

Министерство образования Российской Федерации

НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

кафедра "Общая и неорганическая химия"



## ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Методические указания к практическим занятиям по курсу  
общей химии для химических и нехимических  
специальностей

Нижний Новгород  
2001

Составители: Г.Ф. Володин, Л.А. Смирнова, В.И. Наумов, Г.А. Паничева,  
О.Н. Ковалева

УДК 54(07)

Электрохимия: Методические указания к практическим занятиям по курсу  
общей химии/ НГТУ; Сост.: Г.Ф. Володин, Л.А. Смирнова и др. Н. Новгород,  
2001. 22 с.

Даны примеры решения типовых задач, вопросы и задачи для домашних  
и практических занятий, а также описание лабораторных работ по теме  
"Электрохимия".

Научный редактор Ю.М. Тюрин

Редактор И.И. Морозова

Подп. к печ. 01.06.01. Формат 60x84 1/16. Бумага газетная. Печать офсетная.  
Печ. л. 1,5. Уч.-изд. л. 1,35. Тираж 2000 экз. Заказ 432.

---

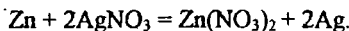
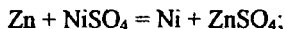
Нижегородский государственный технический университет  
Типография НГТУ: 603600, Н. Новгород, ул. Минина, 24.

© Нижегородский государственный  
технический университет, 2001

## ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

**Пример 1.** Увеличится или уменьшится масса цинковой пластинки при взаимодействии с растворами: а)  $\text{NiSO}_4$ , б)  $\text{AgNO}_3$ .

**Решение.** Поскольку стандартный потенциал цинка имеет меньшее значение, чем потенциалы никеля и серебра (см. приложение), то цинк, как более активный металл (более сильный восстановитель), будет вытеснять никель и серебро из растворов их солей:



При опускании цинка в растворы  $\text{NiSO}_4$  и  $\text{AgNO}_3$  он будет растворяться, одновременно с растворением на поверхности цинка осаждается или никель, или серебро. Изменение массы цинковой пластинки зависит от соотношения масс перешедшего в раствор цинка и осевшего на нем металла.

В первом случае при растворении 1 моля цинка на поверхности осаждается 1 моль никеля. А так как мольная масса цинка (65,4 г) больше мольной массы никеля (58,7 г), то масса цинковой пластинки в растворе  $\text{NiSO}_4$  уменьшится.

Во втором случае вместо 1 моля растворенного цинка осаждается 2 моля серебра (2\*107,9 г) и, следовательно, масса цинковой пластинки в растворе  $\text{AgNO}_3$  увеличится.

**Пример 2.** Рассчитайте ЭДС свинцово-цинкового гальванического элемента, в котором  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 0,1$  моль/л,  $a_{\text{Pb}^{2+}} = 0,01$  моль/л. Указать знаки полюсов, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента. Для определения ЭДС элемента необходимо вычислить электродные потенциалы электродов. Поскольку концентрации потенциалопределяющих ионов отличаются от 1 моль/л, необходимо потенциалы рассчитывать по уравнению Нернста

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + (RT/nF) \ln [a_{\text{Me}^{n+}}].$$

где  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – стандартный электродный потенциал, В; стандартные электродные потенциалы берем из таблицы (см. приложение);  $n$  – количество электронов, участвующих в электродном процессе, моль;  $R = 8,314$  Дж/К\*моль – универсальная газовая постоянная;  $T$  – температура, К;  $F = 96500$  Кл/моль = 26,8 А\*ч – число Фарадея;  $a_{\text{Me}^{n+}}$  – активность катионов металла в растворе, моль/л.

При стандартных условиях ( $T = 298$  К) с учетом численных значений  $R$  и  $F$ , а также при замене натурального логарифма десятичным, уравнение Нернста имеет вид  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + (0,059/n) \lg [a_{\text{Me}^{n+}}]$ .

Для цинкового электрода

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}, \quad E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + (0,059/n) \lg [a_{\text{Zn}^{2+}}] = -0,76 + 0,0295(-1) = -0,79 \text{ В}.$$

Для свинцового электрода

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В}, \quad E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + (0,059/n) \lg [a_{\text{Pb}^{2+}}] = -0,13 + 0,059(-2) = -0,19 \text{ В}.$$

Электрод с меньшим значением потенциала является анодом. На нем протекает реакция окисления (-)  $A | Zn - 2e = Zn^{2+}$ .

Электрод с большим значением потенциала является катодом. На нем протекает реакция восстановления (+)  $K | Pb^{2+} + 2e = Pb$ .

Сумма катодной и анодной реакций - токообразующая реакция  
 $Zn + Pb^{2+} = Zn^{2+} + Pb$

Схема гальванического элемента (-)  $Zn | Zn^{2+} a=0,1 M || Pb^{2+} a = 0,01 M | Pb(+)$ .

Определяем ЭДС гальванического элемента  $E = E_K - E_A = E_{Pb^{2+}/Pb} - E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,19 - (-0,79) = 0,06 V$ .

**Пример 3.** Константа равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе (-)  $Zn | Zn^{2+} | Cd^{2+} | Cd(+)$ , равна  $1,597 \cdot 10^{12}$ . Определите: а) электродный потенциал кадмия, если  $E^0_{Zn/Zn^{2+}} = -0,763 V$ ; б) вычислите  $\Delta G^0_{298}$ ,  $A_{max}$  для  $n = 2$ .

**Решение.** В данном гальваническом элементе протекает реакция  $Cd^{2+} + Zn = Zn^{2+} + Cd$ .

Между константой равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе и ЭДС элемента существует взаимосвязь  $E^0 = (0,059/n) \lg K$ .

Для данного элемента  $E^0 = (0,059/2) \lg 1,597 \cdot 10^{12} = 0,0295 \cdot 12,2034 = 0,360 V$ ,

$$E^0 = E^0_K - E^0_A = E^0_{Cd^{2+}/Cd} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0,360 - 0,763 = -0,403 V.$$

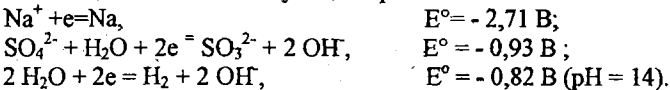
Расчет изменения энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции производят по уравнению  $\Delta G^0_{298} = -nFE^0$ . Для данной токообразующей реакции  $\Delta G^0_{298} = -2 \cdot 96500 \cdot 0,360 = -69,48 \text{ кДж}$ .

Изменение энергии Гиббса реакции и максимальная работа системы ( $A_{max}$ ) связаны следующим соотношением:  $\Delta G^0_{298} = -A_{max}$ . Таким образом, для данного гальванического элемента  $A_{max} = 69,48 \text{ кДж}$ .

**Пример 4.** Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе водного раствора сульфата натрия с угольным анодом? Какие процессы изменятся, если угольный электрод заменить на медный?

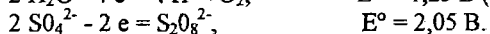
**Решение.** В растворе сульфата натрия имеются ионы  $Na^+$  и  $SO_4^{2-}$  и молекулы воды.

На катоде возможны следующие процессы восстановления:

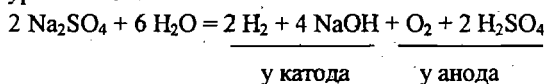


Потенциал восстановления молекул воды (-0,82 В) дан для щелочной среды, с учетом подщелачивания в ходе электролиза. Сравнивая потенциалы возможных катодных реакций, видим, что потенциал восстановления воды наибольший, это соответствует их большей окислительной способности. Поэтому на катоде будет происходить восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода и образованием ионов  $OH^-$ , а ионы  $Na^+$ , приходящие к катоду, будут накапливаться в катодном пространстве.

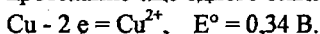
На аноде возможны следующие процессы окисления:



Окисление молекул воды идет при меньшем потенциале, следовательно, они обладают большей восстановительной способностью. Поэтому на аноде окисляются молекулы воды с образованием кислорода и кислой среды - ионы  $\text{H}^+$  возникают в электродной реакции, а ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  накапливаются в анодном пространстве. Таким образом, при электролизе раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с угольным инертным анодом в электродных процессах принимают участие только молекулы воды. Вблизи катода ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют раствор щелочи, а у анода ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  - раствор серной кислоты. Суммарная реакция электролиза выражается следующим уравнением:

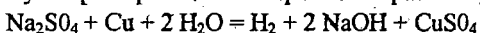


При замене инертного анода (угольного) на медный на аноде становится возможным протекание еще одного окислительного процесса - растворение меди:



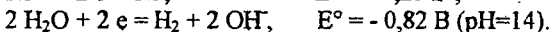
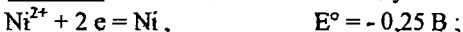
Этот процесс характеризуется более низким значением потенциала, чем остальные возможные анодные процессы. Поэтому при электролизе раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с медным анодом на аноде пойдет реакция окисления меди и в анодном пространстве будет накапливаться  $\text{CuSO}_4$ .

Суммарная реакция электролиза выразится уравнением



**Пример 5.** Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе водного раствора  $\text{NiCl}_2$  с инертным анодом.

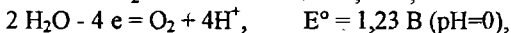
**Решение.** На катоде возможны следующие процессы:



Потенциал первой реакции наибольший, поэтому на катоде протекает восстановление ионов никеля.

Большинство процессов на электродах идет с перенапряжением, особенно - образование газов ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и др.). Пренебрежение величиной перенапряжения полуреакций может привести к неправильному определению природы электродного процесса.

Возможные анодные процессы:



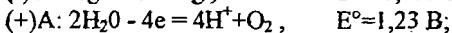
Согласно величинам стандартных электродных потенциалов на аноде должен выделяться кислород. В действительности на электроде выделяется хлор. Величина перенапряжения зависит от материала, из которого изготовлен электрод. Для

графита перенапряжение кислорода  $\eta_0 = 1,17$  В, что повышает потенциал реакции окисления воды до 2,4 В.

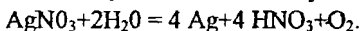
Следовательно, электролиз раствора  $\text{NiCl}_2$  протекает с образованием никеля и хлора:  $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{Cl}^- = \text{Ni} + \text{Cl}_2$ .

**Пример 6.** При электролизе водного раствора  $\text{AgNO}_3$  с нерастворимым анодом в течение 25 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 4,8 г серебра. Рассчитайте выход по току серебра. Какой процесс протекает на аноде?

**Решение.** При электролизе раствора  $\text{AgNO}_3$  в случае применения нерастворимого анода (например графитового) на электродах протекают процессы:



анион  $\text{NO}_3^-$  - не окисляем. Суммарное уравнение электролиза раствора  $\text{AgNO}_3$ :



По первому закону Фарадея масса вещества  $m$ , образующегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству пропущенного через раствор электричества  $Q$ :  $m = kQ = kIt = \frac{\Delta}{F}It$ ,

где  $k = \frac{\Delta}{F}$  - электрохимический эквивалент,  $\Delta$  - эквивалентная масса,  $F$  - постоянная Фарадея:  $F = 96500$  Кл/моль = 26,8 А\*ч/моль,  $\Delta_{\text{Ag}} = 107,87$  г/моль.

На практике часто вследствие протекания побочных процессов на электродах образуется меньше вещества, чем соответствует прошедшему через раствор электричеству. Выходом по току  $\eta_T$  называется выраженное в процентах отношение количества фактически полученного продукта электролиза  $m_{\text{факт}}$  к теоретическому  $m_{\text{теор}}$ :  $\eta_T = \left(\frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}}\right) 100\%$ .

Определяем  $m_{\text{теор}}$ :  $m_{\text{теор}} = (107,87 * 25 * 3 * 60) / 96500 = 5,04$  г. Выход по току -  $\eta_T = (4,8 / 5,04) 100\% = 95,24\%$ .

**Пример 7.** Рассчитайте силу тока при электролизе раствора, если на катоде в течение 1 ч 40 мин 25 с выделилось 1,4 л водорода (н.у.).

**Решение.** Согласно закону Фарадея  $I = \frac{mF}{t\Delta}$ . Так как количество водорода дано в объемных единицах, то отношение  $m/\Delta$  заменяем отношением  $V/V_{\text{экв.Н}}$ , где  $V_{\text{Н}}$  - объем водорода,  $V_{\text{экв.Н}} = 11,2$  л - эквивалентный объем водорода. Тогда  $I = (V * 96500) / (11,2 * t) = (1,4 * 96500) / (11,2 * 6025) = 2$  А.

## Вопросы и задания

1. Какие из перечисленных ионов  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{V}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  могут быть восстановлены железом из водных растворов?

2. а) Никелевая пластинка внесена в раствор соли трехвалентного хрома. Возможно ли растворение никеля и выделение хрома? б) Хромовая пластинка внесена в раствор соли никеля. Возможно ли растворение хрома и выделение металлического никеля?

3. Возможно ли вытеснение хромом цинка из раствора его соли? Возможно ли вытеснение цинком хрома из раствора его соли?

4. Будут ли реагировать металлический цинк с растворами: а)  $\text{NaCl}$ ; б)  $\text{MgSO}_4$ ; в)  $\text{SnCl}_2$ ; г)  $\text{CuSO}_4$ ; д)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ? Написать уравнения протекающих реакций.

5. В 1 М растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$  опускают по кусочку олова. В каком растворе олово будет растворяться?

6. Какие металлы будут выделяться, если кадмиевая пластинка опущена в раствор, содержащий одновременно  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$  с одинаковой концентрацией катионов?

7. Из каких солей металл может быть вытеснен никелем:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ?

8. Какие металлы будут выделяться на а)  $\text{Fe}$  – пластинке; б)  $\text{Ni}$  – пластинке, если они опущены в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ?

9. Какие металлы будут выделяться, если марганцевая пластинка опущена в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ?

10. Никелевые пластинки опущены в растворы:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ . С какими солями никель будет реагировать? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

11. В шесть пробирок налиты растворы:  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{SnCl}_2$ . В каждую брошено по кусочку цинка. В каких пробирках произойдут реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.

12. Какие из перечисленных ниже взятых попарно веществ будут взаимодействовать друг с другом?  $\text{Fe} + \text{HCl}$ ;  $\text{Cu} + \text{HCl}$ ;  $\text{Hg} + \text{AgNO}_3$ ;  $\text{Zn} + \text{MnSO}_4$ ;  $\text{Mg} + \text{NiCl}_2$ . Выразите проходящие реакции молекулярными и ионными уравнениями.

13. Между какими из перечисленных ниже взятых попарно веществ пойдет реакция замещения?  $\text{Ag} + \text{HF}$ ;  $\text{Cu} + \text{HgCl}_2$ ;  $\text{Zn} + \text{MgCl}_2$ ;  $\text{Sn} + \text{HCl}$ ;  $\text{Hg} + \text{HCl}$ ;  $\text{Zn} + \text{Ag}_2\text{SO}_4$ .

14. Три свинцовых пластинки опустили в растворы: а)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , б)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; в)  $\text{HNO}_3$  (разб.). Что произойдет в каждом случае с массой пластинки? Ответ пояснить с помощью химических реакций.

15. Три пластинки из железа погружали соответственно в растворы: а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; в)  $\text{ZnSO}_4$ . Как изменится масса пластинок после взаимодействия их с растворами?

16. Увеличится или уменьшится масса цинковой пластинки при взаимодействии: а) с раствором  $\text{CuSO}_4$ ; б) с раствором  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ?

17. Увеличится или уменьшится масса железной пластинки после выдерживания её в растворе: а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{NiSO}_4$ ; в)  $\text{AgNO}_3$ ?

18. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили: в первый цинковую пластинку, во второй – серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте молекулярные и электронные уравнения соответствующих реакций.

19. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{MgSO}_4$ ; в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

20. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{ZnSO}_4$ ; в)  $\text{NiSO}_4$ ? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

21. Составьте гальванический элемент, в котором железные и никелевые пластинки помещены в растворы своих солей. Напишите электродные реакции, уравнение токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС и константу равновесия.

22. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из серебряной и свинцовой пластин, опущенных в раствор собственных ионов с активностью  $a_{\text{Ag}^+} = a_{\text{Pb}^{2+}} = 1,0$  моль/л. Изменится ли ЭДС, если активности каждого вида ионов уменьшается в 10 раз?

23. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте ЭДС и  $A_{\text{max}}$  этого элемента.

24. Рассчитайте ЭДС медно-свинцового элемента, в котором  $a_{\text{Cu}^{2+}} = 0,1$  моль/л и  $a_{\text{Pb}^{2+}} = 0,01$  моль/л. Написать электродные реакции и определить направление движения электронов во внешней цепи.

25. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция  $\text{Zn} + \text{Sn}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Sn}$  при  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-4}$  моль/л,  $a_{\text{Sn}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л.

26. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция  $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$  при  $a_{\text{Cd}^{2+}} = 10^{-4}$  моль/л,  $a_{\text{Cu}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л.

27. ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов никеля  $10^{-4}$  моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов серебра в растворе его соли.

28. Вычислите в милливольтгах ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в растворы  $\text{ZnSO}_4$  с активностью  $2 \cdot 10^{-2}$  и  $3,2 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

29. Составьте схему концентрационного элемента при  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л у одного электрода и  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-6}$  моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой - катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

30. Какие процессы имеют место у магниевом концентрационного гальванического элемента, если у одного электрода активность ионов  $\text{Mg}^{2+}$  равна 1 моль/л, у другого - 0,001 моль/л. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента?

31. Составьте схему концентрационного элемента при  $a_{\text{Ag}^+} = 10^{-2}$  моль/л у одного электрода и  $a_{\text{Ag}^+} = 10^{-4}$  моль/л у другого. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой - катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

32. Имеется гальванический элемент  $\text{Ni} \mid a_{\text{Ni}^{2+}} = X \text{ моль/л} \parallel a_{\text{Co}^{2+}} = 1 \text{ моль/л} \mid \text{Co}$ . Чему должен равняться X для того, чтобы электродный потенциал никеля стал равен стандартному потенциалу кобальта?



33. Какова ЭДС концентрационного элемента, состоящего из серебряных электродов, находящихся в 0,1 и 0,001 М растворах азотнокислого серебра?

34. Рассчитайте ЭДС концентрационного элемента, состоящего из двух водородных электродов, погруженных в растворы с pH 2 и 4.

35. ЭДС элемента  $(-) \text{Fe} | a_{\text{Fe}^{2+}} = 0,1 \text{ моль/л} || a_{\text{Ag}^+} = X \text{ моль/л} | \text{Ag} (+)$  равна 1,152 В. Вычислите X.

36. Определите активность ионов  $\text{Cu}^{2+}$  в растворе, если при 298 К ЭДС элемента, в котором протекает реакция  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ , равна 1,16 В и  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л.

37. ЭДС гальванического элемента, составленного из двух водородных электродов, равен 0,271 В. Чему равен pH раствора, в котором погружён анод, если катод погружен в раствор с pH = 3?

38. Вычислите ЭДС и определите направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента:

а)  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} (1 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+ (0,01 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$ ;

б)  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} (0,1 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+ (0,01 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$ ;

в)  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} (0,01 \text{ моль/л}) || \text{Fe}^{2+} (1 \text{ моль/л}) | \text{Fe}$ ;

г)  $\text{Al} | \text{Al}^{3+} (0,1 \text{ моль/л}) || \text{Al}^{3+} (0,01 \text{ моль/л}) | \text{Al}$ ;

д)  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (1 \text{ моль/л}) || \text{Fe}^{2+} (0,1 \text{ моль/л}) | \text{Fe}$ ;

е)  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+ (0,001 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$ .

39. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов  $\text{Fe}^{2+}$ , равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор ее соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС элемента стала равной 0,85 В?

40. Какой из электродов отрицательный и какой положительный в концентрационном элементе, образованном алюминиевыми электродами: при активности ионов  $\text{Al}^{3+}$  в одном 0,01 моль/л, в другом – 0,1 моль/л? Рассчитайте ЭДС элемента.

41. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы  $\text{Cr}^{3+}$ . При какой концентрации ионов  $\text{Cr}^{3+}$  ЭДС этого элемента будет равна нулю?

42. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, у которого один цинковый электрод с  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л, а второй – водородный при стандартном давлении водорода и pH=2.

43. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами  $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}$  при  $a_{\text{Sn}^{2+}} = 0,5$  моль/л,  $\text{Ag} | \text{Ag}^+$  при  $a_{\text{Ag}^+} = 0,01$  моль/л и сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Написать реакции, протекающие на аноде и катоде.

44. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, один из электродов которого –  $\text{Pt} | \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$ , а второй –  $\text{Pt} | \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}$ . Активность всех ионов равна 0,1 моль/л.

45. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами  $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$  при  $a_{\text{Mg}^{2+}} = 0,1$  моль/л,  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 2$  моль/л, и сравните с ЭДС

гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Напишите реакции, протекающие на аноде и катоде.

46. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из медной и кадмиевой пластин, опущенных в раствор собственных ионов с активностью 0,1 моль/л. Изменится ли ЭДС, если активность каждого иона возрастает в 10 раз?

47. Даны два гальванических элемента: а)  $\text{Pt} \mid \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+} \parallel \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \mid \text{Pt}$ ; б)  $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$ . На основании стандартных электродных потенциалов определите, в каком элементе будет осуществляться окисление ионов  $\text{Sn}^{2+}$ . Рассчитайте константу равновесия для реакции, протекающей в этом элементе.

48. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе  $\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$ , составляет  $1 \cdot 10^{52}$  (298 К). Определите  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0$ , если  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76$  В. Составьте схему элемента, укажите знаки электродов.

49. Составьте схему элемента, в котором протекает реакция  $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 = \text{SnCl}_4 + \text{Hg}$ . Определите катод и анод и напишите протекающие на них реакции. Вычислите  $E^0$ .

50. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе  $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$ , равна  $1 \cdot 10^{21}$  (298 К). Определите  $E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^0$ , если  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77$  В. Напишите уравнение токообразующей реакции, укажите знаки полюсов в элементе.

51. Имеем гальванический элемент  $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} (a = 1) \parallel \text{Cu}^{2+} (a = 10^{-2}) \mid \text{Cu}$ . Напишите катодный и анодный процессы, уравнение токообразующей реакции. Рассчитайте ЭДС данного элемента.

52. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе  $\text{Ni} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$ , составляет  $10^{35}$  (298 К). Определите  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0$ , если  $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25$  В. Напишите реакции на электродах и составьте схему гальванического элемента.

53. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кадмиевой и медной пластинок, опущенных в 0,1 М растворы их солей. Запишите схему элемента, напишите уравнения реакций на аноде и катоде и токообразующей реакции. Укажите направление перемещения электронов во внешней цепи.

54. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция  $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$  при  $a_{\text{Fe}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л,  $a_{\text{Ag}^+} = 10^{-3}$  моль/л.

55. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор  $\text{ANO}_3$ , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, протекающей при работе элемента. Чему равна его ЭДС?

56. Определите активность ионов  $\text{Cu}^{2+}$  в растворе, если ЭДС элемента, в котором протекает реакция  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ , равна 1,16 В и  $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$  моль/л.

57. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте ЭДС этого элемента.

58. Составьте схемы электролиза водных растворов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CuCl}_2$  с платиновыми электродами.

59. Какие процессы протекают на инертных электродах и какие вещества выделяются при электролизе растворов: а)  $\text{CuCl}_2$ ; б)  $\text{AgNO}_3$ ; в)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{MgCl}_2$ ; д)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ?

60. Напишите уравнения реакций, протекающих на платиновых электродах при электролизе

- а) раствора хлористого кальция в воде;
- б) расплава хлористого кальция;
- в) раствора сульфата магния в воде;
- г) расплава сульфата магния;
- д) водных растворов  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{AgNO}_3$ .

61. Одинаковы ли продукты электролиза водных растворов  $\text{NaCl}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  на инертных электродах? Какие продукты образуются в катодном и анодном пространствах, если электролиз проводить с диафрагмой?

62. Какое вещество и в каком количестве выделится на графитовом аноде при электролизе раствора  $\text{CuCl}_2$  если на катоде выделилось 1,589 г меди?

63. Составьте схему процессов, происходящих на медных электродах, при электролизе водного раствора  $\text{KNO}_3$ .

64. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  с угольными электродами.

65. Какие реакции протекают на платиновых электродах и какие продукты получаются при электролизе  $\text{NaOH}$ :

- а) угольный,
- б) никелевый

66. Одинаковы ли будут продукты электролиза растворов солей  $\text{NaI}$  и  $\text{CaCl}_2$ ? Ответ обосновать соответствующими уравнениями реакций.

67. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде водного раствора  $\text{MnSO}_4$ , если электроды: а) угольные; б) марганцевые.

68. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов  $\text{NaOH}$  и  $\text{NiCl}_2$  с инертными электродами.

69. Напишите уравнения реакций у катода и анода при электролизе водного раствора  $\text{NiCl}_2$ , если был применён анод: а) угольный и б) никелевый.

70. Составьте схему электролиза раствора нитрата свинца (угольные электроды). Что произойдет, если взять аноды свинцовые?

71. Через последовательно соединенные электрические ванны с платиновыми электродами пропускали ток. В первой ванне была подкисленная вода, во второй – раствор  $\text{AgNO}_3$  и в третьей – раствор  $\text{CuCl}_2$ . Какие продукты и в каких количествах выделяются на электродах во всех трех ваннах, если в первой ванне на катоде получили 1 мг водорода?

72. Ток силой 2,5 А проходит последовательно через растворы  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$  в течение 30 мин. Одинаковое или разное количество железа и газа выделится на электродах? Ответ подтвердите расчетом.  $\eta = 100\%$ . Какой газ выделится на анодах?

73. Как электролитически получить  $\text{LiOH}$  из соли лития? Какое количество электричества необходимо для получения 1 т  $\text{LiOH}$ ? Составьте схемы электродных процессов.

74. Составьте схемы электролиза водных растворов солей а)  $\text{CuSO}_4$  на медных электродах; б)  $\text{NiSO}_4$  на никелевых электродах. Что произойдет при замене металлических электродов угольными?

75. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе: а) расплава хлорида магния; б) раствора хлорида магния. Сколько времени необходимо вести электролиз при силе тока 2 А, чтобы на катоде выделилось 2,43 г вещества для реакций «а» и «б»?

76. Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе растворов: а)  $\text{ZnCl}_2$  и б)  $\text{ZnSO}_4$  с цинковыми электродами?

77. Через растворы  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{MgSO}_4$  последовательно пропускали ток в 2А в течение 20 мин. Какие вещества и в каком количестве выделились в каждом случае?

78. Как долго надо пропускать ток силой 2,5 А через расплавленный дихлорид свинца, чтобы на катоде выделилось 20 г металла? Составьте схему электролиза на угольных электродах.  $\eta = 100\%$ .

79. Вычислите выход по току, зная, что после пропускания тока 0,5 А через раствор  $\text{ZnSO}_4$  в течение 30 мин масса катода увеличилась на 0,25 г. Дать схему электролиза на цинковых электродах.

80. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 13,4 А в течение 1 ч. Определите количество железа, которое выделилось на катоде, если выход по току был равен 70%. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах. Анод графитовый.

81. Какое вещество и в каком количестве выделится на графитовом аноде при электролизе раствора  $\text{CuSO}_4$ , если на катоде выделилось 1,589 г меди?

82. Электролиз раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$  проводили с нерастворимыми электродами при силе тока 2,68 А в течение 1 ч. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся при н.у. на электродах веществ.

83. При электролизе раствора сульфата меди на аноде выделилось 560 мл кислорода, измеренного при н.у. Сколько граммов выделилось на катоде?

84. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропустить ток силой 1,8 А в течение 1,5 ч. Вычислите эквивалент металла.

85. Через раствор сульфата кадмия пропущено 25 А \*ч электричества. При этом на катоде выделилось 42,5 г кадмия. Напишите уравнения реакций, протекающих на угольных электродах. Рассчитайте  $\eta$  кадмия.

86. Электролиз раствора сульфата цинка проводили с нерастворимыми анодами в течение 6,7 ч, в результате чего выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н.у. Вычислите силу тока и количество осажденного цинка при выходе его по току 70%.

87. При электролизе раствора двухвалентного металла на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.), а на катоде за это же время – 1,6 г металла. Какой это металл?

88. Через раствор хлорида железа (II) пропускали ток силой 3 А в течение 10 мин, а через раствор хлорида железа (III) - ток силой 5А в течение 6 мин. Разное или одинаковое количество железа выделилось на катодах при  $\eta = 100\%$ . Какой газ и в каком количестве выделялся на анодах, если они изготовлены из графита?

89. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата никеля. Рассмотрите при этом: а) электроды никелевые; б) электроды нерастворимые. Какой должна быть сила тока, чтобы за 10 ч на катоде выделилось 47 г никеля при выходе по току 80 %?

90. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде при электролизе раствора  $\text{SnCl}_2$ , если на аноде выделилось 1,12 л хлора (н.у.)?

91. Деталь была оцинкована за 1 ч 40 мин. Электролит – раствор  $\text{ZnSO}_4$ . Масса покрытия (Zn) составляет 7,84 г. Выход по току – 72,2 %. Чему была равна сила тока?

92. Для получения  $1 \text{ м}^3$  хлора (н.у.) при электролизе водного раствора хлорида натрия через раствор пропущено  $2500 \text{ А} \cdot \text{ч}$  электричества. Вычислите выход по току. Напишите схему электролиза с угольными электродами.

93. Ток проходит последовательно через растворы сульфата меди и дихлорида олова. Через некоторое время в первом выделилось 3,176 г меди. Какое количество олова выделилось за это время из второго раствора (электроды инертные,  $\eta = 100\%$ )? Дайте схемы электролиза этих солей.

94. Сколько граммов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  образуется около нерастворимого электрода при электролизе раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , если на аноде выделяется 1,12 л кислорода, измеренного при н.у.? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

95. Ток в 20 А в течение 30 мин пропускали через расплав дихлорида свинца. Найти массу выделившегося свинца и объем образовавшегося газа (н.у.). Составьте схему электролиза (Pt – электроды).

96. Ток в 3 А в течение часа пропускали через раствор нитрата серебра. Сколько граммов серебра выделилось на катоде?

97. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора едкого натра, б) расплава едкого натра. Напишите уравнения электродных реакций. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде, при прохождении  $26,8 \text{ А} \cdot \text{ч}$  электричества в электролизерах.

98. При электролизе растворов  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{CuSO}_4$  в электролизерах, соединенных последовательно, на катоде одного из электролизеров выделилось 0,2 г водорода. Сколько граммов вещества выделилось на других электродах электролизеров? Электроды угольные.

99. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Определите атомную массу металла.

100. Какие вещества и в каком количестве выделились на аноде и катоде при электролизе раствора  $\text{MgCl}_2$  при токе в 2 А в течение 0,5 ч? Анод изготовлен из инертного материала.

101. Какие процессы идут на графитовых электродах при электролизе раствора КОН? Сколько граммов вещества выделится на электродах при прохождении через раствор тока силой 6,7 А в течение 1 ч?

102. Вычислить выход по току, зная, что после пропускания тока 0,5 А через раствор  $\text{ZnSO}_4$  в течение 30 мин масса катода увеличилась на 0,25 г. Дайте схему электролиза на графитовых электродах.

## Лабораторные работы

### Работа I. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОТЕНЦИАЛОВ ОТДЕЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОДОВ

Абсолютные значения электродных потенциалов до сих пор определить не удалось, потому пользуются их относительными значениями, полученными путем изменения разности электродных потенциалов исследуемого электрода и стандартного. Таким повсеместно принятым стандартным электродом является стандартный водородный электрод (СВЭ).

В качестве электрода сравнения кроме СВЭ применяют и другие. Чаще всего для этой цели используют электроды второго рода, в частности хлорсеребряный.

Обычно потенциалы различных электродов для удобства их сопоставления пересчитывают относительно СВЭ, приводя к так называемой "водородной шкале" потенциалов. Величина потенциала хлорсеребряного электрода, измеренная относительно СВЭ, равна +0,222 В. Поэтому пересчет значения потенциала электрода, измеренного относительно хлорсеребряного электрода, к значению потенциалов по водородной шкале следует провести по формуле

$$E_{\text{элект}}^{\text{СВЭ}} = E_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}} + 0,222 \text{ В,}$$

где  $E_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}}$  — потенциал электрода измеренный относительно хлорсеребряного электрода, В;  $E_{\text{элект}}^{\text{СВЭ}}$  — потенциал электрода, измеренный по водородной шкале, В.

Для измерения потенциала какого-либо электрода необходимо составить цепь из исследуемого электрода и электрода сравнения. Такая система из двух электродов, соединенных жидкостным мостиком или полупроницаемой перегородкой, называется гальваническим элементом, а разность потенциалов между этими электродами — электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента.

Цель работы. Определить стандартные потенциалы медного, цинкового электродов.

Приборы и реактивы. Ламповый вольтметр, хлорсеребряный электрод, солевой мостик, цинковая и медная пластинки (электроды), 1 М растворы  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{CuSO}_4$ , провода, наждачная бумага.

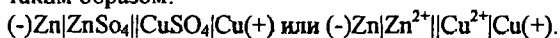
Выполнение работы: Собрать стандартный медный электрод: хорошо зачищенную медную пластинку погрузить в 1 М раствор  $\text{CuSO}_4$ . С помощью солевого мостика медный электрод соединить с электродом сравнения. Оба электрода присоединить к вольтметру. Записать измеренную величину ЭДС гальванического элемента. Аналогичные измерения провести с цинковым электродом.

Рассчитать величины потенциалов электродов по водородной шкале. Определить знаки потенциалов электродов. Из таблиц приложения выписать теоретические значения стандартных потенциалов исследованных электродов,

сравнить их с экспериментально полученными величинами. Рассчитать абсолютную и относительную ошибки измерений.

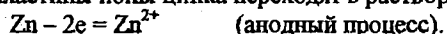
## Работа 2. ИЗМЕРЕНИЕ ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Гальванические элементы принято записывать в виде схем. Например, схема медно-цинкового элемента (элемента Даниэля-Якоби) может быть представлена таким образом:

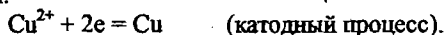


Одна вертикальная черта на схеме означает границу между металлом и раствором электролита, две черты границу между растворами.

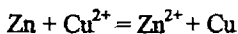
Электрод с меньшим потенциалом записывается со знаком (-) слева и называется анодом, электрод с большим потенциалом называется катодом и записывается со знаком (+) справа. На аноде всегда происходит процесс окисления, на катоде – процесс восстановления. Если замкнуть электроды, то электроны по внешней цепи от цинка пойдут к меди (от металла, имеющего более отрицательный потенциал, к металлу с менее отрицательным потенциалом). По мере удаления электронов с цинковой пластины ионы цинка переходят в раствор. Цинк окисляется:



Электроны, поступающие к медной пластинке, восстанавливают катионы меди из раствора её соли:



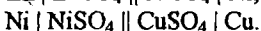
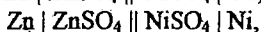
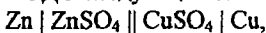
Суммируя процессы, идущие на обоих электродах, получаем ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции, за счет которой в элементе возникает электрический ток:



ЭДС такого элемента можно подсчитать, вычитая из потенциала положительного электрода (катада) потенциал отрицательного (анода). ЭДС стандартного медно-цинкового гальванического элемента

$$E^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0,337 - (-0,762) = 1,099 \text{ В.}$$

Цель работы. Определить ЭДС следующих гальванических элементов:



Приборы и реактивы. Вольтметр, Zn, Ni и Cu – пластинки (электроды), I M растворы ZnSO<sub>4</sub>, NiSO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, солевой мостик, провода, наждачная бумага, сосуды для электродов.

Выполнение работы. Хорошо зачищенные цинковую и медную пластинки погрузить соответственно в I M NiSO<sub>4</sub> и I M CuSO<sub>4</sub>.

Стаканы с растворами соединить с помощью солевого мостика. Электроды присоединить к ламповому вольтметру и измерить величину ЭДС медно-цинкового гальванического элемента. Аналогично измерить ЭДС никель-цинкового и медно-никелевого элементов.

Определить знаки потенциалов электродов. Каково направление тока в исследуемых гальванических элементах? Написать уравнение окислительно-

восстановительных процессов, происходящих на электродах элементов. Написать ионные и молекулярные уравнения токообразующих реакций, протекающих при работе данных гальванических элементов.

Рассчитать теоретические значения ЭДС исследуемых гальванических элементов. Определить абсолютную и относительную ошибки измерений.

### Работа 3. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

Электродный потенциал может характеризовать электрохимическую активность металлов в водных растворах. Поэтому, сопоставив электродные потенциалы различных металлов, измеренных в одинаковых условиях, можно судить об их активности относительно друг друга и количественно охарактеризовать эту активность. Обычно сопоставление электродных потенциалов проводят при стандартных условиях.

Если металлы расположить в ряд по возрастанию алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, то получим так называемый ряд напряжений или ряд активности металлов (см. приложение). В этот ряд помещают, кроме металлов, водород, что позволяет видеть, какие металлы способны вытеснить водород из водных растворов кислот.

### ОПЫТ I

Цель работы. Установить опытным путем относительную активность предложенных металлов: меди, железа, свинца, цинка, никеля, кадмия, магния.

Приборы и реактивы. Семь пробирок, медная, железная, свинцовая, никелевая, кадмиевая и магниевая пластинки или проволоки, наждачная бумага. 1 М растворы солей  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ , реактивы Чугаева, красная кровяная соль, фильтровальная бумага, стеклянные палочки.

Выполнение работы. Все металлы перед началом опытов необходимо тщательно зачистить наждачной бумагой. В каждую из пробирок налейте по 1,0 – 1,5 мл указанных выше растворов. Во все растворы, за исключением раствора соли свинца, опустите на 2 - 3 мин пластинки металлического свинца. В какой пробирке свинцовая пластинка покрылась налетом другого металла? Какой металл оказался менее активным, чем свинец? Напишите в ионном виде уравнение протекающей реакции. Достаньте из пробирок свинцовые пластинки и опустите во все растворы, за исключением раствора соли железа, железные пластинки. Какие металлы вытесняются из растворов солей железа? Напишите уравнения реакций. Укажите в каждом случае переход электронов и роль железа в протекающих реакциях. Какова восстановительная активность железа по сравнению с вытесненными металлами?

Проведите аналогичные опыты с пластинками меди, кадмия, никеля, цинка и магния. Наблюдайте каждый раз, в каких пробирках происходит вытеснение металла из раствора соли. Напишите уравнения протекающих реакций с указанием направления перехода электронов.



**Внимание!** Поскольку выделение из некоторых растворов металлического железа и никеля визуально не наблюдается, необходимо поступать следующим образом.

1. Вынутый из раствора  $\text{FeSO}_4$  металл промыть дистиллированной водой, осторожно высушить фильтровальной бумагой и нанести на его поверхности стеклянной палочкой каплю подкисленного раствора красной кровяной соли –  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . В случае, если на поверхности металла выделилось из раствора железо, то раствор окрасится в синий цвет.

2. Вынуть металл из раствора  $\text{NiSO}_4$ , промыть водой, просушить фильтровальной бумагой и стеклянной палочкой нанести на его поверхность капли реактива Чугасва. Красное окрашивание раствора указывает на наличие на поверхности исследуемого металла никеля.

Результаты наблюдений запишите в виде таблицы.

Опускаемый металл	Ионы металлов в растворе						
	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$
Cu							
Pb							
Cd							
Ni							
Zn							
Fe							
Mg							

При вытеснении металлом, стоящим в левой графе, другого металла из раствора его соли ставьте знак (+) под ионом вытесненного металла, при отсутствии реакции между металлом и раствором знак (-).

Какой из исследованных металлов самый сильный восстановитель? Расположите исследованные металлы в порядке убывающей восстановительной активности. Напишите в полученном ряду активности под каждым металлом его стандартный электродный потенциал. Соответствует ли составленный вами ряд активности расположению металлов в ряду стандартных электродных потенциалов (см. приложение)?

## ОПЫТ 2

**Цель работы.** Установить электрохимическую активность некоторых металлов (меди, железа, свинца, цинка, никеля, кадмия и магния) относительно водорода.

**Приборы и реактивы.** Семь пробирок, кусочки металлов Cu, Fe, Pb, Zn, Ni, Cd, Mg, 1 М раствор соляной кислоты.

**Выполнение работы.** На дно каждой из семи пробирок поместить порознь по кусочку Cu, Fe, Pb, Zn, Ni, Cd, Mg и прилить по 1-2 мл 1 М раствора соляной кислоты. Через 2-3 минуты отметьте, на каких металлах образуются пузырьки газа (пробирку со свинцом необходимо подогреть, так как образующаяся в реакции соль

$PbCl_2$  при комнатной температуре трудно растворима и вследствие этого препятствует протеканию реакции).

Во всех ли пробирках идет реакция? Дайте объяснение. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Принимая электродный потенциал водорода равным нулю, поместите водород в полученный в опыте 1 ряд активности металлов.

#### Работа 4. ЭЛЕКТРОЛИЗ С РАСТВОРИМЫМ АНОДОМ

Цель работы. На качественном уровне ознакомиться с процессом электролиза с окисляющимся анодом.

Приборы и реактивы. Стекланный стакан, угольный электрод, два медных электрода, выпрямитель, вольтметр, соединительные провода, 1 М  $H_2SO_4$ , насыщенный раствор  $NaCl$ .

##### А. Электролиз раствора $H_2SO_4$ с медным анодом

Ход работы. Закрепите электроды в крышке стакана, в стакан налейте на  $3/4$  объема серной кислоты. Электроды подключите к клеммам выпрямителя или аккумуляторной батареи через реостат. Угольный электрод должен быть катодом (отрицательный полюс), а медный электрод – анодом (положительный полюс). Установите напряжение на электродах примерно 1,5 В (напряжение контролировать по вольтметру) и в течение 4 - 5 минут пропускайте через раствор ток.

Запишите все свои наблюдения и объясните их. Какие реакции идут на электродах в начале электролиза и через некоторое время? Какой газ выделяется в начале электролиза на угольном катоде? Почему раствор окрашивается в голубой цвет? Напишите все возможные процессы на катоде и аноде. Какие из них идут в действительности? Составьте схему электролиза  $H_2SO_4$ .

##### Б. Электролиз насыщенного раствора $NaCl$ с медными электродами

Выполнение работы. Соберите схему для электролиза. В крышке стакана закрепите медные электроды и опустите их в горячий раствор ( $70 - 90 ^\circ C$ )  $NaCl$ . Установите на клеммах электролизера напряжение 1,3 – 1,4 В, в течение 5 минут пропускайте электрический ток через раствор.

Опишите свои наблюдения и объясните их. Составьте схему электродных процессов. Учтите, что медь окисляется до  $Cu^{2+}$ , а красно-коричневый осадок –  $Cu_2O$ . Запишите суммарное уравнение реакции электролиза.

#### Работа 5. ЭЛЕКТРОЛИЗ С НЕРАСТВОРИМЫМ АНОДОМ

Цель работы. На качественном уровне ознакомиться с процессом электролиза с инертными электродами.

Приборы и реактивы. U-образный электролизер, свинцовые и угольные электроды, выпрямитель, вольтметр, соединительные провода, растворы: а) 2М

$MnSO_4$  и 1 М  $H_2SO_4$  (соотношение 2 : 1); б) 0,5 М  $CuCl_2$  5%-ный KI; в) 5%-ный, фенолфталеин; г) 0,5 М  $Na_2SO_4$ , лакмус.

а) Электролиз раствора  $MnSO_4$

Электролиз раствора с пераставримым анодом проводится в приборе, состоящем из U-образной трубки и двух инертных электродов. Соберите схему для электролиза. В U-образный сосуд налейте (на 3/4 объема) раствор, состоящий из 2 М  $MnSO_4$  и 1 М  $H_2SO_4$  (соотношение объемов 2 : 1). В качестве электродов используйте свинцовые пластинки. Установите напряжение на клеммах электролизера примерно 3,5 В и в течение 2-3 минут пропускайте через раствор электрический ток. Во время электролиза на аноде выделяется коричневый осадок  $MnO_2$ . Что выделяется на катоде? Помните, что раствор подкислен! Составьте схему электролиза.

б) Электролиз раствора  $CuCl_2$

Налейте в U-образную трубку 0,5 М раствор  $CuCl_2$ , вставьте в оба колена трубки угольные электроды, присоедините их к источнику постоянного тока и пропускайте ток в течение 4-5 минут (напряжение 2,5-3 В). Выключив ток, убедитесь, что на катоде выделилась медь. Что выделяется на аноде? Почему? Составьте схему электролиза.

в) Электролиз раствора KI

Заполните U-образный электролизер 5%-ным раствором KI, добавьте 3-4 капли фенолфталеина и опустите в него угольные электроды. Установите напряжение на электродах приблизительно 3 В и пропускайте через раствор ток в течение 1,5-2,0 минут. Катодное пространство окрашивается в малиновый цвет. Почему? В анодном пространстве появляется бурая окраска свободного йода. Составьте схему электролиза.

г) Электролиз раствора  $Na_2SO_4$

В U-образный электролизер налейте раствор 0,5 М  $Na_2SO_4$ , к которому добавьте 3 - 4 капли лакмуса. На угольные электроды, опущенные в раствор, подайте напряжение 3,0 В. В течение 2 - 3 минут через раствор пропускайте ток.

Запишите свои наблюдения. Объясните изменение окраски раствора в катодном и анодном пространствах. Составьте схему электролиза.

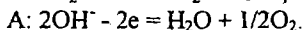
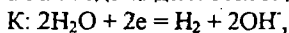
## Работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМНЫХ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ ЭКВИВАЛЕНТОВ ВОДОРОДА И КИСЛОРОДА

Цель работы. Знакомство с газовым кулонометром и методом определения объемных и электрохимических эквивалентов газов.

Приборы и реактивы. Источник постоянного тока, кулонометр, амперметр, секундомер, провода, технические весы, 1 М КОН.

Выполнение работы. Газовый кулонометр предназначен для определения количества водорода и кислорода, выделившихся вследствие электролиза воды. Он состоит из обычного стакана и двух газовых бюреток с вставленными снизу для сбора газа воронками. Ниже воронок установлены никелевые электроды. В стакан заливается 1 М раствора КОН, затем он засасывается в газовые бюретки, и прибор включается в электрическую сеть.

При электролизе в результате разложения воды на катоде выделяется водород, а на аноде выделяются гидроксид-ионы до свободного кислорода:



Перед началом опыта отметьте объемы в бюретках по нижнему мениску раствора (точка отсчета).

Установите ток в цепи 0,3 А. И в течение 15 минут пропускайте его через раствор. Разомкните цепь и замеряйте объемы выделившихся в каждой бюретки газов по разности начального и конечного объемов растворов. Приведите полученные объемы к нормальным условиям. Рассчитайте объемные и электрохимические эквиваленты водорода и кислорода по закону Фарадея. Определите ошибку опыта.

### Варианты домашних заданий

№ вариантов	Номера задач			
	1	8	21	59(а,в)
2	9	22	59(б,г)	71
3	10	23	60(а,б)	73
4	11	24	60(в,г)	78
5	7	25	60(д)	75
6	6	31	58	79
7	12	32	59	74
8	13	33	63	77
9	14	26	64	80
10	5	34	65	81
11	4	35	61(а)	82
12	3	36	61(б)	84
13	15	37	69	83
14	16	27	66	85
15	17	28	68	86
16	2	29	67	87
17	1	30	70	88
18	19	38(б)	76	89
19	20	38(в)	69	90
20	18	38(г)	58	91
21	10	39	61(а)	92
22	12	40	65	93
23	14	44	69	94
24	15	43	67	95
25	17	42	64	97
26	18	41	68	98
27	16	47(а)	63	100
28	19	45	60(а,б)	101
29	20	46	66	102
30	8	47(б)	60(в,г)	96

# ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Электродный процесс	$E^0, \text{В}$
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,925
$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	-2,925
$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923
$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,906
$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,888
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363
$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,847
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,662
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	-1,628
$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}$	-1,186
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,179
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,930
$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,744
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,460
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,408
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,403
$\text{Ti}^{3+} + e = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
$\text{Ti}^+ + e = \text{Ti}$	-0,336
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Mo}^{3+} + 3e = \text{Mo}$	-0,200
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,140
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
$\text{H}^+ + e = 1/2\text{H}_2$	0,000
$\text{Ti}^{4+} + e = \text{Ti}^{3+}$	+0,060
$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	+0,150
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0,150
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,220
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,521
$1/2\text{I}_2 + e = \text{I}^-$	+0,536
$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564
$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = \text{Hg}$	+0,854
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,960
$1/2\text{Br}_2 + e = \text{Br}^-$	+1,065

$\text{NO}^{2-} + 2\text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,190
$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	+1,200
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,228
$\text{Ti}^{3+} + 2e = \text{Ti}$	+1,252
$1/2\text{Cl}_2 + e = \text{Cl}^-$	+1,359
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,460
$\text{Au}^+ + 3e = \text{Au}$	+1498
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,507
$\text{Au}^- + e = \text{Au}$	+1,691
$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	+1,808
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,010
$1/2\text{F}_2 + e = \text{F}^-$	+2,870

Таблица 2

Равновесные потенциалы водородного и кислородного электродов при разных pH

Электродный процесс	$E^0$ , В
$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ /pH=14/	-0,82
$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ /pH=7/	-0,41
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ /pH=0/	0,00
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$ /pH=14/	+0,413
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$ /pH=7/	+0,815
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$ /pH=0/	+1,23