

Методические указания к задаче практикума по химической термодинамике

**Определение коэффициента активности электролита при
помощи ионоселективных электродов.**

Лаборатория химической термодинамики,
кафедра физической химии,
Химический факультет МГУ им. М.В. Ломоносова
2013 г.

Оглавление.

	стр
Введение	3
Принадлежности	5
Описание измерительной установки	5
Подготовка материалов и оборудования	7
Измерения	9
Обработка результатов измерений	9
Литература	12
Приложения	13

Введение.

Большое количество различных веществ при растворении в воде распадаются на ионы. Важной термодинамической функцией иона “i” в растворе является его химический потенциал μ_i , который выражается через активность иона так:

$$\mu_i(m_i) = \mu_i^0 + RT \cdot \ln(a_i) ,$$

где R – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура раствора. Химический потенциал зависит от концентрации иона, которая может быть выражена в единицах моляльности m_i – моль/кг. Моляльность численно равна количеству молей растворенного вещества в одном килограмме растворителя. При идеальном поведении иона в растворе активность равна его концентрации. Отклонение от идеальности характеризуется коэффициентом активности иона γ_i :

$$a_i = \gamma_i \cdot m_i$$

Через μ_i^0 обозначен химический потенциал иона в стандартном состоянии раствора. Часто в качестве стандартного выбирают раствор, находящийся в гипотетическом состоянии, при котором его моляльность равна 1 моль/кг, а поведение ионов идеально, то есть взаимодействие между ними отсутствует. В таком состоянии по определению $\gamma_i = 1$.

В электрически нейтральном растворе присутствуют ионы двух знаков зарядов – катионы и анионы. Химический потенциал растворенного вещества, в состав которого входят такие частицы, может быть выражен через их химические потенциалы. Например, для ионов с единичным зарядом он примет вид:

$$\mu = \mu_+ + \mu_- = \mu_+^0 + \mu_-^0 + RT \cdot \ln(\gamma_+ \gamma_- m_+ m_-)$$

Если ввести среднеионный коэффициент активности растворенного вещества, называемого электролитом, $\gamma_{\pm} = \sqrt{(\gamma_+ \gamma_-)}$, а его концентрацию обозначить через ‘m’, то последняя формула примет вид

$$\mu - \mu^0 = 2RT \cdot \ln(\gamma_{\pm} m) \quad (1)$$

μ^0 обозначает химический потенциал электролита в стандартном состоянии. Разность $\mu - \mu^0$ называют относительным химическим потенциалом и обозначают $\Delta\mu$. Для стандартного состояния растворителя как правило выбирают чистую воду.

Среднеионный коэффициент активности зависит от концентрации электролита. Вид этой зависимости может быть различным. Например, в термодинамической модели

Питцера, часто применяемой при моделировании свойств раствора электролита, для описания этой зависимости предлагается формула:

$$\ln(\gamma_{\pm}) = f^{\gamma} + mB_{MX}^{\gamma} + m^2 C_{MX}^{\gamma}, \quad (2),$$

где

$$f^{\gamma} = -A^{\varphi} \left[\frac{\sqrt{m}}{1 + 1.2 \cdot \sqrt{m}} + \frac{2}{1.2} \ln(1 + 1.2\sqrt{m}) \right]$$

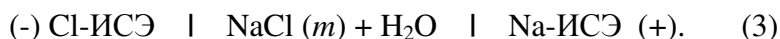
$$B_{MX}^{\gamma} = 2\beta_{MX}^{(0)} + \frac{\beta_{MX}^{(1)}}{2m} \left[1 - e^{-2\sqrt{m}} (1 + 2\sqrt{m} - 2m) \right]$$

‘MX’ обозначает растворенный электролит, $\beta_{MX}^{(0)}$, $\beta_{MX}^{(1)}$, C_{MX}^{γ} - не зависящие от ‘m’ константы для ‘MX’, A^{φ} - осмотический коэффициент, зависящий от температуры, плотности и диэлектрической постоянной растворителя (см. **Приложение 1**). Из формулы (1) следует, что среднеионный коэффициент активности может быть вычислен, если известен $\Delta\mu$ электролита и его концентрация в растворе.

Одним из физико-химических методов, позволяющих измерить $\Delta\mu$ электролита в растворе, например NaCl, служит метод электродвижущих сил (ЭДС) с ионоселективными электродами. Основой для применения ИСЭ в исследованиях термодинамических свойств растворов является наличие зависимости скачка электрического потенциала (E) на их мембране от отношения активностей (a_i', a_i'') потенциалоопределяющего иона по обе стороны мембраны [1].

$$E = \frac{RT}{z_i F} \ln\left(\frac{a_i'}{a_i''}\right).$$

Здесь F – постоянная Фарадея, z_i – заряд иона в единицах заряда протона. В этом методе измерения проводятся в электрохимической ячейке со схемой:



$\Delta\mu$ хлорида натрия выражается через электродвижущую силу ячейки (E) по формуле

$$\Delta\mu = -FE,$$

Или с учетом (1)

$$E = E_0 + \frac{2RT \ln(\gamma_{\pm} m)}{F} \quad (4)$$

Здесь E_0 - стандартная ЭДС, зависящая от применяемых в ячейке (3) экземпляров электродов, температуры и не зависящая от концентрации электролита. Подробный вывод формулы приводится в **Приложении 2**. Таким образом, проводя измерения ЭДС

ячейки при различных концентрациях хлорида натрия, можно определить параметры $\beta_{MX}^{(0)}$, $\beta_{MX}^{(1)}$, C_{MX}^{γ} , E_0 , а значит найти и концентрационную зависимость γ_{\pm} этой соли. Далее подробно описывается процедура определения γ_{\pm} таким способом.

Упражнение.

Определение среднеионного коэффициента активности NaCl в водном растворе.

Принадлежности:

1) ионоселективный электрод (ИСЭ) на натрий, 2) ИСЭ на хлор, 3) пробка-держатель для ИСЭ и термометра, 4) иономер, 5) электронный термометр, 6) персональный компьютер, 7) компьютерная программа пакета “MatLab” для обработки экспериментальных данных, 8) соль NaCl х.ч., 9) промывалка с деионизованной водой (300 мл), 10) аналитические весы с точностью 0.001 г, калька, шпатель для взятия навесок, 11) лабораторные стаканчики с пробками (10 шт.) объемом 100 мл для приготовления исследуемых растворов, 12) промывалка с дистиллированной водой (200 мл) для очистки ИСЭ, 13) термостат, поддерживающий комнатную температуру в воде, . 14) стеклянный термостатирующий кожух, 15) магнитная мешалка с мешальником

Описание измерительной установки

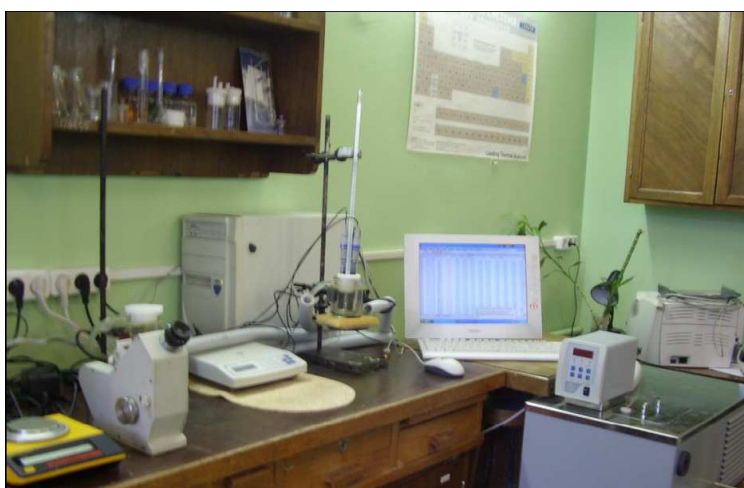


Рис.1

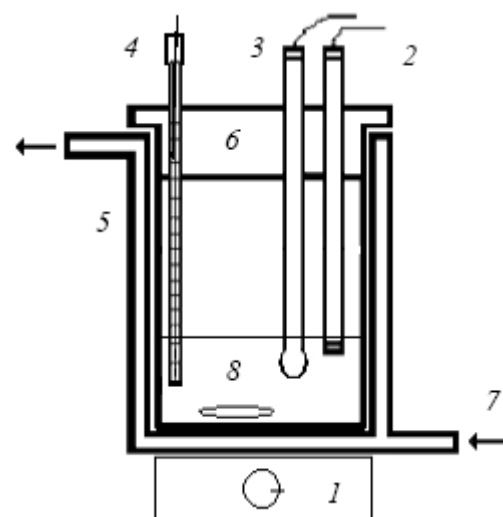


Рис. 2

Рис.1 Вид экспериментальной установки для электрохимических измерений

Рис.2. Схема ячейки для определения среднеионных коэффициентов активности методом ЭДС. 1 - магнитная мешалка, 2 – Cl-ИСЭ, 3 - Na-ИСЭ, 4 – электронный термометр, 5 – стеклянный кожух для термостатирования, 6 - поропластовая крышка, закрывающая стаканчик с исследуемым раствором 7 - подвод воды, 8 - магнитный якорек.

Измерительная установка включает в себя пару ионоселективных электродов, один из которых (Na-ИСЭ) чувствителен к ионам натрия в растворе, другой - к ионам хлора (Cl-ИСЭ).

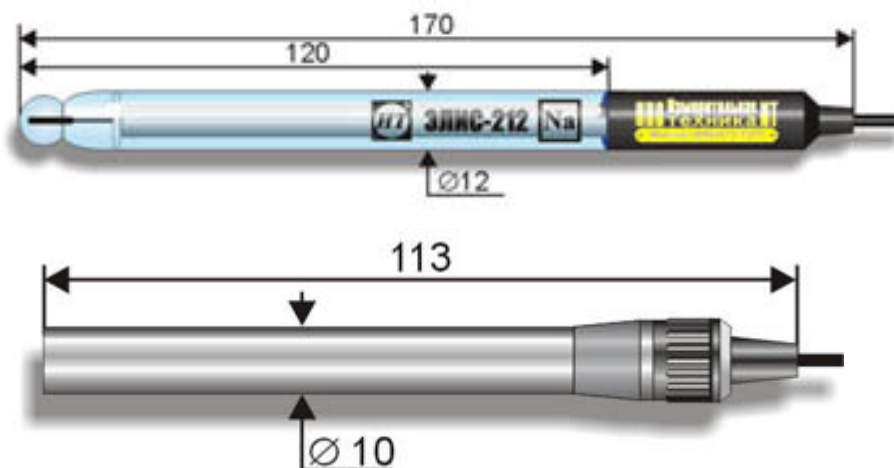


Рис3. Ионоселективные электроды: Na-ИСЭ, Cl-ИСЭ

С подробным описанием принципов работы ИСЭ можно ознакомиться в книге [2]. При измерениях электроды погружаются в исследуемый раствор и подключаются к иономеру для определения возникающих на их мембранах электрических потенциалов. Na-ИСЭ подключается к гнезду №1 на боковой панели иономера через разъем типа BNC. Cl-ИСЭ при помощи специального переходника подключается в любое из трех нижних гнезд, предназначенных для однополюсной вилки. Измеряемый раствор перемешивается магнитной мешалкой, размещенной под термостатирующим кожухом.

Для контроля температуры изучаемой среды предназначен электронный термометр, нижняя часть которого также погружается в раствор. Его показания считываются иономером через специальное пятиштырьковое гнездо подключения, расположенное на задней панели прибора. Два ИСЭ и термометр крепятся в пробке из поропласта, которой плотно закрывается стаканчик с исследуемым раствором.

Стаканчик с ИСЭ, термометром погружен в стеклянный двустенный кожух, внутри которого циркулирует дистиллированная вода, подаваемая из термостата. Для улучшения теплопередачи в зазор между стаканчиком и внутренней стенкой стеклянного кожуха из промывалки заливается дистиллированная вода до уровня примерно на 5 мм ниже края

стаканчика. Температура исследуемого раствора определяется температурой воды, подаваемой из термостата в стеклянный кожух. Она задается клавишами на блоке управления термостата.

Иономер передает измеряемые сигналы на компьютер посредством кабеля RS-232.

Подготовка материалов и оборудования.

Для приготовления растворов используется деионизованная вода с электропроводностью 0.2 мкСм/см. Такую чистоту позволяет получить фильтрующая система марки “Elix Millipore”. В качестве электролита применяется хлорид натрия марки “хч” (99.8 масс.%) или более высокой степени чистоты. 10 растворов с ориентировочными моляльностями: **0.05, 0.1, 0.3, 0.5, 0.7, 0.9, 1.2, 1.5, 1.8, 2.0 моль/кг** готовятся в стеклянных стаканчиках на 100 мл, закрываемых поропластовыми пробками. Моляльность должна быть рассчитана с точностью до 4-го знака после запятой. Глубина погружения электродов и наличие под ними на дне стаканчика магнитного якорька (мешальника) определяет минимальное количество исследуемого раствора. Его объем должен составлять не менее 18-20 мл.

После всех взвешиваний в каждый образец с помощью внешнего магнита погружается магнитный якорек. Следует обратить внимание, чтобы на этапе приготовления компоненты раствора не оказались размазанными по стенкам стаканчика в виде капель, а были сконцентрированы в его нижней части.

Ионоселективные электроды, термометр, закрепленные в крышке из поропласта следует тщательно ополоснуть сначала дистиллированной, затем деионизованной водой, осторожно осушить фильтровальной бумагой и погрузить в первый по порядку исследуемый раствор с моляльностью 0.05 моль/кг.

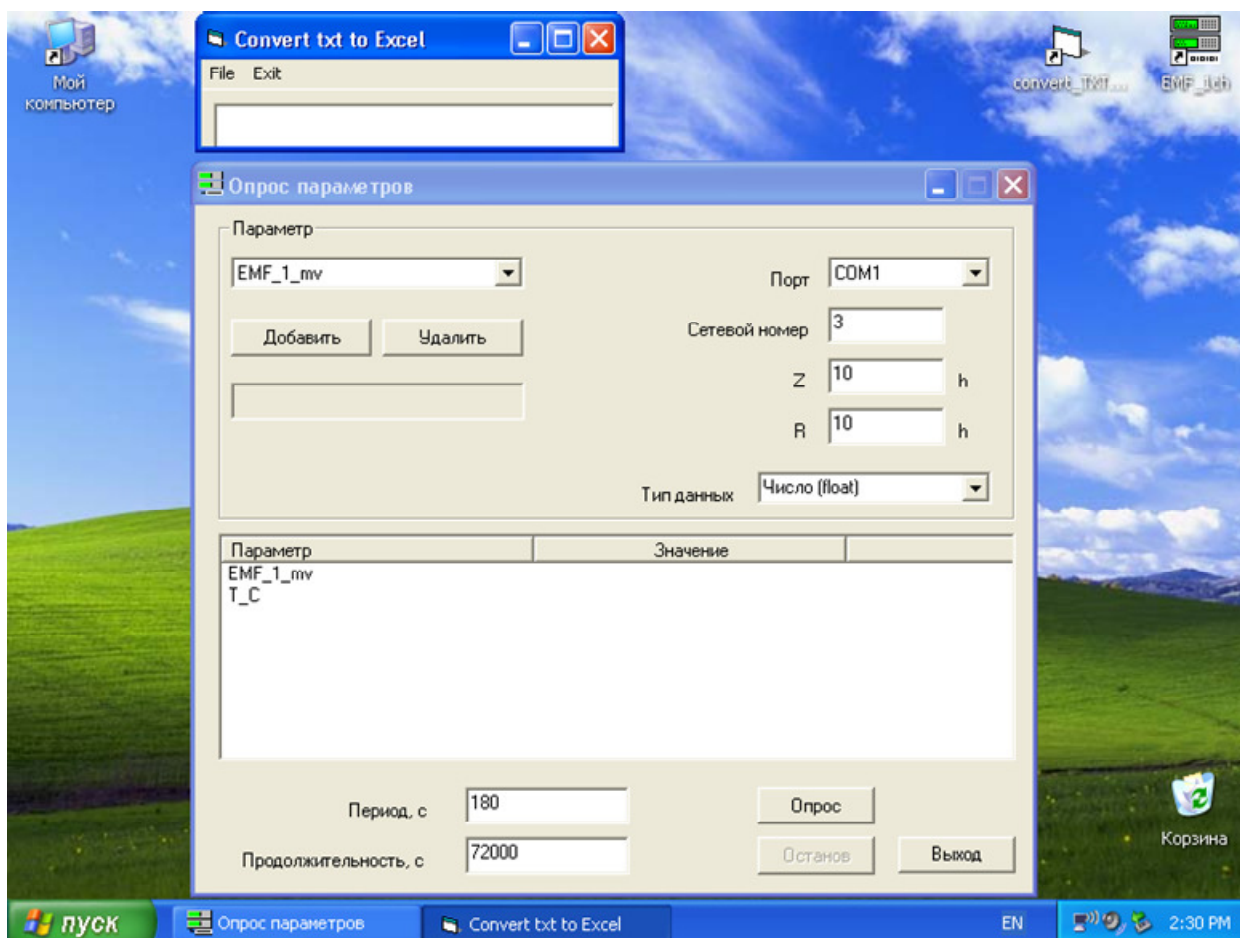
При осушении поверхности ИСЭ следует проявлять осторожность. **Нельзя протирать стеклянную мембрану Na-ИСЭ.** Слой жидкости с ее поверхности следует удалять только путем легких прикосновений фильтровальной бумагой. При опускании в раствор блока ИСЭ надо избегать касаний стеклянной мембраны стенок стаканчика.

Вся мембрана Na-ИСЭ, имеющая шарообразную форму, должна быть погружена в раствор. Так как мембрана Cl-ИСЭ представляет собой таблетку, закрепленную на конце его пластмассового корпуса, то для работы достаточно, чтобы электрод был опущен в раствор на 1- 2 мм.

Далее стаканчик с образцом опускается в стеклянный термостатирующий кожух и прижимается ко дну специальным креплением, предотвращающим его всплытие. В свободное пространство внутри кожуха из промывалки заливается дистиллированная

вода до уровня примерно на 5 мм ниже края стаканчика. Кабели электродов подсоединяются к иономеру. Включается перемешивание со скоростью примерно 1 об/сек.

Для считывания показаний иономера в компьютер следует запустить программу “EMF_1ch”. На открывшемся окне программы нажать кнопку “Опрос”. После этого раз в минуту информация из иономера начинает записываться в только что автоматически созданный файл текстового формата с именем “**pyumddd.n**”, размещенный в папке “**c:\pH_pX1_ch\Data**”. Здесь аббревиатура uumddd означает текущие год, месяц, день. Расширением “n” задается порядковый номер файла.



Для конвертирования информации в файл формата “Excel” следует запустить программу “**convert_TXT2XLS.exe**”, через меню которой выбрать только что созданный файл “**pyumddd.n**”. При этом после каждого измерения показания прибора будут запоминаться в файле формата электронной таблицы и выводиться на экран в следующем виде

Время	Температура, °С	ЭДС, мВ
10:28:05 AM	25.05	-45.12
.....

Измерения.

Измерительная процедура заключается в последовательном погружении блока электродов в стаканчики с измеряемыми растворами и считывании показаний иономера. Измерения начинают с наиболее разбавленного раствора ($m = 0.05$ моль/кг) и заканчивают наиболее концентрированным ($m = 2$ моль/кг). Время измерений в каждом растворе определяется главным образом скоростью достижения температуры 298.15 ± 0.05 К. После установления температуры следует дождаться, чтобы дрейф электродвижущей силы (ЭДС) ячейки не превышал 0.05 мВ/мин, и затем переходить к измерениям в следующем образце. Для этого блок ИСЭ извлекается из стаканчика, электроды и термометр без дополнительного промывания осушаются фильтровальной бумагой на всей поверхности, оказавшей смоченной раствором, и переносятся в очередной образец. Как правило, измерения в одном растворе длятся не более 20 минут.

В процессе измерений раствор должен перемешиваться якорьком магнитной мешалки со скоростью примерно 1 об/сек. Этого добиваются регулятором скорости вращения на магнитной мешалке. После измерений в последнем образце ($m = 2$ моль/кг) следует достать блок электродов из раствора, промыть их водой, осушить и передать лаборанту. Программу “convert_TXT2XLS.exe” и файл Excel “pyymmdd.xls” с результатами измерений можно закрыть. Работу программы “EMF_1ch” следует остановить кнопкой “Останов” в ее окне и также закрыть. Файл “pyymmdd.xls” располагается в папке “c:\pH_pX1_ch\Data”.

Обработка результатов измерений.

Обработка полученных данных заключается в выполнении процедуры аппроксимации экспериментальных значений ЭДС зависимостью (4) при варьировании параметров $\beta_{NaCl}^{(0)}$, $\beta_{NaCl}^{(1)}$, C_{NaCl}^{γ} , E_0 . Оптимальным считается набор параметров, при котором невязка

$$f_{\min} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (E_{i, \text{эксп}} - E_{i, \text{рассч}})^2}{(n-1)}}$$

принимает минимальное значение. Здесь $E_{i, \text{эксп}}$, $E_{i, \text{рассч}}$ обозначают измеренное и рассчитываемое в процессе минимизации значения ЭДС ячейки. Далее по этим параметрам путем подстановки их в (3) могут быть рассчитаны искомые среднеионные коэффициенты активности хлорида натрия.

На первом этапе обработки из всего массива измеренных величин, хранящихся в файле “**pyummdd.xls**”, следует сделать выборку данных, условия получения которых были наиболее близки к равновесным. Для каждого образца выбирается одна строка. Как правило, в качестве результата выбирается одно из последних измерений образца, выполненное непосредственно перед его заменой на новый. Таким образом может быть получена выборка, включающая $n=10$ записей. Для расчета по ним коэффициентов активностей, следует сформировать файл типа Excel следующего формата для дальнейшей обработки средствами пакета “MatLab”.

Фамилия студента (англ. буквами)		
T_K	M_mol/kg	E_mV
298.20	0.0501	-45.12
298.17	0.1002	-15.20
.....

При записи чисел следует использовать точку в качестве десятичного разделителя. Первая строка содержит фамилию студента, написанную английскими буквами. Вторая строка содержит заголовки столбцов. С 3-ей по 12-ую строку вносятся данные выборки. Файл именуется “**NaCl_H2O_ISE_student**” и помещается в папку “**c:\NaCl_H2O_ISE_student\Data**”.

Для расчета коэффициентов активности запускается пакет “MatLab”, в котором в качестве рабочей директории указывается папка “**c:\NaCl_H2O_ISE_student**”. Расположенный в этой папке файл с программой “**start_min_Pitz.m**” следует загрузить в окно “MatLab” и запустить клавишей “F5”. Программа обрабатывает первичные экспериментальные данные из файла “**NaCl_H2O_ISE_student.xls**”. Результат обработки выводится в окно “MatLab” и в текстовый файл “**out_NaCl_H2O_ISE_Фамилия.dat**”, который будет находиться в папке “**c:\NaCl_H2O_ISE_student\Data**”. Его формат следующий

m_NaCl _mol/kg	m ^{0.5}	gamma _NaCl	a _NaCl	N _point	T_K	EMF_exp _mV	EMF_calc _mV	dE _mV
0.0501	0.2238	0.8091	0.0019	1	298.15	-45.12	-50.10	-4.98
.....

' fmin 0.18443

' parameters 2s0

' 0.10104 0.07910

' 0.11577 0.25239

' -0.00787 0.04064

' 0.14299 0.00091

Колонки файла “out_NaCl_H2O_ISE_Фамилия.dat” содержат следующие данные:

1. моляльность образца (m)
2. \sqrt{m}
3. рассчитанный среднеионный коэффициент активности NaCl
4. активность NaCl в растворе
5. № измерения
6. температура
7. измеренная ЭДС ячейки (3)
8. рассчитанная (сглаженная) ЭДС ячейки (3)
9. разница между измеренной и рассчитанной ЭДС

В строках после таблицы приводятся f_{\min} - стандартное отклонение между рассчитанными и экспериментальными ЭДС и ниже выписываются 3 параметра модели Питцера $\beta_{NaCl}^{(0)}$, $\beta_{NaCl}^{(1)}$, C_{NaCl}^{γ} из (3), стандартная ЭДС (E_0), рассчитанные при минимизации и их доверительные интервалы ($2s_0$). В показанном примере параметры имеют следующие значения

$\beta_{NaCl}^{(0)}$	$\beta_{NaCl}^{(1)}$	C_{NaCl}^{γ}	$E_0, В$
0.101± 0.08	0.1158± 0.025	-0.00787±0.04	0.14299±0.0009

Полученные результаты представляют в виде графика в координатах (моляльность, среднеионный коэффициент активности). Находящийся в папке “c:\NaCl_H2O_ISE_student\Data” файл “out_NaCl_H2O_Mayorga.dat” содержит литературные данные из [3] для γ_{\pm}^{NaCl} . Их также следует отобразить на графике.

Для оценки достоверности рассчитанных коэффициентов активности вычисляют их среднеквадратичное отклонение от литературных данных для моляльностей исследуемых образцов.

Литература.

1. В. Морф, “Принципы работы ионоселективных электродов и мембранный транспорт”, М., Мир, 1985, 280с.
2. Камман К., “Работа с ионоселективными электродами”, М., Мир, 1980, 287 с.
3. Pitzer K.S., Mayorga G. // J. Phys. Chem., 1973, 77 (19), 2300-2308,
“Thermodynamics of Electrolytes. I I. Activity and Osmotic Coefficients for Strong Electrolytes with One or Both Ions Univalent”.

Приложение 1.

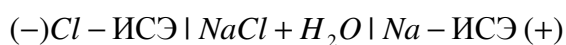
Осмотический коэффициент в единицах СИ записывается так:

$$A^{\varphi} = \frac{1}{3} \frac{\sqrt{2\pi N_A \rho}}{(\epsilon T)^{3/2}} \cdot \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot k} \right)^{3/2}.$$

Здесь N_A – число Авогадро, e – заряд электрона, k – постоянная Больцмана, T – абсолютная температура, ρ , ϵ – плотность и относительная диэлектрическая проницаемость растворителя.

Приложение 2.

Потенциалопределяющая реакция электрохимического элемента



. Ионоселективный электрод на хлор представляет собой хлорсеребряный электрод $Ag|AgCl$ с добавкой Ag_2S . Так как произведение растворимости в воде у Ag_2S примерно на 40 порядков меньше чем у $AgCl$, то можно считать, что формирование скачка электрического потенциала на поверхности электрода сравнения (Cl-ИСЭ) определяется только хлоридом серебра, и процессы протекающие на электродах Cl-ИСЭ и $Ag|AgCl$ описываются одинаково. Поэтому схему ячейки можно записать в более полной форме

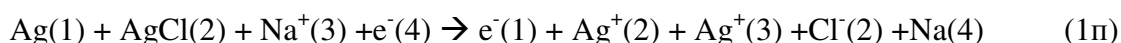


В скобках показана нумерация фаз. Вертикальная черта обозначает границы между раствором и электродами.

Электродвижущая сила электрохимического элемента численно равна сумме скачков электрических потенциалов на границах между фазами. Чтобы выразить скачок электрического потенциала на границах между электродами и раствором электролита через термодинамические свойства присутствующих фаз, принято рассматривать химические реакции, происходящие в элементе при протекании через него электрического тока. Например, при замыкании некоторым внешним проводником фаз (1) и (4), через ячейку, то есть через все фазы, приведенные на схеме, будет протекать ток в направлении от фазы (1) к фазе (4). То есть через раствор ток будет течь в направлении слева направо. Без такого замыкания ток, протекающий через всю ячейку, конечно отсутствует. При этом на границах фаз (1)-(2), (2)-(3), (3)-(4) будут соответственно идти реакции

№	Граница фаз	Р-ция
1	1/2	$\text{Ag}(1) \rightarrow \text{e}^-(1) + \text{Ag}^+(2)$
2	2/3	$\text{AgCl}(2) \rightarrow \text{Ag}^+(3) + \text{Cl}^-(2)$
3	3/4	$\text{Na}^+(3) + \text{e}^-(4) \rightarrow \text{Na}(4)$

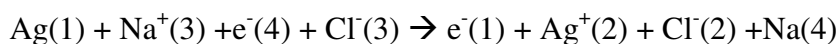
Суммируем реакции с (1) по (3).



Так как AgCl из электрода сравнения обязательно растворяется в растворе электролита и из-за своей низкой растворимости (произведение растворимости равно 10^{-10}) образует насыщенный раствор, то протекает реакция



Вычитая (2) из (1), получаем потенциалопределяющую реакцию элемента



Электрохимический потенциал составляющего “i” в фазе, которая находится в электрическом поле и имеет электростатический потенциал ‘φ’, выразится следующим образом:

$$\mu_i = \mu_i + z_i \cdot F \cdot \varphi,$$

где z_i – зарядовое число составляющего, F – постоянная Фарадея (равная по абсолютной величине электрическому заряду моля электронов). Для нейтральных составляющих $z_i=0$. В равновесии реакции суммы электрохимических потенциалов реагентов и продуктов равны:

$$\mu_{\text{Ag}}^0(1) + \mu_{\text{Na}^+}(3) + \underline{\varphi_3 F} + \mu_{\text{e}^-}(4) - \varphi_4 F + \mu_{\text{Cl}^-}(3) - \underline{\varphi_3 F} = \mu_{\text{e}^-}(1) - \varphi_1 F + \mu_{\text{Ag}^+}(2) + \underline{\varphi_2 F} + \mu_{\text{Cl}^-}(2) - \underline{\varphi_2 F} + \mu_{\text{Na}}^0(4)$$

Здесь подчеркнуты подобные члены. Предполагая, что химический потенциал электрона в фазе равен энергии Ферми, и он одинаков для фаз, находящихся в равновесии, получаем

$$\mu_{\text{Ag}}^0(1) - \mu_{\text{AgCl}}^0(2) + \mu_{\text{Na}^+}(3) + \mu_{\text{Cl}^-}(3) = (\varphi_4 - \varphi_1)F + \mu_{\text{Na}}^0(4) \quad (4)$$

$$\mu_{\text{Ag}}^0 - \mu_{\text{AgCl}}^0(2) - \mu_{\text{Na}}^0(4) + \mu_{\text{Na}^+}(3) + \mu_{\text{Cl}^-}(3) = (\varphi_4 - \varphi_1)F$$

$$E \equiv \varphi_4 - \varphi_1 = \frac{\mu_{\text{Ag}}^0 - \mu_{\text{AgCl}}^0 - \mu_{\text{Na}}^0}{F} + \frac{\mu_{\text{Na}^+}(3) + \mu_{\text{Cl}^-}(3)}{F}$$

$$E = \frac{\mu_{Ag}^0 - \mu_{AgCl}^0 - \mu_{Na}^0(4)}{F} + \frac{\mu_{Na^+}^0(3) + \mu_{Cl^-}^0(3) + RT \ln a_{Na^+} a_{Cl^-}}{F}$$

$$E = \frac{\mu_{Ag}^0 - \mu_{AgCl}^0 - \mu_{Na}^0(4) + \mu_{NaCl}^0(3)}{F} + \frac{2RT}{F} \ln(\gamma_{\pm} m),$$

где $\mu_{NaCl}^0(3)$ - химический потенциал соли в выбранном стандартном состоянии, γ_{\pm} - среднеионный к-т активности NaCl, m – моляльность раствора по NaCl. Первая дробь в правой части последнего выражения по определению равна стандартной ЭДС:

$$E_0 = \frac{\mu_{Ag}^0 - \mu_{AgCl}^0 - \mu_{Na}^0(4) + \mu_{NaCl}^0(3)}{F}$$

Видно, что величина стандартной ЭДС зависит от выбора стандартного состояния для соли, которому соответствует определенное значение $\mu_{NaCl}^0(3)$.

Таким образом справедлива формула

$$E = E_0 + \frac{2RT}{F} \ln(\gamma_{\pm} m)$$

Приложение 3.

Список рабочих файлов и папок

Файл	Папка	Назначение
“EMF_1ch”	Иконка на Рабочем столе	Связь с иономером
“convert_TXT2XLS.exe”	Иконка на Рабочем столе	Перевод формата из текстового в Excel
“pyummdd.n”	“c:\pH_pX\1_ch\Data”	Показания иономера
“pyummdd_n.xls”	“c:\pH_pX\1_ch\Data”	Показания иономера
“NaCl_H2O_ISE_student.xls”	“c:\ NaCl_H2O_ISE_student\Data”	Выборка
*.m	“c:\ NaCl_H2O_ISE_student	Файлы MatLab
“start_min_Pitz.m”	“c:\ NaCl_H2O_ISE_student	Запуск обработки экспериментальных данных
“out_NaCl_H2O_ISE_Фамилия.dat”	“c:\ NaCl_H2O_ISE_student	Результаты расчета
“out_NaCl_H2O_Mayorga.dat”	“c:\ NaCl_H2O_ISE_student\Data”	Лит. данные