

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«ПЕРМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

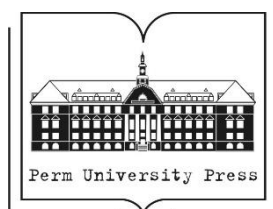
Кафедра физической химии

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ

Часть 1. Исследование растворов

Практикум

Для студентов, обучающихся по специальности
«Фундаментальная и прикладная химия»
и направлению подготовки «Химия»



Пермь 2026

УДК 543.06(075.8)
ББК 24.57я73
Р191

Составитель: доцент кафедры физической химии И. Л. Ракитянская

Р191 **Электрохимические** методы исследования. Часть 1.
Исследование растворов : практикум / И. Л. Ракитянская ;
Пермский государственный национальный исследовательский
университет. – Пермь, 2026. – 32 с.

Издание предназначено для студентов химического факультета, изучающих возможность применения электрохимических методов исследования различных объектов в растворе. Содержит описание шести лабораторных работ по следующим способам электрохимического исследования состава раствора электролита: потенциометрия, кулонометрия, кондуктометрия и амперометрия.

УДК 543.06(075.8)
ББК 24.57я73

*Допущено методической комиссией химического факультета
Пермского государственного национального исследовательского университета*

© ПГНИУ, 2026

© Ракитянская И. Л., составление, 2026

СОДЕРЖАНИЕ

Правила оформления отчётов по лабораторным работам.....	4
ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ	5
Лабораторная работа № 1. Определение pH раствора с помощью стеклянного электрода.....	6
Теоретический раздел	6
Экспериментальная часть	8
Лабораторная работа № 2	9
Определение содержания фторид-ионов в растворе (pF) с использованием фторид-селективного электрода	9
Теоретический раздел	9
Экспериментальная часть	11
Лабораторная работа № 3	13
Потенциометрическое кислотно-основное титрование	13
Экспериментальная часть	15
КУЛОНОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ	17
Лабораторная работа № 4	17
Определение хлорид-ионов методом кулонометрического титрования с потенциометрической индикацией конечной точки титрования	17
Теоретический раздел	17
Экспериментальная часть	19
КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ.....	22
Лабораторная работа № 5	22
Кондуктометрическое кислотно-основное титрование	22
Теоретический раздел	22
Экспериментальная часть	25
АМПЕРОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ	27
Лабораторная работа № 6	28
Определение концентрации ионов цинка методом амперометрического титрования	28
Теоретический раздел	28
Экспериментальная часть	29

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ ОТЧЁТОВ ПО ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ

1. Лабораторные работы выполняются только по заданию преподавателя!

2. Отчёты по лабораторным работам оформляются в лабораторном журнале. Для лабораторного журнала необходимо выбрать тетрадь с неразъёмными креплениями страниц (на скрепках или на спирали). Недопустимо вести записи экспериментальных данных на отдельных листах.

3. Перед началом эксперимента необходимо записать в журнале:

- дату,
- название работы,
- сформулировать цель работы
- Перечислить используемое оборудование и реактивы
- Расчертить таблицу для записи данных

4. Во время эксперимента необходимо вести записи экспериментальных данных шариковой ручкой. Недопустимо использовать для записей карандаш или ручку «пиши-стирай». При внесении исправлений ненужные данные необходимо аккуратно зачеркнуть, но не замазывать корректором и не вырывать страницу.

5. Все расчёты должны быть приведены полностью, с указанием расчётных формул.

6. Графики необходимо строить на миллиметровой бумаге хорошо заточенным карандашом, с использованием линейки и лекал. Построение графиков в графических редакторах допускается только по специальному разрешению преподавателя. Каждый график должен быть вклеен в лабораторный журнал и должен иметь следующие элементы:

- Полное название
- Подписи у осей с указанием единиц измерения откладываемых величин

7. После выполнения эксперимента необходимо сделать несколько выводов (не менее трёх) по проделанной работе.

Отчёт по лабораторной работе предоставляется в рукописной форме разборчивым почерком. Отчёты в печатном виде не принимаются.

ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ

Электродный потенциал, E^0 , В – разность электрических потенциалов между электродом и находящимся с ним в контакте электролитом (чаще всего между металлом и раствором электролита).

Возникновение электродного потенциала обуславливается переносом заряженных частиц через границу раздела фаз (например, металл-раствор), специфической адсорбцией ионов, а при наличии полярных молекул (в том числе молекул растворителя) – их ориентационной адсорбцией. Величина электродного потенциала зависит как от природы и состава контактирующих фаз, так и от закономерностей электродных реакций на границе раздела фаз.

Равновесное значение скачка потенциалов на границе раздела электрод/раствор определяется исключительно особенностями электродной реакции и не зависит от природы электрода и адсорбции на нём поверхностно-активных веществ. Эту абсолютную разность потенциалов между точками, находящимися в двух разных фазах, нельзя измерить экспериментально или рассчитать теоретически.

Практическое значение имеют относительные электродные потенциалы, обычно называемые просто **электродные потенциалы**, представляющие собой разность электродных потенциалов рассматриваемого электрода и электрода сравнения — чаще всего нормального водородного электрода, электродный потенциал которого условно принимается равным нулю (для водных систем). Значения относительных электродных потенциалов для многих реакций опубликованы в справочниках.

Рассчитать значение электродного потенциала конкретного электрода в конкретном растворе позволяет уравнение Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0 + \frac{2,3 RT}{nF} \lg(a_{Me^{n+}}), \quad (1)$$

где E – потенциал при данной температуре и концентрации;

E^0 – стандартный потенциал (в таблице);

R – универсальная газовая постоянная = 8,313 Дж·моль⁻¹·градус⁻¹;

T – абсолютная температура = 273 К;

n – число электронов принимающих участие в электрохимической реакции;

F – число Фарадея 96485 Кл;

a – активность иона в растворе.

При стандартной температуре 25°C множитель $2,3RT/F$ в уравнении (1) равен 0,059 мВ, и если градуировочный график в координатах $E = f(pX)$

имеет наклон, равный этой величине, то ионселективный электрод считается пригодным к использованию.

Разность электродных потенциалов двух электродов, катода и анода, которые могут быть представлены индикаторным электродом и электродом сравнения, есть электродвижущая сила (ЭДС):

$$E = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} \quad (2)$$

Величину ЭДС фиксирует высокоомный вольтметр или иономер. В качестве электрода сравнения в лабораторной практике чаще всего используется хлорсеребряный электрод. Индикаторный электрод выбирается исходя из условий поставленной задачи.

Лабораторная работа № 1

Определение pH раствора с помощью стеклянного электрода

Теоретический раздел

Концентрация ионов водорода – важный показатель воды и водных растворов. Большинство живых организмов, населяющих водные среды, могут существовать лишь в очень узком интервале этой величины, примерно равной 10^{-7} моль/л, и значительный сдвиг этого показателя в ту или другую сторону грозит нарушением экосистемы водоема.

Для растворов, приготовленных в лаборатории, эта величина может варьироваться в очень широких пределах, отличаться на порядки величины. Поэтому удобнее для ее выражения использовать логарифмическую шкалу. Таким образом, водородным показателем pH называется десятичный логарифм активности водородных ионов, взятый с обратным знаком.

$$pH = -\lg a_{H^+}, \quad (3)$$

где a_{H^+} – активность ионов водорода, моль/л;

С помощью pH реакция среды растворов характеризуется как:

- нейтральная, $a_{H^+} = 10^{-7}$ моль/л, $pH = 7$;
- кислая, $a_{H^+} > 10^{-7}$ моль/л, $pH < 7$;
- щелочная, $a_{H^+} < 10^{-7}$ моль/л, $pH > 7$;

Обозначение pH , pF , pK и т.п. часто используются в химии, и символ « p » перед какой-либо величиной означает ее отрицательный десятичный логарифм.

В лаборатории pH чаще всего определяют методом прямой потенциометрии со стеклянным электродом.

Стеклянный электрод состоит из тонкостенного стеклянного шарика (стеклянной мембраны). Диаметр шарика электрода должен составлять 10-15 мм, а толщина стенок – несколько сотых миллиметра. Внутри шарика налит раствор электролита с известной концентрацией ионов водорода и введен электрод (часто хлорсеребряный). Стеклянные электроды хранят в дистиллированной воде или 0,1 н. растворе соляной кислоты для поддержания на поверхности слоя гидрогеля, необходимого для функционирования электрода.

Потенциал стеклянного электрода в значительном интервале концентраций ионов водорода линейно зависит от pH раствора по уравнению Нернста, т. е.

$$E_{ст.эл.} = E^0_{ст.эл.} + m \cdot \lg a_{H^+} = E^0_{ст.эл.} - m \cdot pH \quad (4)$$

где $E^0_{ст.эл.}$ нормальный потенциал стеклянного электрода; m – константа.

Величина $E^0_{ст.эл.}$ зависит от сорта стекла, состава раствора, заполняющего шарик, и температуры.

Постоянная величина m теоретически должна быть равна $2,3RT/F$. На практике получают значения m несколько меньше теоретического. В связи с тем, что $E^0_{ст.эл.}$ и m в уравнении являются неизвестными, стеклянный электрод перед определением pH исследуемого раствора должен быть предварительно **прокалиброван**. Для калибровки стеклянного электрода необходимы как минимум два буферных раствора с известными значениями pH .

По оси абсцисс калибровочного графика откладывают величины pH , а по оси ординат – значения электродвижущей силы (мВ). Если все точки ложатся на одну прямую, а наклон её равен 58 мВ, то электрод считается пригодным для работы.

Преимущество стеклянного электрода перед водородным и хингидронным электродами заключается в том, что он позволяет определять pH раствора любого химического соединения в достаточно большом интервале значений.

К недостаткам стеклянного электрода следует, прежде всего, отнести его хрупкость и большое сопротивление.

Так как стеклянный электрод имеет очень большое внутреннее сопротивление, то сила тока, протекающего через элемент со стеклянным электродом, настолько мала, что обычные гальванометры (стрелочный или зеркальный) не могут быть использованы, и необходимо применение высокоомного вольтметра (иономера, pH -метра)

Цель работы: Определение pH исследуемого раствора (водопроводной или снеготалой воды, сока, кофе, раствора мыла и др. водных растворов).

Необходимая аппаратура и реактивы:

1. Ионномер или высокоомный вольтметр для измерения ЭДС;
2. Стекланный электрод;
3. Хлорсеребряный электрод – электрод сравнения;
4. Ячейка для измерения pH ;
5. Набор буферных растворов для построения калибровочного графика;
6. Магнитная мешалка.

Экспериментальная часть

Для построения калибровочного графика необходимо определить значения E , мВ для растворов с известными значениями pH (буферных растворов).

Порядок проведения эксперимента:

1. Подготовьте датчик к работе:
 - а) промойте электроды дистиллированной водой;
 - б) залейте буферный раствор в стаканчик
 - в) погрузите в стаканчик электроды (необходимо, чтобы электроды при погружении в стакан не доходили до дна на 4-6 мм).
2. Таким образом, проводится измерение для 5-6 буферных растворов, результаты заносятся в таблицу 1.
3. По данным таблицы 1, на миллиметровой бумаге постройте график $pH - E$, (мВ), (допускается построение графика с помощью компьютерных программ по разрешению преподавателя). Его наклон к оси абсцисс есть m в уравнении (4).
4. Произведите определение pH водопроводной или снеготалой воды (по заданию преподавателя). Для этого раствор с неизвестным значением pH заливается в стаканчик, в который погружены электроды, и производится измерение ЭДС.

Таблица 1. Зависимость ЭДС буферного раствора от pH .

pH буферного раствора	E , мВ

Для отчёта необходимо:

- Измерить ЭДС растворов для калибровки электрода, результаты записать в таблицу.
- Построить на миллиметровой бумаге градуировочный график зависимости E , мВ – pH . (по согласованию с преподавателем допускается

построение графика с помощью компьютерных программ), найти область прямолинейной зависимости.

- Рассчитать наклон градуировочного графика и определить, пригоден ли он для использования.
- Измерить ЭДС в растворах с неизвестным значением рН (задачи, выданные преподавателем, напиток, моющее средство и т.п.)
- По градуировочному графику определить рН задачи, раствора с неизвестным значением этой величины.

Лабораторная работа № 2

Определение содержания фторид-ионов в растворе (рF) с использованием фторид-селективного электрода

Теоретический раздел

Фториды широко распространены в природе. Известно свыше 100 фторсодержащих минералов, среди которых наиболее богаты фтором криолит (54,3%) и флюорит (48,7%), меньше фтора содержится в фторапатитах, биотитах, мусковитах и других, фторфосфаты кальция и апатиты содержат до 3,8% фтора. Поэтому, практически в любом водоеме присутствует некоторое фоновое количество фторид-ионов. Содержание фтора в речных водах колеблется в пределах 0,05÷1,9 мг/л, атмосферных осадках – 0,05÷0,54 мг/л, подземных водах – 0,3÷4,6 мг/л, иногда достигая насыщения по отношению к CaF_2 . В термальных водах концентрация фтора достигает в отдельных случаях 10 мг/л, в океанических водах фтора содержится до 1,3 мг/л.

Однако, многие промышленные предприятия увеличивают концентрацию этого галогена, что приводит к неблагоприятной экологической обстановке в этом регионе. Повышенное содержание фтора может наблюдаться в некоторых сточных водах предприятий стекольной и химической промышленности (производство фосфорных удобрений, стали, алюминия), в некоторых видах шахтных вод и в сточных водах рудообогатительных фабрик. Применение фтористых соединений в народном хозяйстве постоянно расширяется, что ведет к нарастанию техногенного загрязнения окружающей среды фтором.

Повышенные количества фтора в воде (более 1,5 мг/л) оказывают вредное действие на людей и животных, вызывая костное заболевание (флюороз). Очень низкое содержание фтора в питьевой воде (менее 0,01 мг/л) также вредно сказывается на здоровье, вызывая опасность возникновения зубного кариеса.

ПДК_в фтора составляет 1,5 мг/дм³ (лимитирующий показатель вредности – санитарно-токсикологический).

Для удобства часто концентрацию фторид-ионов выражают в логарифмической шкале, то есть определяют pF .

$$pF = -\lg a_{F^-} \quad (5)$$

Фторид-ионы, также как и водородный показатель pH , определяют методом прямой потенциометрии. В качестве фторидселективного используют твердый электрод, мембрана которого состоит из монокристалла фторида лантана, активированного европием. Внутренняя полость электрода заполнена эквивалентной смесью 0,1М КСl и 0,1М KF. Перед работой электрод выдерживают в течение 10 часов в 10⁻³М растворе фторида натрия.

На точность определения фторидов могут оказывать влияние различные факторы, такие как:

1) pH среды. В случае фторид-ионов в кислых средах может наблюдаться неполная диссоциация HF или образование ассоциатов H_nF_n. В связи с этим, при определении фторидов, в отличие от определения хлоридов и йодидов, pH анализируемого раствора не может быть меньше 5. Фторид лантана, который используется в ионоселективном электроде на фторид-ион, гидролизует при $pH = 9$. Поэтому надежное действие фторидного электрода ограничено интервалом $pH = 5 \div 9$. Нужный сравнительно узкий интервал pH при определении фторидов, реализуется введением добавки буферного раствора с определенной ионной силой, равной 1,75 – 2М, что достигается, в основном, введением ацетата натрия.

2) Присутствие посторонних солей может сказаться на показаниях электродов лишь в связи с химическим взаимодействием их с галогенидами или с компонентами мембраны электрода. Поэтому макрокомпоненты природных вод (ионы натрия, калия, магния, гидрокарбонаты, сульфаты и т.п.) не влияют на показания галогенидных электродов.

3) Присутствие солей алюминия. Состояние фторид-иона в природных водах зависит от присутствия растворенного алюминия, с которым он образует ряд комплексных соединений. Содержание алюминия на порядок выше содержания других микроэлементов в природных водах (10⁻² мг/л), поэтому он существенно влияет на показания фторидного электрода. Влияние ионов алюминия устраняют введением маскирующего буферного раствора с ионной силой, равной 1,75 – 2,0 М, на основе ацетата и цитрата натрия с добавлением 0,005 М соли лантана.

Цель работы:

Определение pF водопроводной воды методом построения калибровочного графика.

Необходимая аппаратура и реактивы:

1. Иономер или высокоомный вольтметр для измерения ЭДС
2. Ионселективный фторидный электрод ЭФ-VI
3. Хлорсеребряный электрод сравнения
4. 0,1 М раствор NaF
5. Ацетатный буферный раствор
6. Ячейка для электрохимических измерений
7. Магнитная мешалка.

Экспериментальная часть

Концентрацию фторид-иона в исследуемом растворе определяют методом калибровочного графика, для построения которого устанавливают зависимость между потенциалом электрода и активностью ионов фтора в растворе. С этой целью готовят стандартные растворы фторида натрия в колбах ёмкостью 50 мл последовательным разбавлением рабочего 0,1 М раствора фторид-ионов, добавляя в каждую колбу по 25 мл уксусно-ацетатного буферного раствора. Концентрации фторид-ионов указаны в таблице 2.

В качестве электрода сравнения используют хлорсеребряный электрод.

Порядок проведения эксперимента:

1. Включите измерительный прибор (иономер или высокоомный вольтметр) в сеть и выдержите его 10–20 мин.
2. Перелейте приготовленный раствор в стаканчик на 50 мл, стаканчик поместите на столик-подставку, в него погрузите электродную систему.
3. Измерьте ЭДС системы, переходя от меньших концентраций к большим. Измерения ЭДС цепи проводят через 2–5 минут после установления постоянного значения.
4. Результаты измерений запишите в таблицу 2.
5. На миллиметровой бумаге постройте градуировочный график в координатах E , мВ – pF , (по согласованию с преподавателем допускается построение графика с помощью компьютерных программ), найти область прямолинейной зависимости.
6. Прodelывая операции с п. 2 по п. 3 для исследуемого раствора, определите для него значение ЭДС, после чего, найдите по графику содержание фторид-ионов в исследуемой пробе с учетом разбавления.
7. Тщательно промойте электроды дистиллированной водой и поставьте их в раствор для вымачивания.

Таблица 2. Зависимость ЭДС растворов от содержания фторид-ионов.

№ раствора	Концентрация ионов F^- моль/л	Приготовление раствора	pF	ЭДС, мВ
1	$5 \cdot 10^{-2}$	25 мл рабочего раствора, буферная смесь		
2	$1 \cdot 10^{-2}$	5,0 мл рабочего раствора, буферная смесь и дистиллированная вода		
3	$5 \cdot 10^{-3}$	5,0 мл раствора № 1, буферная смесь и дистиллированная вода		
4	$1 \cdot 10^{-3}$	5,0 мл раствора № 2, буферная смесь и дистиллированная вода		
5	$5 \cdot 10^{-4}$	5,0 мл раствора № 3, буферная смесь и дистиллированная вода		
6	$1 \cdot 10^{-4}$	5,0 мл раствора № 4, буферная смесь и дистиллированная вода		
7	$5 \cdot 10^{-5}$	5,0 мл раствора № 5, буферная смесь и дистиллированная вода		
8		Анализируемая проба воды и буферная смесь		

Для отчёта необходимо:

- Измерить ЭДС растворов для калибровки электрода, результаты записать в таблицу.
- Построить на миллиметровой бумаге градуировочный график зависимости E , мВ – pF. (по согласованию с преподавателем допускается построение графика с помощью компьютерных программ), найти область прямолинейной зависимости.
- Рассчитать наклон градуировочного графика и определить, пригоден ли он для использования.
- По градуировочному графику определить pF задачи, предложенной преподавателем.

Лабораторная работа № 3

Потенциометрическое кислотно-основное титрование

Теоретический раздел

Определение содержания ионов в растворах методом прямой потенциометрии зачастую неизбежно связано с некоторыми допущениями и погрешностями, связанными с зависимостью коэффициента активности ионов от концентрации и конструкцией индикаторных электродов. Снять любые систематические погрешности позволяет метод потенциометрического титрования, главный фокус которого направлен на измерение не отдельной величины ЭДС, а её изменения по мере добавления титранта.

Сущность метода заключается в добавлении титранта малыми порциями и определении эквивалентной точки не по изменению цвета индикатора, а по резкому скачку потенциала индикаторного электрода. Выбор индикаторного электрода зависит от типа реакции, лежащей в основе титрования. Для кислотно-основного титрования используют рН-чувствительные электроды: стеклянный или хингидронный, для ОВР – гладкий платиновый электрод, для осадительного или комплексонометрического титрования – электроды, обратимые относительно определяемых ионов или ионов титранта.

Ход типичной кривой потенциометрического титрования представлен на рис. 1а. В начале титрования потенциал индикаторного электрода изменяется медленно, но вблизи точки эквивалентности возрастает или падает скачком.

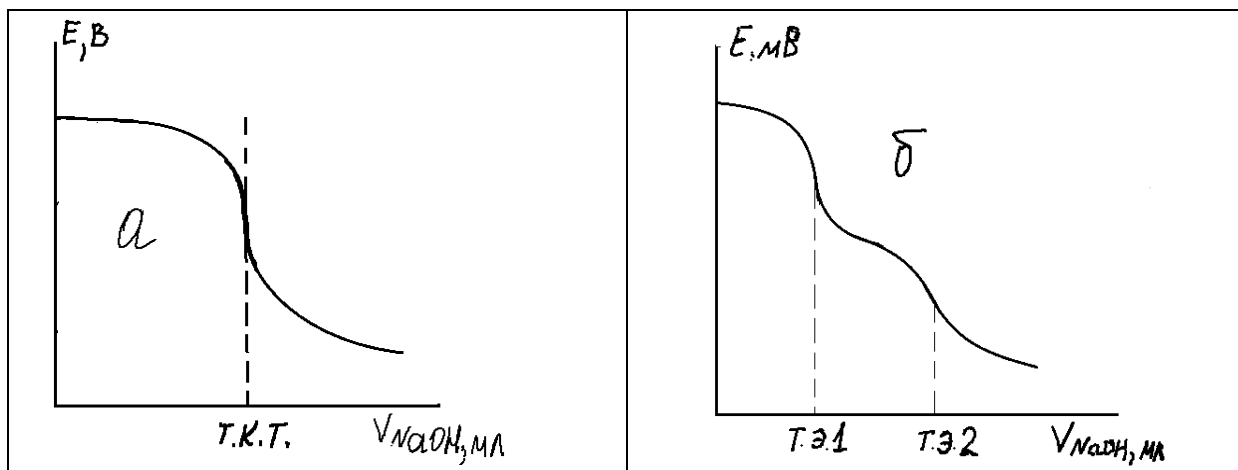


Рис. 1. Кривые потенциометрического титрования (а) сильной кислоты раствором NaOH, (б) – смеси сильной и слабой кислот раствором NaOH.

Преимуществом потенциометрического титрования является возможность определять точки эквивалентности двух и более кислот. Это

возможно, если их константы диссоциации отличаются не менее, чем на 3 порядка (рис. 1б). В этом случае на кривой титрования отображаются скачки потенциала для каждой из кислот.

В разбавленных растворах вблизи точки эквивалентности потенциал может изменяться недостаточно резко, и тогда данные обрабатывают, применяя первую или вторую производную: строят график зависимости $\Delta E/\Delta V$ от $V_{\text{титранта}}$; $\Delta^2 E/\Delta V^2$ от $V_{\text{титранта}}$ или $\Delta V/\Delta E$ от $V_{\text{титранта}}$ по методу Грана (рис. 2).

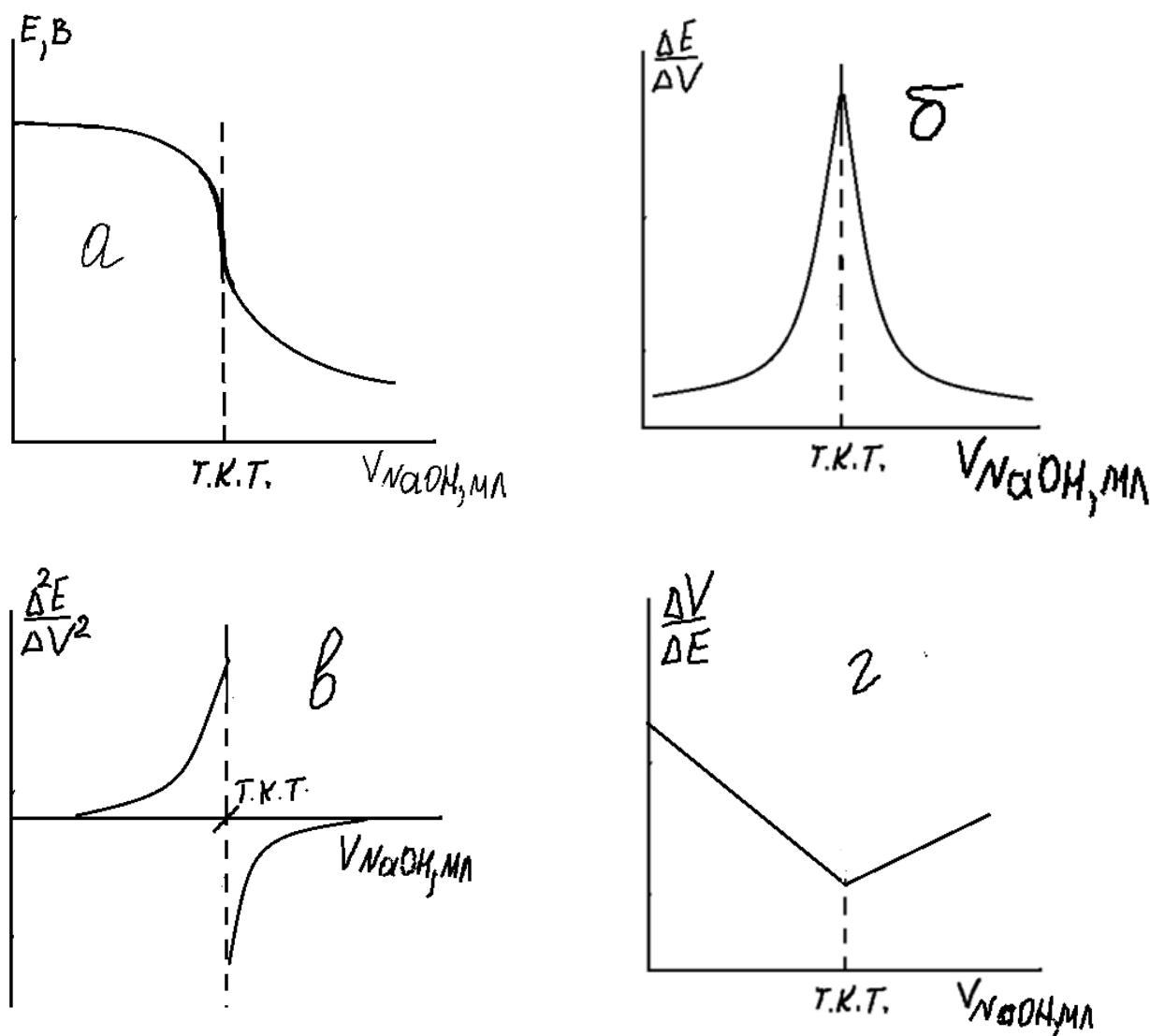


Рис. 2. Математическая обработка кривых потенциметрического титрования раствора соляной кислоты раствором гидроксида натрия, (а) – интегральная кривая, (б) – кривая по первой производной, (в) – кривая по второй производной, (г) – преобразование по методу Грана.

Цель работы:

Построение кривых потенциометрического титрования сильной кислоты щёлочью, слабой кислоты щёлочью и смеси кислот щёлочью.

Необходимая аппаратура и реактивы:

1. Иономер или высокоомный вольтметр для измерения ЭДС;
2. Стекланный электрод, рН-селективный;
3. Хлорсеребряный электрод – электрод сравнения;
4. Ячейка для титрования;
5. Мешалка магнитная;
6. Бюретка на 25 мл;
7. Пипетка градуированная на 5 мл
8. Растворы кислот: 0,1 н. раствор HCl и 0,1 Н. раствор CH_3COOH ;
9. Раствор титранта – 0,1 н. NaOH .

Экспериментальная часть

Титрование производят в любом сосуде емкостью 100-150 мл, ЭДС измеряется с помощью иономера или высокоомного вольтметра. Основным критерием при выборе сосуда является возможность полного погружения рабочих частей стекланный и хлоридсеребряного электродов в раствор.

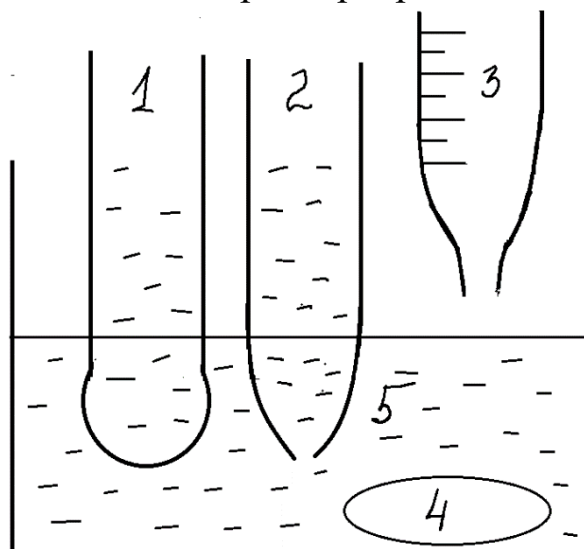


Рис. 3. Схема установки для кондуктометрического титрования:

1 – стекланный рН-селективный электрод, 2 – хлоридсеребряный электрод сравнения, 3 – бюретка, 4 – магнитная мешалка, 5 – исследуемый раствор.

Необходимо выполнить три эксперимента:

1. Титрование сильной кислоты раствором сильного основания;
2. Титрование слабой кислоты раствором сильного основания;
3. Титрование смеси сильной и слабой кислот раствором сильного основания.

Порядок проведения эксперимента:

1. Заполните бюретку 0,1 н. раствором NaOH.
2. В сосуд для титрования поместите 5 мл 0,1 н. раствора кислоты. В случае титрования смеси кислот, в раствор помещают по 5 мл каждой кислоты.
3. Добавьте дистиллированной воды так, чтобы рабочая часть датчика полностью погрузилась в раствор.
4. Погрузите электроды в раствор, включить магнитную мешалку.
5. Измерьте начальную величину потенциала E , мВ, результат запишите в таблицу.
6. Добавляйте титрант (0,1 н. раствор NaOH) равными порциями по 0,5 мл (0,1 н.) из бюретки, непрерывно перемешивая титруемый раствор с помощью магнитной мешалки.
7. После каждого добавления необходимо записывать значение потенциала в таблицу. В момент измерения мешалку необходимо выключать.
8. Титрование индивидуальных кислот заканчивают, когда добавлено больше 7 мл титранта, при титровании смеси кислот необходимо добавить не менее 12 мл титранта.

В каждом случае титрование проводят дважды.

Грубое титрование – титрант добавляют по 0,5 мл, и по изменению электропроводности определяют примерное значение точки эквивалентности.

Точное титрование – титрант так же приливают равными порциями по 0,5 мл из бюретки, однако вблизи предполагаемой точки эквивалентности (примерно за 0,5 мл до неё) уменьшают количество приливаемого титранта до 0,1 мл.

Для отчёта необходимо:

- По экспериментальным данным на миллиметровой бумаге (или, по разрешению преподавателя, с помощью компьютерной программы) построить три кривые титрования в координатах E , мВ – V_{NaOH} , мл.
- Также построить математически обработанные кривые титрования:
 - а) по первой производной, $\Delta E/\Delta V$ от $V_{\text{титранта}}$;
 - б) по второй производной $\Delta^2 E/\Delta V^2$ от $V_{\text{титранта}}$
 - с) по методу Грана: $\Delta V/\Delta E$ от $V_{\text{титранта}}$
- Определить точки эквивалентности.

КУЛОНОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ

Законы Фарадея – это основные законы электролиза, отражающие общий закон сохранения вещества в условиях протекания электрохимической реакции. Оба закона Фарадея объединяются следующим уравнением:

$$m = \frac{MQ}{F} = \frac{\mathcal{E}It}{96500}, \quad (6)$$

где m – масса вещества, выделившегося при электролизе;

Q – количество электричества;

M – молярная масса эквивалента вещества;

$F = 96485$ Кл/моль – число Фарадея, равное количеству электричества, которое требуется для выделения молярной массы эквивалента вещества;

I – сила тока (А),

t – время электролиза (с)

Лабораторная работа № 4

Определение хлорид-ионов методом кулонометрического титрования с потенциометрической индикацией конечной точки титрования

Теоретический раздел

В природные воды хлорид-ионы попадают как естественным, так и антропогенным путями. Первичными источниками хлоридов являются магматические породы, в состав которых входят хлорсодержащие минералы (содалит, хлорапатит и др.), а также соленосные отложения, в основном галит. Значительные количества хлоридов поступают в воду в результате обмена с океаном через атмосферу, посредством взаимодействия атмосферных осадков с почвами, особенно засоленными, и при вулканических выбросах.

В настоящее время применение противогололедных реагентов (ПГР), содержащих такие соли, как хлорид натрия, хлорид магния и хлорид кальция, повышает их содержание хлорид-ионов в городских водоемах, особенно в весенний период. Распространение сточных снеготалых вод, в составе которых хлориды (в концентрациях многократно превышающих ПДК), нефтепродукты, взвешенный мусор, представляют значительную опасность. Повышенные содержания хлоридов ухудшают вкусовые качества воды, делают ее малопригодной для питьевого водоснабжения и

ограничивают применение в ряде технических и хозяйственных целей, а также для орошения сельскохозяйственных угодий. Если в питьевой воде есть ионы натрия, то концентрация хлорида выше 250 мг/дм³ придает воде соленый вкус.

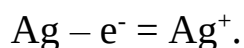
Данные о том, что высокие концентрации хлоридов оказывают вредное влияние на человека, отсутствуют. ПДК_в составляет 350 мг/дм³, ПДК_{вр} – 300 мг/дм³.

Для определения хлорид-ионов иногда применяют метод кулонометрического титрования.

В основу работы установки положен принцип кулонометрического образования титрующего реагента (в данном случае – растворение серебряного анода) и амперометрической индикации точки титрования.

Измерение проводится следующим образом. В ячейку для титрования заливается вспомогательный раствор (фон), для увеличения электропроводности системы, и определенный объём анализируемой жидкости. К паре индикаторных серебряных электродов (ИЭ), помещенных в ячейку, прикладывается небольшое напряжение поляризации. В цепи электродов устанавливается определенный ток (несколько мкА), величина которого зависит от ионного состава анализируемого раствора (табл. 3).

Через другую пару генераторных электродов (ГЭ) пропускается постоянный ток, при прохождении которого на одном из них происходит образование титрующего реагента. Так, например, при аргентометрическом титровании серебряный анод электролитически растворяется и происходит образование ионов серебра:



В конце титрования после того, как анализируемое вещество (например, хлорид-ионы) будет связано с генерируемым реагентом (ионами серебра), в растворе появятся свободные ионы генерируемого реагента. Избыток генерируемых ионов вызовет либо поляризацию, либо деполяризацию индикаторных электродов, в результате чего в цепи последних произойдёт резкое изменение потенциала. Этот момент можно считать точкой конца титрования.

Время от начала титрования до пика скачка потенциала можно подставить в формулу, выведенную из закона Фарадея. Это позволит определить концентрацию анализируемого вещества:

$$C_{Cl^-} = \frac{I \cdot t}{96485 \cdot n \cdot V} \text{ (моль/л)}, \quad (7)$$

где n – число электронов, участвующих в реакции;

I – величина генераторного тока, мА;

t – время, отсчитываемое по секундомеру, с;

V – объём анализируемой пробы, мл;

Цель работы:

Определение содержания хлорид ионов в водопроводной или снеготалой воде.

Необходимые приборы и реактивы:

1. Потенциостат Р-8;
2. Ячейка для кулонометрического титрования;
3. Титровальный стенд с электродами и мешалкой;
4. Раствор фона (0,1 н. раствор азотной кислоты в 10% уксусной кислоте)

Экспериментальная часть

Необходимо проделать следующие измерения:

I. Титрование фона, объём пробы 20 мл.

II. Титрование стандартного раствора: 2 мл 0,01н раствора KCl + 20 мл фона.

Рассчитать концентрацию стандартного раствора по формуле

$$C_{Cl^-} = \frac{I \cdot (t_{ст} - t_{ф})}{96485 \cdot V \cdot n} \text{ моль/л}, \quad (8)$$

где I – величина генераторного тока, при котором ведется титрование, мА;

$t_{ст.}$ – показания счетчика времени при титровании стандартного раствора, с;

$t_{ф}$ – среднеарифметическое значение времени титрования трех проб фона, с;

$V_{ст.}$ – объём пробы стандартного раствора, мл.

Вычислить относительную ошибку по формуле:

$$E = \frac{C_{\text{практ.}} - C_{\text{теор.}}}{C_{\text{теор.}}} \cdot 100\% \quad (9)$$

III. Титрование контрольной пробы: 2 мл контрольной пробы (водопроводной или талой воды) + 20 мл фона.

Рассчитать концентрацию стандартного раствора по формуле 2.3, но вместо $t_{ст}$ подставить соответствующее время, пошедшее на титрование задачи, $t_{задачи}$

Порядок проведения эксперимента:

1. Включите компьютер и потенциостат.
2. Проверьте состояние индикаторных и генераторных электродов.

Индикаторные электроды должны иметь светлую полированную поверхность. Потемневшие в результате работы или долгого нахождения на воздухе электроды необходимо почистить и отполировать. Для очистки электродов применяется порошок мела. Вначале электроды протирают влажной тряпочкой с нанесенным на неё порошком, затем полируются сухой тряпочкой и тщательно промываются дистиллированной водой, после чего высушиваются фильтровальной бумагой.

Одним из признаков загрязнения электродов является медленное восстановление тока в цепи индикаторных электродов.

Необходимо постоянно следить за рабочей поверхностью генераторного анода. По мере растворения серебра в процессе титрования генераторный анод укорачивается и утоньшается. Поэтому периодически необходимо электрод удлинять, а заострившийся конец электрода срезать таким образом, чтобы в раствор было погружена часть электрода (20 мм). После общего уменьшения всей длины электрода на 40 мм (длина оставшейся части электрода 50 мм), электрод следует заменить на новый.

3. Погрузите титровальный стенд с электродами в исследуемый раствор.

4. Подключите провода с маркировкой Work, Comp, Ref и Counter к четырём серебряным электродам.

5. Включить мешалку.

6. Установить поляризующее напряжение. Для этого запустить программу потенциостата, выбрать стационарный режим гальваностата и установить ток 10 мА.

7. Включить ячейку.

8. Для графического отображения выбрать зависимость потенциала от времени (хронопотенциограмму).

9. После прохождения пика потенциала отключить ячейку.

10. Убрать из-под электродов стаканчик с оттитрованным раствором.

11. Электроды тщательно промыть дистиллированной водой и просушить фильтровальной бумагой.

Внимание!!! Установку поляризующего напряжения можно проводить только вместе с преподавателем или инженером!!!

Конечная точка титрования устанавливается по времени появления максимума пика потенциала на хронопотенциограмме.

Выбор значения генераторного тока и объема анализируемой пробы проводится в зависимости от концентрации анализируемого иона в соответствии с данными таблицы 3.

Таблица 3. Рекомендуемые значения генераторного тока для кулонометрических измерений содержания хлоридов

Генераторный ток, мА	Растворы для определения хлорид-ионов	
	Концентрация растворов, мг-экв/л	Объем пробы, мл
1	< 1	5 – 10
5	1 – 5	5
10	5 – 15	2 – 5
20	15 – 50	2 – 5
40	50 – 100	2 – 5

Таблица 4. Результаты кулонометрического титрования

Проба	I , мА	V , мл	t , с	C , моль/л	Относительная ошибка ε , %
1. Фон			1. 2. 3. ср. знач.		
2. Стандартный раствор 0,01н. KCl			1. 2. 3. ср. знач.	1. 2. 3 ср. знач.	
3. Контрольная задача			1. 2. 3. ср. знач.		

Для отчёта необходимо:

- Выполнить титрование фона.
- Выполнить титрование стандартного раствора с известным содержанием хлорид-ионов.
- Выполнить титрование контрольной пробы (задачи), выданной преподавателем.
- Результаты занести в таблицу 4, выполнить необходимые расчёты.
- Сделать вывод о точности метода.

КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ

Удельная электропроводность раствора (κ , См/см) зависит от ряда факторов, среди которых температура, ионная сила раствора (концентрация содержащихся ионов) и другие. Однако наиболее значимый вклад в электропроводность вносит природа ионов, и, если выразить её количественно, их подвижность (подробнее о подвижности ионов или предельной эквивалентной электропроводности см. в лекциях).

Удельная электропроводность является аддитивной характеристикой раствора, в величину которой каждый ион вносит свой вклад, пропорционально его подвижности и количеству. По этой причине прямая кондуктометрия не может быть использована в лабораторной практике для решения задач качественного и количественного анализа. Однако, поскольку подвижности большинства катионов и анионов, за исключением ионов гидроксония и гидроксила, отличаются в пределах одного порядка величины, прямое измерение удельной электропроводности применяют для оценки общего содержания солей.

Для количественных определений можно использовать метод кондуктометрического титрования.

Лабораторная работа № 5

Кондуктометрическое кислотно-основное титрование

Теоретический раздел

Любая кривая титрования с инструментальной фиксацией КТТ представляет собой график зависимости измеряемого параметра от объёма добавленного титранта. Любой метод титрования с инструментальной фиксацией точки конца титрования основан на том, что в момент эквивалентности резко изменяется какое-то свойство раствора, что в свою очередь приводит к изменению измеряемого параметра.

Примечательным является факт, что подвижность ионов гидроксония H_3O^+ и гидроксид-ионов OH^- примерно в 3 - 4 раз выше подвижности всех остальных ионов (подробнее об аномальной подвижности ионов гидроксония и гидроксила см. в лекциях). Это приводит к тому, что электропроводность растворов, содержащих ионы H_3O^+ или OH^- чаще всего превышает электропроводность растворов солей. Таким образом, в случае кондуктометрического кислотно-основного титрования в точке эквивалентности раствор достигает минимума удельной электропроводности (максимума сопротивления), поскольку в этой точке отсутствуют ионы H_3O^+ или OH^- . При построении кривой титрования момент достижения эквивалентности выглядит как точка перелома на графике.

При титровании сильной кислоты сильным же основанием ионное уравнение процесса выглядит следующим образом:



Начальная электропроводность раствора высока из-за полной диссоциации сильной кислоты и присутствия большого количества ионов гидроксония (рис. 4). В процессе титрования происходит их замещение менее подвижными ионами натрия, и электропроводность раствора падает, так как образуется соль и практически недиссоциированная вода. Уменьшение удельной электропроводности продолжается до тех пор, пока все ионы H_3O^+ не будут замещены ионами Na^+ . При дальнейшем приливании щелочи электропроводность снова возрастает вследствие увеличения общего числа ионов и в особенности гидроксид-ионов, обладающих значительной подвижностью. Подвижность ионов гидроксония выше, чем гидроксид-ионов, поэтому ветвь кривой титрования до ТЭ падает круче, чем поднимается после этой точки.

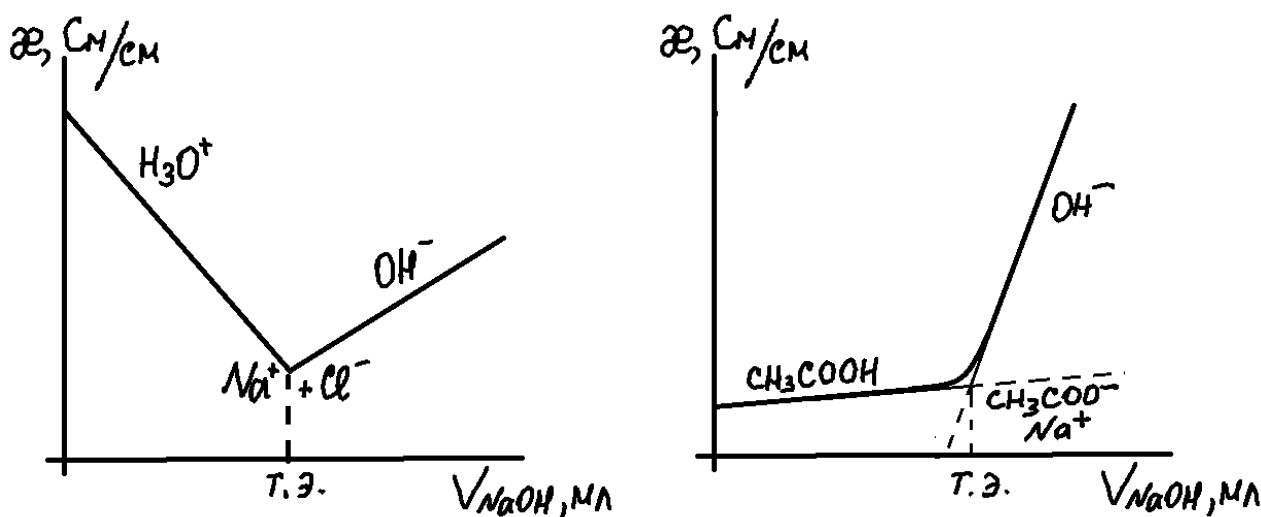
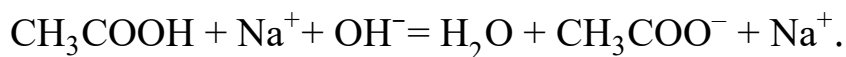


Рис. 4. Схематические кривые кондуктометрического титрования сильной и слабой кислот раствором NaOH.

При титровании слабой кислоты сильным основанием ионное уравнение выглядит несколько иначе



Начальная удельная электропроводность раствора невелика, так как слабая кислота диссоциирована незначительно, и ионов гидроксония сравнительно немного. При добавлении щёлочи электропроводность растёт вследствие замещения слабо диссоциированной кислоты ее сильно диссоциированной солью. После ТЭ электропроводность растёт еще более круто, так как в растворе появляются подвижные гидроксид-анионы.

При титровании смеси сильной и слабой кислот в первую очередь в реакцию с основанием вступает сильная кислота, и только после ее нейтрализации – слабая. Нейтрализация сильной кислоты вызывает падение электропроводности (рис. 5), титрование слабой кислоты дает незначительное увеличение электропроводности вследствие образования хорошо диссоциированной соли слабой кислоты. Наблюдаемое увеличение электропроводности после второй ТЭ обусловлено избытком гидроксид-ионов. Таким образом, кривая титрования имеет две точки излома, соответствующие двум точкам эквивалентности двух кислот, сильной и слабой.

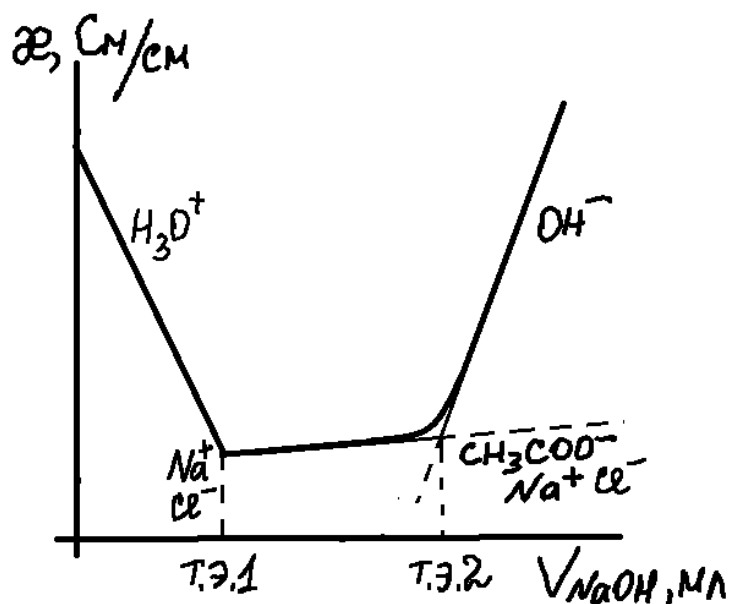


Рис. 5. Схематическая кривая кондуктометрического титрования смеси сильной и слабой кислот раствором NaOH.

Цель работы:

Нахождение точки эквивалентности при кондуктометрическом титровании сильной и слабой кислот раствором сильного основания.

Необходимая аппаратура и реактивы:

1. Кондуктометр
2. Ячейка (стакан) для электрохимических измерений необходимого объёма.
3. Титрант, раствор NaOH, 0,1 н.
4. Растворы CH_3COOH , 0,1 н., раствор HCl , 0,1 н.
5. Пипетки, бюретка, магнитная мешалка.

Экспериментальная часть

Титрование производят в любом сосуде емкостью 100-150 мл, удельная электропроводность измеряется с помощью кондуктометра. Основным критерием при выборе сосуда является возможность полного погружения рабочей части кондуктометрического датчика в раствор.

Необходимо выполнить три эксперимента:

1. Титрование сильной кислоты раствором сильного основания;
2. Титрование слабой кислоты раствором сильного основания;
3. Титрование смеси сильной и слабой кислот раствором сильного основания.

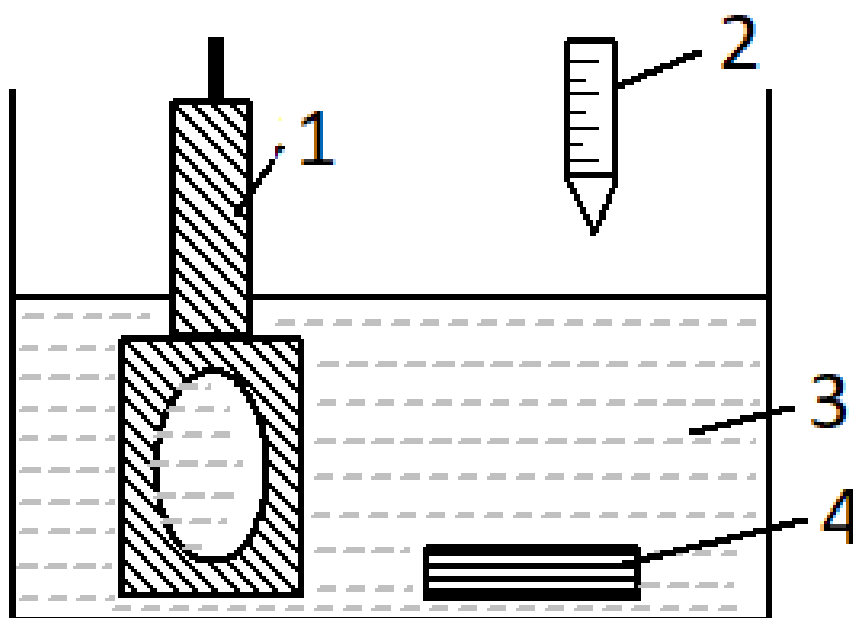


Рис. 6. Схема установки для кондуктометрического титрования

Порядок проведения эксперимента:

1. Заполните бюретку 0,1 н. раствором NaOH.
2. В сосуд для титрования поместите 2,5 мл 0,1 н. раствора кислоты. В случае титрования смеси кислот, в раствор помещают по 2,5 мл каждой кислоты.
3. Добавьте дистиллированной воды так, чтобы рабочая часть датчика полностью погружалась в раствор.
4. Погрузите датчик в раствор, включите магнитную мешалку.
5. Измерьте начальную электропроводность κ , мкСм/см, результат запишите в таблицу.

6. Добавляйте титрант (0,1 н. раствор NaOH) равными порциями по 0,5 мл (0,1 н.) из бюретки, непрерывно перемешивая титруемый раствор с помощью магнитной мешалки.

7. После каждого добавления необходимо измерять удельное сопротивление и записывать его величину в таблицу. В момент измерения мешалку необходимо выключать.

8. Титрование индивидуальных кислот заканчивают, когда добавлено больше 5 мл титранта, при титровании смеси кислот необходимо добавить не менее 8 мл титранта.

В каждом случае титрование проводят дважды:

- Грубое титрование – титрант добавляют по 0,5 мл, и по изменению электропроводности определяют примерное значение точки эквивалентности.
- Точное титрование – титрант также приливают равными порциями по 0,5 мл из бюретки, однако вблизи предполагаемой точки эквивалентности (примерно за 0,5 мл до неё) уменьшают количество приливаемого титранта до 0,1 мл.

Для отчёта необходимо:

- На миллиметровой бумаге (или, по разрешению преподавателя, с помощью компьютерной программы) построить три кривые титрования в координатах κ , мкСм/см – V_{NaOH} , мл.
- Определить точки эквивалентности.

АМПЕРОМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ

Диффузионный ток, протекающий через раствор, прямо пропорционален концентрации ионов, участвующих в превращении на электроде – электроактивных ионов. Таким образом, при изменении концентрации ионов в растворе будет меняться и диффузионный ток.

$$I_d = k C_V \quad (10)$$

Амперометрическое титрование – метод определения точки эквивалентности по изменению наклона графической зависимости величины диффузионного тока от объёма добавленного титранта. Эксперимент проводится при постоянном потенциале, который выбирается в области диффузионного тока. При этом, электрохимически активным может быть как определяемое вещество, так и титрант, и даже продукт реакции. В зависимости от того, какой участник процесса электроактивен, кривая амперометрического титрования может принимать различную форму (рис. 7).

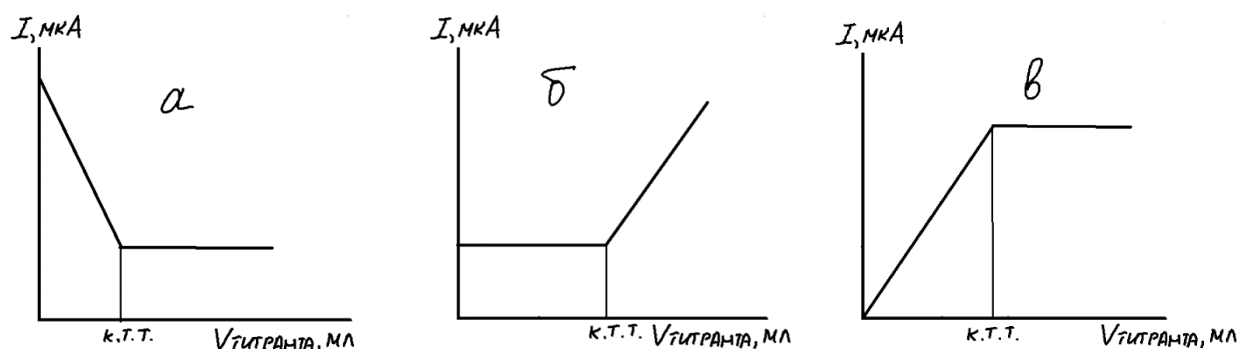


Рис. 7. Схематическое изображение кривых амперометрического титрования (а) – с электроактивным определяемым веществом, (б) – с электроактивным титрантом и (в) – с электроактивным продуктом реакции титрования.

В качестве индикаторного электрода при использовании метода амперометрического титрования обычно применяют платиновые, графитовые, стеклоуглеродные и другие твёрдые электроды.

Для амперометрического титрования могут быть использованы реакции осаждения и комплексообразования, а также окислительно-восстановительные реакции. Важно, чтобы процесс, протекающий при амперометрическом титровании, протекал полностью и с высокой скоростью.

Лабораторная работа № 6

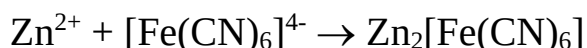
Определение концентрации ионов цинка методом амперометрического титрования

Теоретический раздел

В определенных количествах цинк необходим человеческому организму, так как отвечает за ряд жизненных процессов, и его недостаток может привести к возникновению различных заболеваний. Ежедневная норма потребления цинка составляет 15 мг, в связи с чем ПДК металла в питьевой воде равен 5 мг/л. В случае с водоемами хозяйственно-бытового назначения разрешенный уровень металла также высок и равен 1 мг/л. Отдельная норма устанавливается на рыбохозяйственные водоемы (0,01 мг/л).

При амперометрическом титровании цинка гексацианоферратом (II) калия нет необходимости использовать индикатор. Кроме этого, подбирая соответствующие условия, можно проводить титрование в присутствии больших количеств кальция, магния, свинца, меди (до соотношения меди к цинку, равном примерно 1:1), кадмия (до соотношения кадмия к цинку, равном примерно 1:10), алюминия и железа. Такая возможность достигается подбором фона, способствующего связыванию мешающих элементов в комплексные соединения или выпадению их в осадок. Так, в ацетатно-аммиачной среде медь и кадмий удерживаются в виде комплексных соединений, а цинк, обладающий наименьшей по сравнению с другими металлами растворимостью ферроцианидного соединения, выпадает в осадок. В сульфатном фоне в осадке оказывается свинец, а в аммиачном – железо. Если содержание железа в растворе более 10%, то при высоких концентрациях гидроксид железа способен адсорбировать ионы цинка и занижать результаты определений. В этом случае рекомендуется добавление в изучаемый раствор лимонной кислоты, которая связывает железо в прочный комплекс. Добавление лимонной кислоты также уменьшает влияние алюминия и марганца на результаты исследований.

В основе амперометрического титрования лежит реакция



Титрование проводят при потенциале, лежащем в области предельного диффузионного тока. Оптимальным считается потенциал $E = +0,82$ В относительно хлорсеребряного электрода

До достижения точки эквивалентности гексацианоферрат-ионы, связываясь с ионами цинка, выпадают в осадок, при этом диффузионный ток остаётся постоянным, и этот участок кривой титрования идёт параллельно

оси абсцисс. При добавлении же избытка раствора титранта после точки эквивалентности происходит окисление ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, что вызывает рост предельного диффузионного тока, изменение наклона кривой титрования и появление перелома на ней. Величина плотности диффузионного тока зависит от количества добавленного избытка титранта.

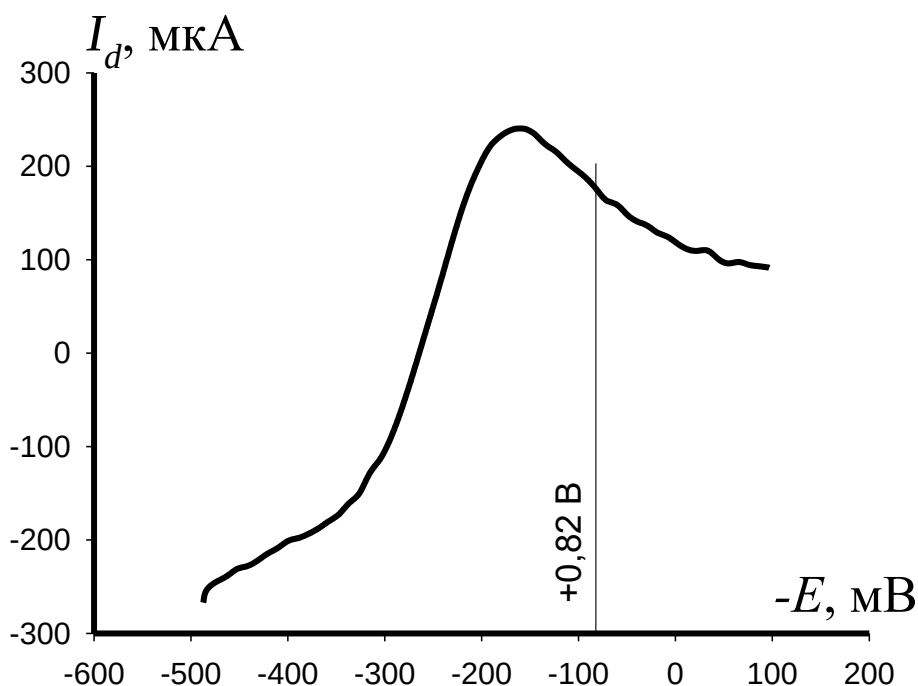


Рис. 8. Поляризационная кривая для процесса окисления ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ на платиновом электроде.

Цель работы:

Определить содержание ионов цинка в растворе как функцию величины предельного диффузионного тока, а также состав полученного ферроцианидного комплекса с цинком.

Необходимая аппаратура и реактивы:

1. Установка для амперометрического титрования АУ-4М с миллиамперметром (либо потенциостат Р-8 или IPC-Pro).
2. Электрохимическая ячейка
3. Магнитная мешалка
4. Платиновый вспомогательный электрод
5. Хлорсеребряный электрод сравнения
6. Фоновый раствор 0,1 М Na_2SO_4 ;
7. Титрант 0,1 М $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
8. Раствор 0,05М ZnSO_4 .
9. 10% раствор аммиака.

Экспериментальная часть

По указанию преподавателя необходимо выполнить 1 или 2 вариант работы.

Вариант 1. Определение состава осадка гексацианоферрата цинка

Порядок проведения эксперимента:

1. В электрохимическую ячейку поместить 10 мл 0,05М раствора ZnSO_4 и 90 мл 0,1 М раствора Na_2SO_4 .
2. Погрузить в раствор два платиновых электрода и электрод сравнения. Подключить электроды к установке для амперометрического титрования или к потенциостату: один Pt электрод – рабочий, второй Pt электрод – вспомогательный, хлорсеребряный – электрод сравнения.
3. Включить мешалку.
4. Задать потенциал +0,82 В относительно х.с.э. и включить ячейку.
5. Добавлять 0,1М раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ по 0,2 мл.
6. После каждого добавления записывать показания тока на миллиамперметре.
7. После начала возрастания тока ввести ещё 1,5-2 мл $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, добавляя его так же по 0,2 мл.

Для отчёта необходимо:

- Построить график в координатах $I_d - V_{\text{титранта}}$. Из графика найти точку эквивалентности как точку перелома кривой.
- По точке эквивалентности найти стехиометрические коэффициенты протекающей в растворе химической реакции.

Вариант 2. Определение содержания ионов цинка

1. В электрохимическую ячейку (стакан) поместить 10 мл раствора соли цинка неизвестной концентрации.
2. Довести объём раствора до 100 мл, добавляя 0,1М раствор Na_2SO_4 .
3. Погрузить в раствор два платиновых электрода и электрод сравнения. Подключить электроды к установке для амперометрического титрования или к потенциостату: один Pt электрод – рабочий, второй Pt электрод – вспомогательный, хлорсеребряный – электрод сравнения.
4. Включить мешалку.
5. Задать потенциал +0,82 В относительно х.с.э.
6. Добавлять 0,1М раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ по 0,2 мл.
7. После каждого добавления записывать показания тока на миллиамперметре.
8. После начала возрастания тока ввести ещё 1,5-2 мл $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, добавляя его так же по 0,2 мл.

Для отчёта необходимо:

- Построить график в координатах $I_d - V_{\text{титранта}}$. Из графика найти точку эквивалентности как точку перелома кривой.
- Рассчитать концентрацию ионов Zn^{2+} в растворе.

Учебное издание

Составление:

Ракитянская Ирина Леонидовна

Электрохимические методы исследования.

Часть 1. Исследование растворов

Практикум

Издается в авторской редакции

Компьютерная верстка: *И. Л. Ракитянская*

Подписано в печать 18.03.2026. Формат 60×84/16

Усл. печ. л. 1,86. Тираж 100 экз. Заказ 98

Управление издательской деятельности
Пермского государственного
национального исследовательского университета
614068, г. Пермь, ул. Букирева, 15

Отпечатано в типографии ПГНИУ.
614068, г. Пермь, ул. Букирева, 15