оксидов с поверхности некоторых металлов. Можно ли применить такие растворы для снятия оксидов: 1) Ag_2O ; 2) NiO ; 3) Au_2O_3 ? Составьте уравнения возможных окислительно-восстановительных реакций для стандартных условий.

84. Предложите и обоснуйте план эксперимента по изучению интересующей Вас реакции.

85. Предложите правило, согласно которому окислительно-восстановительную реакцию в водном растворе можно представить как протекающую в гальваническом элементе.

86. Объедините слова «костер», «элемент», «цепь» в осмысленные предложения.

87. Анализируя химические реакции, протекающие в известных Вам химических источниках тока, их характеристики, определите достоинства и недостатки и выберите наиболее перспективный источник тока для питания машины (автомобиля, ракеты, аппаратуры связи и т.п.).

88. Составьте такие вопросы или задания, чтобы можно было показать жизненный контекст изученного материала.

89. Составьте такие вопросы или задания, чтобы можно было передать идеи изученного материала.

90. Составьте один вопрос легкий, а другой трудный.

91. Составьте такие вопросы, чтобы на них трудно было ответить.

92. Составьте контрольную работу, в которой проверялось бы усвоение темы «Окислительно-восстановительные реакции».

93. Студентам предложили контрольную работу в трех вариантах, но задания внезапно исчезли. Остались только сведения о том, что: *1 вариант* проверял умение составлять уравнения анодного и катодного процессов, протекающих в гальваническом элементе при стандартных условиях; *2 вариант* содержал необычные задания на тему: «Гальванический элемент»; *3 вариант* включал трудные задания на тему: «Гальванический элемент». Составьте хотя бы один вариант задания и выполните его.

5. СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Таблица 2

Элемент	Реакция	E^0 , В
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Ag	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
Au	$\text{Au}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Cr	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
	$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{2+} + e \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,15
Fe	$\text{Fe}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
H	$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
Hg	$\text{HgO} + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$	+0,93
	$\text{Hg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,36

Элемент	Реакция	E^0 , В
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,19
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e \rightleftharpoons \text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{OH}^-$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + e \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e \rightleftharpoons \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,79
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e \rightleftharpoons \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$\text{N}_2\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + 8e \rightleftharpoons \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,36
Na	$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
K	$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
S	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e \rightleftharpoons \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,31
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,05
	$\text{S} + 2e \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,48
	$2\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,40

Элемент	Реакция	$E^0, \text{В}$
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	-0,68
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	+0,88
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
I	$\text{I}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
Br	$\text{Br}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,09
F	$\text{F}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e \rightleftharpoons \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
Pb	$\text{PbO}_2 \downarrow + 4\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
	$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,23
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1,63
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 1999. – 559 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2000. – 720 с.
4. Жилин, Д.М. Общая химия. Практикум L-микро / Д.М. Жилин. – М.: МГИУ, 2006. – 322 с.
5. Коровин, Н.В. Задачи и упражнения по общей химии / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2003. – 254 с.
6. Практикум по общей химии: методические указания к лабораторным работам / сост. [Н.А. Расщепкина и др.]. – Самара: Изд-во Самар. гос. аэрокосм. ун-та, 2007. – 96 с.

Учебное издание

**ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ
И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Практикум по общей химии

Составитель *Расщепкина Наталья Афанасьевна*

Редактор Т.С. Петренко
Доверстка Т.С. Петренко

Подписано в печать 13.04.2011. Формат 60×84 1/16.

Бумага офсетная. Печать офсетная.

Печ. л. 3,0.

Тираж экз. Заказ . Арт. /2011.

Самарский государственный
аэрокосмический университет им. академика С.П. Королёва.
443086, Самара, Московское шоссе, 34.

Изд-во Самарского государственного
аэрокосмического университета им. академика С.П. Королёва.
443086, Самара, Московское шоссе, 34.