

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
СТУПИНСКИЙ ФИЛИАЛ ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО
БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«МОСКОВСКИЙ АВИАЦИОННЫЙ ИНСТИТУТ
(национальный исследовательский университет)»**

Кафедра "Моделирование систем и информационные технологии"

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ФИЗИКА»**

ЧАСТЬ 2

Ступинский филиал МАИ

2017г.

Авторы

Е.Н. Егоров, С.Б. Белова, И.М. Мамонов, С.П. Белов

Лабораторные работы по дисциплине «Физика». Часть 2./ Е.Н. Егоров, С.Б. Белова, И.М. Мамонов, С.П. Белов – Ступинский филиал МАИ, 2017, - 44 с. с ил.

Приведено описание четырех лабораторных работ по дисциплине «Физика», часть 2, для направления подготовки «Менеджмент».

Выполняя лабораторные работы, студенты прорабатывают и закрепляют изучаемые темы, вычисляют конкретные физические величины.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ОПТИКА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИНТЕГРАЛЬНОЙ ЧУВСТВИТЕЛЬНОСТИ ФОТОЭЛЕМЕНТА

ЦЕЛИ РАБОТЫ

1. Изучение различных видов фотоэлектронной эмиссии
2. Практическое ознакомление со свойствами селенового фотоэлемента

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Фотоэлектронная эмиссия. Фотоэлектронная эмиссия или внешний фотоэффект – это испускание электронов твёрдыми телами или жидкостями под действием электромагнитного излучения в вакуум или др. среду.

Влияние света на электрические процессы имеет следующие закономерности:

1. Потеря заряда происходит при падении света только на твердые и жидкие, но не газообразные тела.
2. Фотоэлектрическими свойствами обладают как металлы, так и изоляторы и электролиты.
3. Свет вызывает потери телом только отрицательного электричества причем независимо от того, было ли это тело заряжено или нет, а также и от знака заряда.
4. Фотоэлектронная эмиссия возрастает с увеличением приложенной к конденсатору разности потенциалов,
5. Сила тока i при фотоэлектронной эмиссии пропорциональна силе света J и величине освещаемой поверхности S

$$i=kJS \quad (1.1)$$

6. Фотоэлектронная эмиссия особенно легко вызывается ультрафиолетовыми лучами.

7. Между началом освещения и началом появления тока в установке не протекает заметного времени.

8. Скорость, а следовательно, и энергия электронов, вылетающих с освещенной поверхности не зависит от силы света, а зависит только от частоты колебания световой волны.

Увеличение интенсивности освещения вызывает увеличение силы тока в фотоэлементе, т.е. числа вылетающих электронов, но максимальная скорость $v_{\max}$ остается прежней.

Изменение частоты световой волны вызывает изменение максимальной скорости электрона согласно формуле Эйнштейна:

$$h\nu = P + mv^2/2 \quad (1.2)$$

где h - постоянная Планка = $6,54 \times 10^{-27}$ эрг.сек

ν - частота света,

$h\nu$ - энергия одного фотона.

P - постоянная, характерная для данного металла, так называемая "работа выхода".

Из формулы видно, что часть энергии фотона идет на совершение работы против сил, удерживающих электрон в металле, другая часть на увеличение кинетической энергии электрона.

Если вся энергия фотона тратится на " работу выхода", т.е. $h\nu_0 = P$, то значение ν_0 при котором может произойти фотоэлектронная эмиссия для данного металла, будет наименьшим. Таким образом, условие получения фотоэлектронной эмиссии

будет:

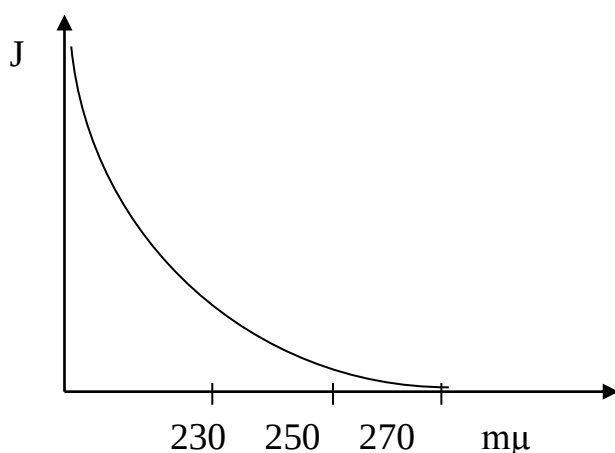
$$\nu_0 \geq P/h \quad (1.3)$$

Следовательно, облучение металла сколь угодно интенсивным светом, но меньшей частоты, чем ν_0 - фотоэлектронной эмиссии не вызовет. Поэтому $\nu_0 = P/h$ называется порогом фотоэлектронной эмиссии данного фотоэлемента.

Особенностями некоторых видов фотоэлектронной эмиссии являются их безинерционность, т.е. мгновенное появление тока при включении света и стабильность этого тока при неизменных условиях, что особенно ценно в различных отраслях техники, применяющих фотоэлементы.

Различают несколько видов фотоэлектронной эмиссии:

I. Внешняя



а) *нормальная*, при которой количество вырванных электронов, приходящихся на единицу лучистой энергии, возрастает с частотой колебания (рис.1.1.).

Рис. 1.1. Кривая-работа выхода для серебра

б) *избирательная* - при которой наблюдается преимущественное (избирательное) вырывание электронов при определенных частотах для данного металла (рис. 1.2).

2. Внутренняя - при которой электрон не вылетает из тела, но, благодаря полученной от фотона энергии переходит в более свободное состояние и может участвовать в движении свободных

зарядов внутри вещества. Так, селен, являющийся полупроводником, при освещении проводит ток гораздо лучше, чем в темноте. Это свойство селена используется в фотометрии, т.е. передаче неподвижных изображений (фотоснимки, документы, газеты и пр.) на расстояние при помощи проводов.

3. Фотоэлектронная эмиссия в запирающем слое, получаемая при освещении соприкасающихся слоев металла и полупроводника, между которыми находится так называемый "запирающий слой", пропускающий электроны только в одном направлении (этот запирающий слой представляет собой группу между металлом и полупроводником).

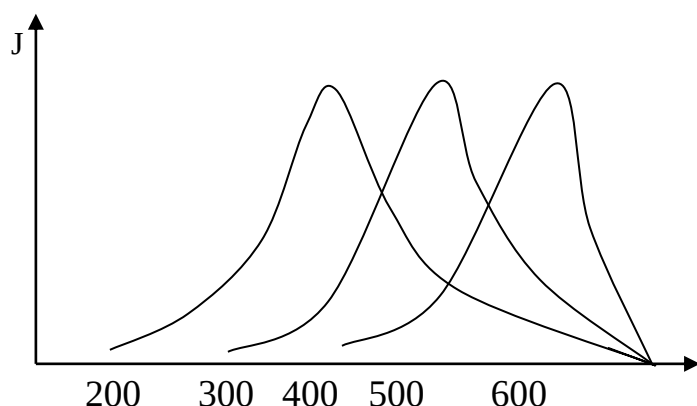


Рис. 1.2. Кривые работы выхода для щелочных металлов: рубидия, калия, натрия.

Чувствительность фотоэлемента ко всем областям видимого спектра называется интегральной и измеряется в микроамперах на люмен.

Так как люмен есть световой поток, испускаемый одной международной свечой внутри телесного угла, равного единице, то при силе света в J свечей и при телесном угле $\omega = S/r^2$ (рис. 1.3)

световой поток Φ , падающий на светочувствительный слой фотоэлемента, равен:

$$\Phi = J\omega = J S/r^2 \quad (1.4)$$

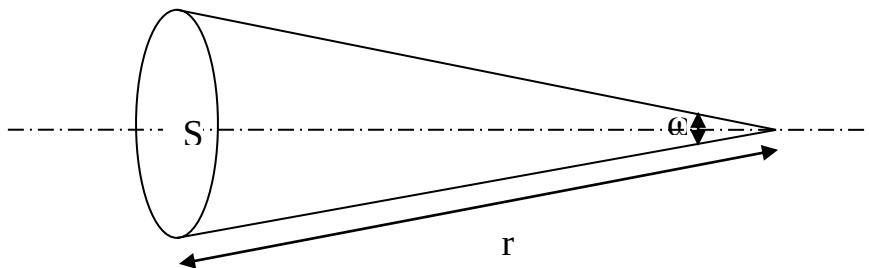


Рис.1.3. Световой поток Φ .

S - площадь светочувствительного слоя,

r - расстояние этого слоя до источника света.

Чувствительность фотоэлемента γ :

$$\gamma = i/\Phi = ir^2/JS \quad (1.5)$$

Открытие фотоэлектронной эмиссии и ее изучение дало возможность построить ряд разнообразных фотоэлементов (вакуумных, газонаполненных и с запирающим слоем), которые нашли широкое и разнообразное применение в науке и технике (звуковое кино, телевидение, телемеханика, автоматика, лабораторные исследования, в частности, фотометрия и др.) Существуют фотоэлементы, чувствительные только к невидимым лучам (ультрафиолетовым или инфракрасным). Из фотоэлементов чувствительных к видимым лучам особое следует отметить селеновые с запирающим слоем, у которых чувствительность к отдельным цветным лучам приблизительно совпадает с чувствительностью человеческого глаза: у фотоэлемента максимальная чувствительность к зеленым лучам, у глаза - к

желтым.

Кроме того, фотоэлементы с запирающим слоем, в отличие от вакуумных и газонаполненных, не нуждаются в вспомогательных источниках тока, и, следовательно, непосредственно превращают световую энергию (около 2%) в электрическую. Они дают сравнительно большую силу тока, но их малая электродвижущая сила и небольшое внутреннее сопротивление делают указанные фотоэлементы непригодными для усилительных схем, и поэтому они употребляются главным образом для измерительных целей.

Интегральная чувствительность селеновых фотоэлементов с запирающим слоем доходит до 300-500 мка/лм.

ОПИСАНИЕ УСТАНОВКИ

Применяемый в настоящее время в работе фотоэлемент имеет следующее устройство: на железную пластинку наносится слой аморфного порошкообразного селена, который путем прогрева в вакууме превращается в кристаллический. При помощи катодного распыления селен покрывается тонким слоем золота (рис.1.4).

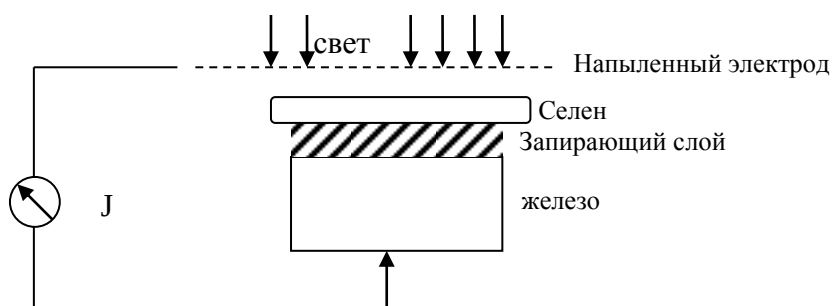


Рисунок 1.4. Устройство фотоэлемента.

Свет, падая через слой золота на селен, вызывает в последнем увеличение числа свободных электронов, которые идут через запирающий слой, т.е. границу селен-железо, по направлению к железу. Во внешней цепи ток пойдет от золота к железу.

Фотоэлемент укреплен на штативе и помещается на оптической скамье. Действующая площадь S фотоэлемента равна 10 см^2 . Осветитель для фотоэлемента представляет собой электрическую лампу с вольфрамовой нитью. Температура раскаленной нити (около 2000°C) обеспечивает наличие всех длин волн видимого спектра. Сила света J лампы равно 30 кд .

Эта лампа смонтирована на передвигающемся по оптической скамье штативе на уровне фотоэлемента.

ПРАКТИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

- Снимать крышку с фотоэлемента следует только во время производимых измерений фототока, в остальное время во избежание порчи прибора фотоэлемент должен быть закрыт,
- Не следует подвергать фотоэлемент очень интенсивному освещению, придвигая близко к нему электрическую лампу. При температуре выше 50°C фотоэлемент портится, поэтому длительное освещение фотоэлемента на близком расстоянии от лампы недопустимо.
- Расстояние фотоэлемента от осветителя (светочувствительного слоя от вольфрамовой нити лампы) измеряется масштабной линейкой с точностью до 1 см .

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

1. Фотоэлемент соединяется последовательно с гальванометром. Осветитель устанавливается на расстоянии r около 50 см. Посторонние источники света должны быть выключены (комната затемнена).
2. Сняв крышку с фотоэлемента, замечают отклонение стрелки. Закрыв крышкой фотоэлемент, вычисляют силу фототока в μA (цена деления C указана на приборе).
3. Изменяя расстояние между фотоэлементом и осветителем $r = 60, 70, 80, 90$ см. производят измерения несколько раз (не менее трех) и, вычислив чувствительность фотоэлемента γ по формуле 5 при различных C , находят среднее значение $\gamma_{\text{ср}}$.
4. Поставив перед фотоэлементом один фильтр, определяют силу фототока.
5. Не изменяя расстояния между осветителем и фотоэлементом, определяют силу фототока при 2,3,4 светофильтрах одинаковой толщины d .
6. Результаты записывают в таблицы 1.1, 1,2:

Таблица 1.1

№ п\п	R	i	γ
1			
2			
3			
среднее			

Таблица 1.2

№ п\п	r	d	i
1			
2			
3			
4			

7. На основании полученных измерений строят график зависимости силы фототока от толщины фильтра(1d, 2d, 3d и т.д.)

СОДЕРЖАНИЕ ОТЧЕТА

1. Название и цель работы. Основные формулы.
2. Схема экспериментальной установки.
3. Таблицы результатов измерений.
4. График зависимости силы фототока от толщины фильтра
5. Выводы по работе.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется фотоэлектронной эмиссией.
2. Перечислите закономерности влияния света на электрические процессы.
3. Опишите порядок выполнения работы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

**РОЛЬ ГИДРОЛИЗА В ФОРМИРОВАНИИ
ОТРИЦАТЕЛЬНОЙ ОБРАТНОЙ СВЯЗИ**

ЦЕЛИ РАБОТЫ

1. Получить представление об отрицательной обратной связи в живом организме на примере реакции гидролиза, служащей для поддержания кислотно-основного состояния крови.
2. Ознакомиться со способом определения рН среды и изучить особенности процесса реакции гидролиза солей различной природы.

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Обратная связь (англ. *feedback* — «фидбэк» — «обратное питание») — в широком смысле означает отзыв, отклик, ответную реакцию на какое-либо действие или событие

Различают:

- Отрицательную обратную связь
- Положительную обратную связь

Отрицательная обратная связь— тип обратной связи, при которой выходной сигнал передается обратно на вход для погашения части входного сигнала. Отрицательные обратные связи обеспечивают сохранение структуры и близкого к равновесию состояния системы

Положительная обратная связь— тип обратной связи, при котором изменение выходного сигнала системы приводит к

такому изменению входного сигнала, которое способствует дальнейшему отклонению выходного сигнала от первоначального значения.

Отрицательной обратной связью обусловлена саморегуляция процессов жизнедеятельности в живых системах. Примером отрицательной обратной связи является поддержание постоянства внутренней среды организма (кислотно-основного равновесия, водно-электролитного баланса и др.).

Тело человека на 70% состоит из воды, поэтому вода - одна из наиболее важных его составляющих. Тело человека имеет определенное кислотно-щелочное соотношение, характеризуемое рН (водородным) показателем. Значение показателя рН зависит от соотношения между положительно заряженными катиона водорода H^+ (формирующими кислую среду) и отрицательно заряженными гидроксид-ионами и OH^- (формирующими щелочную среду). Организм постоянно стремится уравновесить это соотношение, поддерживая строго определенный уровень рН.

рН крови является одной из самых жестких физиологических констант организма. В норме рН – 7,36. При различных физиологических состояниях рН крови может изменяться от 7,3 до 7,5. Крайние пределы рН крови, совместимые с жизнью, равны 7,0 – 7,8. Нормальное значение РН крови поддерживается путем сдвига равновесия реакции гидролиза солей, содержащихся в крови, в прямом или обратном направлении.

Если в кровь поступает кислота, более сильная, чем угольная (H_2CO_3), то в реакцию вступает, например, гидрокарбонат натрия ($NaHCO_3$). Образуются нейтральная соль и слабодиссоциированная угольная кислота. Угольная кислота под действием карбоангидразы эритроцитов распадается на H_2O и CO_2 , последний выделяется легкими в окружающую среду.

Если в кровь поступает основание, то в реакцию вступает угольная кислота, образуя гидрокарбонат натрия и воду. Избыток бикарбоната натрия удаляется через почки.

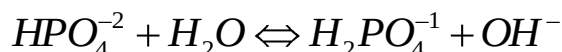
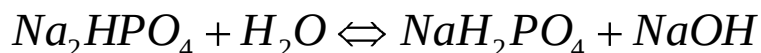
Гидролиз гидрокарбоната натрия протекает по уравнению:



или в сокращенном ионно-молекулярном виде:

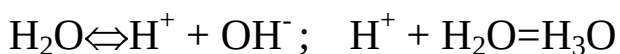


Аналогично, гидролиз гидроортофосфата натрия описывается уравнениями:



Таким образом, реакцию гидролиза, протекающего в крови, можно рассматривать как пример проявления отрицательной обратной связи в живом организме.

Ионное произведение воды. Водородный показатель. В чистой воде в незначительной степени протекает *электролитическая диссоциация* (автодиссоциация воды):



Свободные ионы водорода H^+ не способны к существованию в водном растворе, они мгновенно гидратируются водой до катионов

оксония H_3O^+ . Однако для простоты записи часто используется обозначение H^+ .

В 1 л чистой воды содержится $1 \cdot 10^{-7}$ моль катионов H^+ (H_3O^+) и $1 \cdot 10^{-7}$ моль анионов OH^- .

Между концентрациями ионов H^+ и OH^- как в чистой воде, так и в разбавленных водных растворах имеется следующая взаимосвязь:

$$C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = \text{const} = f(T)$$

Т. е. при постоянной температуре произведение молярных концентраций ионов H^+ и OH^- в воде и в разбавленных водных растворах постоянно.

В приведенном уравнении обычно записывают равновесные молярные концентрации, обозначаемые формулой иона, заключенной в квадратные скобки:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} = f(T)$$

Это произведение молярных концентраций ионов H^+ и OH^- , постоянное при заданной температуре, называется **ионным произведением воды** и обозначается $K_{\text{в}}$.

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} = f(T)$$

При 25°C :

$$K_{\text{в}} = 10^{-7} \text{ (моль/л)} \cdot 10^{-7} \text{ (моль/л)} = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2.$$

В водных растворах электролитов молярные концентрации ионов H^+ и OH^- не обязательно равны 10^{-7} моль/л (как в чистой воде), однако их произведение при 25°C всегда равно 10^{-14} . Следовательно, если задано значение $[\text{H}^+]$, то легко определить и $[\text{OH}^-]$.

В **кислых растворах** преобладают ионы H^+ :

$$H^+ > 10^{-7} \text{ моль/л и } [OH^-] < 10^{-7} \text{ моль/л}$$

В **щелочных растворах** преобладают ионы OH^- ;

$$H^+ < 10^{-7} \text{ моль/л и } [OH^-] > 10^{-7} \text{ моль/л}$$

По предложению датского физика-химика Серенсена вместо значения $[H^+]$ используют значения **водородного показателя pH** . *Водородный показатель есть отрицательный десятичный логарифм числового значения молярной концентрации катионов водорода, выраженной в моль/л.*

$$pH = -\lg [H^+]$$

Величина pH используется как мера кислотности, нейтральности или основности водных растворов:

кислотная среда отвечает $pH < 7$,

нейтральная среда отвечает $pH = 7$,

щелочная среда отвечает $pH > 7$.

На практике для оценки pH разбавленных водных растворов, в которых $0,1 \geq [H_3O^+]$ моль/л или $0,1 \geq [OH^-]$ моль/л, используется шкала pH от 1 до 13 (при значениях $pH < 1$ значения $[H_3O^+] > 0,1$ моль/л, а при значениях $pH > 13$ значения $[OH^-] > 0,1$ моль/л).

Значения pH растворов могут быть точно определены только электрохимическим путем. Для менее точной оценки pH используют кислотно-основные индикаторы.

Кислотно-основные индикаторы. Существуют различные методы определения концентрации (точнее активности) ионов

водорода (и, соответственно, концентрации гидроксид-ионов). Один из простейших (колориметрический) основан на использовании **кисотно-основных индикаторов**. В качестве таких индикаторов могут служить многие органические кислоты и основания, которые изменяют свою окраску в некотором узком интервале значений pH.

Индикаторы представляют собой слабые кислоты или основания, которые в недиссоциированной и в диссоциированной (ионной) формах имеют разную окраску. В табл.2.1 показаны интервалы перехода некоторых часто используемых индикаторов.

Таблица 2.1

Кислотно-основные индикаторы

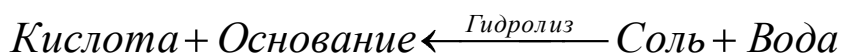
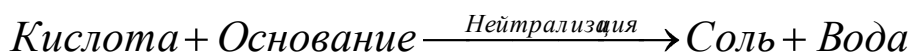
Индикатор	Значение рН															
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
Тимоловый синий	красная	1,2-2,8		желтая						8,0-9,6		Синяя				
Метиловый оранжевый	красная			3,0-4,4		желто-оранжевая										
Бромфеноловый синий	желтая			3,0-4,6		Синяя										
Метиловый красный	красная				4,3-6,2		Желтая									
Лакмус	Красная					5,0-8,0				Синяя						
Фенолфталеин	Бесцветная									8,1-9,8		красная (розовая)				

Для быстрого определения pH удобно также пользоваться раствором универсального индикатора, представляющего собой смесь различных индикаторов и имеющего большой интервал перехода (значения pH от 1 до 10).

Гидролиз солей различных типов. Растворы солей, образованных катионами слабых оснований или анионами слабых кислот, показывают либо кислую реакцию ($\text{pH} < 7$), либо щелочную ($\text{pH} > 7$). В рамках ионной теории Аррениуса это объясняется протеканием реакции гидролиза. В общем случае гидролиз определяется как взаимодействие соли с водой:

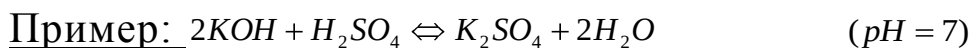


Гидролиз — это реакция, обратная нейтрализации:



Возможность и характер протекания гидролиза определяется природой соли, т. е. природой кислоты и основания, из которых образована соль.

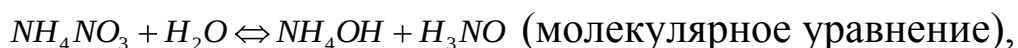
1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются и их водные растворы нейтральные (табл.2, №1).



2. Водные растворы солей, образованных анионами сильных кислот и катионами слабых оснований имеют кислую реакцию (табл.2.1. №2).

Пример. Нитрат аммония NH_4NO_3 — соль слабого основания (гидрата аммиака) $NH_3 \cdot H_2O$ и сильной азотной кислоты

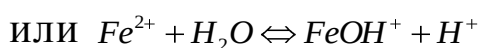
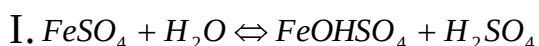
Процесс гидролиза можно описывать в виде системы двух уравнений – молекулярного и ионного:



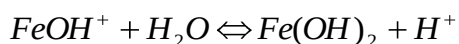
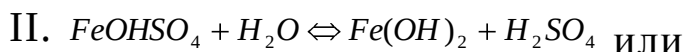
В результате гидролиза раствор нитрата аммония показывает кислую реакцию ($pH < 7$).

Если соль образована катионами **слабого основания многовалентного металла**, то продуктом гидролиза будет гидроксокацион основания. Гидролиз подобных солей протекает ступенчато.

Пример. Гидролиз сульфата железа(II) протекает по первой ступени с образованием сульфата гидроксожелеза:

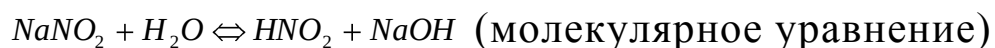


Гидролиз по второй ступени происходит в ничтожно малой степени:



3. Водные растворы солей, образованных анионами **слабых кислот** и катионами **сильных оснований**, имеют щелочную реакцию (табл.2.1, №3).

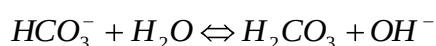
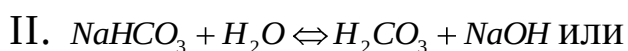
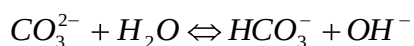
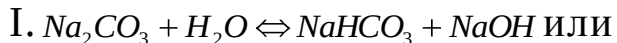
Пример. Нитрит натрия $NaNO_2$ — соль сильного основания $NaOH$ и слабой кислоты HNO_2



В результате гидролиза реакция раствора нитрита натрия щелочная ($pH > 7$).

Если соль образована анионами **многоосновной слабой кислоты**, то продуктом реакции гидролиза будет гидроанион — анион кислотного остатка, содержащий водород. Гидролиз солей такого типа протекает ступенчато.

Пример. Первая ступень гидролиза карбоната натрия протекает согласно уравнению:



4. Для хорошо растворимых солей, образованных анионами **слабой кислоты** и катионами **слабого основания**, реакция растворов зависит от степени протекания обратимых стадий взаимодействия с водой (табл.2.1, №4).

Обратимая реакция гидролиза соли протекает тем полнее, чем более слабыми являются образующие соль основание или (и) кислота.

Таким образом: если соль образована более сильной кислотой (по сравнению с силой основания), то раствор соли будет кислым;

если соль образована более сильным основанием (по сравнению с силой кислоты), то раствор соли будет щелочным.

Таблица 2.2.

Реакция водных растворов солей

№	Образующие соль		Реакция	РН
	Кислота	Основание		
1.	Сильная	Сильное	Нейтральная	7
2.	Сильная	Слабое	Кислая	< 7
3.	Слабая	Сильное	Щелочная	> 7
4.	Слабая	Слабое		
4а).	Сильнее основания		Кислая	< 7
4б).		Сильнее кислоты	Щелочная	> 7
4в).	Одинаково слабые		Практически нейтральная	≈ 7

Все реакции гидролиза протекают с поглощением теплоты. Поскольку выход эндотермических реакций с ростом температуры увеличивается, то в соответствии с принципом Ле Шателье, **степень гидролиза растет с повышением температуры.**

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Определение окраски индикаторов

1. В три пробирки налить по 2 мл. дистиллированной воды и прибавить в одну пробирку 2 капли раствора HCl , в другую - 2 капли раствора гидроксида натрия. Третья пробирка остается с чистой водой.
2. В каждую из пробирок внести по 2 капли индикатора. Опыт повторить для следующих указанных индикаторов.

По таблице областей перехода индикатора и по окраске универсального индикатора определить значение pH раствора в каждой из трех пробирок.

Результаты опытов оформить в виде табл.2.3

Таблица 2.3

Цвет индикаторов в зависимости от реакции раствора

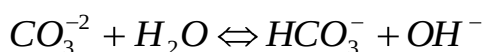
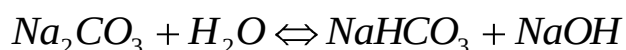
<i>Индикаторы</i>	<i>Цвет раствора в пробирке</i>		
	№1 ($\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}$) $\text{pH} < 7$	№2 ($\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$) $\text{pH} > 7$	№3 (H_2O) $\text{pH} = 7$
1.Тимоловый синий			
2.Метиловый оранжевый			
3.Бромфеноловый			
4.Метиловый красный			

5.Лакмус			
6.Фенолфталеин			
7.Универсальная индикаторная бумага			

Опыт 2. Определение РН растворов солей

1. В пробирках растворить в небольшом количестве воды (2 мл) следующие соли: карбонат натрия, ортофосфат натрия, хлорид аммония.
2. Каждый раствор разделить на 2 части: в одной из них лакмусовой бумажкой или конго определить РН среды (больше, равно или меньше), в другой универсальным индикатором (У.И.) определить значение РН.
3. Результаты опытов оформить химическими уравнениями в молекулярной и ионной формах.

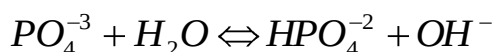
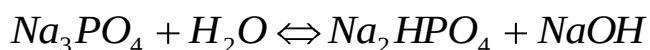
Опыт 2.1. Гидролиз карбоната натрия.



Цвет лакмуса.....РН.....

Цвет У.И.....РН.....

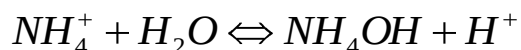
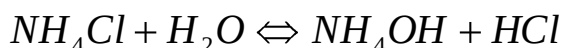
Опыт 2.2. Гидролиз ортофосфата натрия.



Цвет лакмуса.....РН.....

Цвет У.И.....РН.....

Опыт 2.3. Гидролиз хлорида аммония.

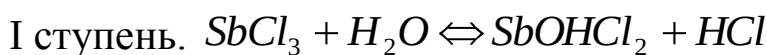


Цвет лакмуса.....РН.....

Цвет У.И.....РН.....

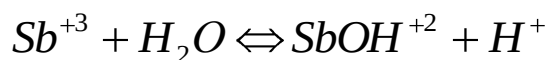
Опыт 3. Влияние концентрации на смещение равновесия реакции гидролиза хлорида сурьмы.

1) В пробирку налить прозрачный водный раствор гидролизованного хлорида сурьмы (III) $SbCl_3$ (1 мл).



↑ ↑

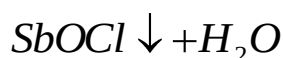
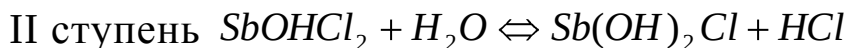
конц. мало



Цвет У.И.....

РН.....

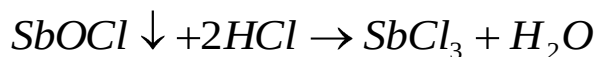
2) Для изучения влияния разбавления на степень гидролиза разбавить раствор дистиллированной водой (в 4 - 6 раз). Наблюдается появление осадка основной соли $Sb(OH)_2Cl$, переходящей в осадок $SbOCl$, т.к. от нее отщепляется молекула воды



Цвет У.И.....

РН.....

3) К полученному осадку хлорида оксосурьмы прилить несколько капель концентрированной кислоты HCl до его растворения, т.е. до подавления процесса гидролиза.



4) Сделать вывод о влиянии концентрации на смещение равновесия реакции гидролиза.

СОДЕРЖАНИЕ ОТЧЕТА

4. Название и цель работы.
5. Основные понятия и уравнения.
6. Таблица результатов определения pH.
7. Уравнения гидролиза солей.
8. Выводы по работе.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Привести понятия положительной и отрицательной обратной связи.
2. Охарактеризовать роль отрицательной обратной связи в саморегуляции процессов жизнедеятельности.
3. Дать понятие гидролиза и степень его проявления в растворах солей разной природы.
4. Описать влияние концентрации на смещение равновесия реакции гидролиза.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПАРЦИАЛЬНЫХ МОЛЯРНЫХ ВЕЛИЧИН

ЦЕЛЬ РАБОТЫ

1. Получить представление о термодинамических свойствах растворов.
2. Экспериментально определить парциальные молярные объемы компонентов жидких растворов

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Термодинамические свойства растворов. Большинство веществ, используемых в реальной жизни, являются не чистыми веществами, а более сложными системами. Реальные металлургические и химические реакции совершаются с участием растворов. Растворы - однородные смеси (гомогенные системы) переменного состава, содержащие два и более вещества. Из составных частей раствора одно вещество считается растворителем, остальные – растворенными веществами. Растворитель количественно преобладает и находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор.

В широком смысле под растворами понимают гомогенные смеси в любом агрегатном состоянии. Растворы подразделяются по агрегатному состоянию:

- Газовые растворы. Характеризуются полной смешиваемостью компонентов.

- Жидкие растворы. Чаще всего характеризуются неполной смешиваемостью компонентов.
- Твердые растворы (сплавы). Чаще всего встречаются в металлических агрегатах.

Большинство свойств растворов, поддающихся количественному выражению, может быть разделено на две группы: экстенсивные и интенсивные.

Интенсивные свойства не зависят от количества вещества (температура, давление).

Экстенсивные свойства пропорциональны количеству вещества. К ним относятся, например, объем, масса, внутренняя энергия, энтропия.

Вещество, перейдя в раствор и став компонентом раствора, теряет свою индивидуальность. Свойства раствора характеризуются термодинамическими величинами V , H , U , F , G и т.д. Вследствие взаимодействия между молекулами компонентов растворов термодинамические характеристики имеет смысл относить к раствору как целому, а не к составляющим его веществам. Так, раствор характеризуется вполне определенным, поддающимся простому измерению объемом, однако нельзя определить, какие объемы занимают в нем компоненты.

Свойства раствора нельзя рассчитать, исходя из свойств чистых компонентов. Однако важно охарактеризовать, какую долю вносит данный компонент в то или иное свойство раствора. Такая характеристика называется парциальной величиной.

Парциальная молярная величина. *Парциальная молярная величина компонента g_i – частная производная от какой-либо экстенсивной величины g по числу молей n_i этого компонента раствора при постоянных давлении, температуре и числе молей остальных компонентов.*

$$g_i = \left(\frac{\partial g}{\partial n_i} \right)_{P, T, n_j \neq n_i} - \text{парциальная молярная величина компонента } i.$$

Любое свойство раствора g можно выразить через парциальные молярные величины g_1 и g_2 и состав раствора n_1 и n_2 (число молей компонентов, образующих раствор) следующим образом:

$$g = g_1 n_1 + g_2 n_2. \quad (3.1)$$

Уравнение (1) носит название уравнения Гиббса-Дюгема. Уравнение (3.1) позволяет найти парциальную молярную долю одного компонента, если известно общее свойство раствора, парциальная молярная величина другого компонента и состав раствора.

Пусть бинарный раствор содержит n_1 молей растворителя и n_2 молей растворенного вещества. Общий объем такого раствора обозначим через V . Если добавить к полученному раствору бесконечно малое количество растворенного вещества, то объем раствора изменится при этом на dV . Тогда парциальный молярный объем растворенного вещества можно определить по формуле:

$$\bar{V}_2 = \left(\frac{\partial V}{\partial n_2} \right)_{P, T, n_1} \quad (3.2)$$

Согласно уравнению (3.2) $\bar{V}_2$ является парциальным молярным объемом растворенного вещества в растворе данного состава.

Графическое определение парциальных молярных объемов компонентов раствора. Общий объем раствора (V), состоящего из n_1 молей растворителя и n_2 молей растворенного вещества может быть выражен через парциальные молярные объемы компонентов следующим уравнением:

$$V = V_1 n_1 + V_2 n_2, \quad (3.3)$$

где V_1 - парциальный молярный объем растворителя,

V_2 - парциальный молярный объем растворенного вещества.

Парциальные молярные объемы компонентов раствора могут быть определены графически. Если известна зависимость объема раствора, содержащего постоянное количество растворителя от числа молей растворенного вещества, то согласно определению парциальных величин, тангенс угла наклона касательной к любой точке кривой даст значение парциального молярного объема растворенного вещества для раствора, концентрация которого соответствует абсциссе выбранной точки кривой (рис.3.1).

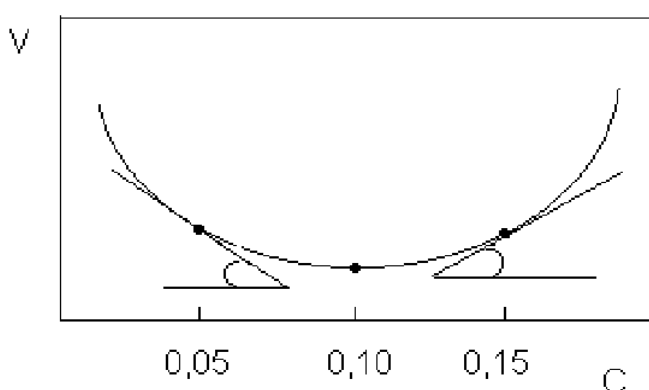


Рис.3.1. Зависимость объема раствора V от моляльной концентрации раствора C (моль/1000г растворителя) (т.е. от числа молей растворенного вещества n_2).

ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

1. Определить объем пикнометра. Для этого необходимо вначале взвесить пустой пикнометр, а затем заполнить его водой и вновь взвесить. Вес воды в пикнометре (P_{H_2O}):

$$P_{H_2O} = P_{H_2O+n} - P_n, \quad (3.4)$$

где P_{H_2O+n} – вес пикнометра с водой,

P_n – вес пустого пикнометра.

1. Зная вес воды в пикнометре и плотность воды при температуре опыта (d_{H_2O}) (см. приложение) находим объем пикнометра (V_n):

$$V_n = \frac{P_{H_2O}}{d_{H_2O}} \quad (3.5)$$

2. Заполнить пикнометр последовательно каждым из растворов, указанных преподавателем. По объему пикнометра и весу раствора находим его плотность (d_p) по формуле:

$$d_p = \frac{P_p}{V_n} \quad (3.6)$$

3. Вычислить для всех концентраций веса растворов (P) в пересчете на 1000 г воды:

$$P = 1000 + m \cdot M, \quad (3.7)$$

4. где m – моляльность раствора, моль/1000гH₂O;
5. M – молярная масса растворенного вещества, г/моль.
6. Определить объем исследуемых растворов V при условии, что они содержат 1000 г воды.

$$V = \frac{P}{d_p}, \quad (3.8)$$

7. На основании полученных данных построить график, откладывая по оси абсцисс количество растворенного вещества n_2 (равное m - моляльности исследованных растворов), а по оси ординат - объемы соответствующих растворов V .
8. По графику зависимости V от n_2 найти парциальные молярные объемы растворенного вещества (V_2) как тангенс угла наклона касательной к оси абсцисс.
9. Из уравнения (3.3) находим соответствующие парциальные молярные объемы растворителя (V_1):

$$V_1 = \frac{V - V_2 \cdot n_2}{n_1}, \quad (3.9)$$

где n_1 - количество молей растворителя (воды).

Экспериментальные данные и результаты вычислений представить в виде таблицы 3.1.

Таблица 3.1.

Экспериментальные и расчетные данные по определению парциальных молярных объемов растворенного вещества и растворителя

Количество растворенного вещества, n_2 , моль (=моляльности раствора, $\frac{\text{моль}}{1000 \text{ г } \text{H}_2\text{O}}$)	Вес раствора с пикнометром, P_{p+n} , г	Вес раствора, P_p , $P_p = P_{p+n} - P_n$ г	Плотность раствора, d_p ($d_p = P_p / V_n$) г/см ³	Вес раствора, содержащего 1000 г воды, P , г	Объем раствора V , $V = P / d_p$ см ³	Парциально- молярный объем раств. в-ва, V_2 , см ³	Парциально- молярный объем р-ля, V_1 , см ³
0	*	**		1000			
0,05							

0,10							
0,15							
0,20							

*- указывается вес воды и пикнометра (P_{H_2O+n})

** - указывается вес воды (P_{H_2O})

Вес пустого пикнометра $P_n =$, г

Плотность воды ($t =$ °C) $d_{H_2O} =$, г/см³ (из табл 3.2..)

Объем пикнометра $V_n = P_{H_2O} / d_{H_2O} =$, см³

Таблица 3.2.

Зависимость плотности воды (d_{H_2O}) от температуры

Температура, °C	d_{H_2O} , г/см ³
10	0,9997
11	0,9996
12	0,9995
13	0,9994
14	0,9993
15	0,9991
16	0,9990
17	0,9988
18	0,9986
19	0,9984
20	0,9982
21	0,9980
22	0,9978
23	0,9976
24	0,9973
25	0,9970
26	0,9968

27	0,9965
28	0,9963
29	0,9960
30	0,9957

СОДЕРЖАНИЕ ОТЧЕТА

3. Название и цель работы.
4. Основные понятия и уравнения.
5. Таблица экспериментальных и расчетных данных.
6. График зависимости V от n_2 .
7. Пример расчета парциальных молярных объемов для раствора с моляльностью $0,05 \frac{\text{моль}}{1000\text{г Н}_2\text{О}}$.
8. Выводы по работе.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Дать характеристику растворов.
2. Перечислить термодинамические свойства растворов.
3. Дать определение парциальных молярных величин и привести формулу для определения g_i .
4. Записать уравнение Гиббса-Дюгема.
5. Привести формулу для определения парциальных молярных объемов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЭФФИЦИЕНТА РАСПРЕДЕЛЕНИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ

определение коэффициента распределения йода между двумя не смешивающимися жидкостями.

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Закон распределения: отношение концентраций вещества, распределяющегося между двумя несмешивающимися фазами, есть величина постоянная при данной температуре, которая не зависит от абсолютного значения концентраций распределяющегося вещества.

Закон распределения Шилова-Нернста отражает особенности распределения компонентов между двумя несмешивающимися фазами и устанавливает закономерность распределения третьего компонента между фазами 1 и 2 (рис.4.1).

Фаза 1–толуол	$\uparrow \downarrow$	C_1
Фаза 2 – вода	I_2	C_2

Рис. 4.1. Распределение йода между толуолом и водой.

C_1 – концентрация йода в толуоле, C_2 – концентрация йода в воде.

Компоненты – индивидуальные химические вещества, образующие систему. Фаза – однородная часть системы, окруженная поверхностью раздела, при переходе через которую свойства меняются скачком

Если в систему из двух компонентов, содержащую две равновесные жидкие фазы, ввести небольшое количество третьего компонента, то после установления равновесия он окажется в обеих фазах, но в разном количестве.

Обозначим активность растворенного вещества в растворителе 1 через $a_{i,1}$, а в растворителе 2 – через $a_{i,2}$. Химические потенциалы веществ, находящихся в двух сопряженных фазах, должны быть одинаковыми. В первой фазе химический потенциал исследуемого вещества

$$\mu_{i,1} = RT \ln a_{i,1} + f_1(T), \quad (4.1),$$

во второй фазе

$$\mu_{i,2} = RT \ln a_{i,2} + f_2(T), \quad (4.2),$$

где $f_1(T)$ и $f_2(T)$ – стандартные потенциалы i -го компонента в фазах 1 и 2, т.е. $\mu_{i,1}^0$ и $\mu_{i,2}^0$:

$$\mu_{i,1}^0 = \mu_{i,2}^0. \quad (4.3)$$

Отсюда

$$a_{i,1} / a_{i,2} = K. \quad (4.4)$$

Величину K называют *коэффициентом распределения*. Он зависит от природы компонентов, составляющих систему, и температуры. В разбавленных растворах вместо соотношения активностей для расчета коэффициента распределения можно пользоваться соотношением концентраций растворенного вещества в обеих фазах:

$$c_{i,1} / c_{i,2} = K. \quad (4.5)$$

В ряде случаев закон распределения может быть представлен уравнением

$$c_{i,1}/c_{i,2}^n=K, \quad (4.6)$$

где n – показатель при постоянной температуре, не зависящий от концентрации и характеризующий свойства всех трех компонентов, составляющих систему.

Закон распределения широко используется при экстрагировании веществ из раствора и для очистки металлов.

Определение коэффициента распределения третьего компонента между органическими и неорганическими растворителями. Возьмем две несмешивающиеся жидкости, например, неорганический растворитель - воду и органический растворитель, в качестве которого можно использовать толуол, бензол, эфир, сероуглерод, хлороформ и т.д., и прибавим к ним третье вещество, имеющее различную растворимость в обеих жидких фазах. Например, йод плохо растворяется в воде, но достаточно хорошо в толуоле. Йод распределяется между водой и толуолом так, что после установления равновесия при постоянной температуре отношение концентраций йода в толуоле и воде будет величиной постоянной:

$$K=c_1/c_2^n, \quad (4.7)$$

где c_1 - концентрация йода в верхнем слое (в толуоле),

c_2 - концентрация йода в нижнем слое (в воде) (рис.4.1)

Молярная масса растворенного вещества при переходе из одной жидкой фазы в другую может изменяться.

Для расчета константы распределения K необходимо знать равновесные концентрации c_2 в водном растворе и c_1 в органическом слоях и значение n .

Если проведено несколько опытов с различными концентрациями третьего вещества, то экспериментальные данные представляют в виде графика в координатах $\lg c_1$ - $\lg c_2$. Тангенс угла наклона полученной прямой будет равен n . Зная c_1 , c_2 и n рассчитывают коэффициент распределения K для всех исследованных смесей и берут среднее значение.

Среднее значение коэффициента распределения K можно определить графически. Если уравнение (6) представить как

$$\lg K = \lg c_1 / n \lg c_2 \text{ или } \lg K = \lg c_1 - n \lg c_2, \\ \text{то при } \lg c_2 = 0 \quad \lg K = \lg c_1. \quad (4.8)$$

Следовательно, отрезок отсекаемый прямой на оси $\lg c_1$, равен $\lg K$.

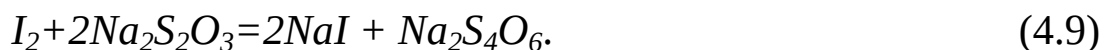
ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

1. Приготовить пять смесей из воды (для лучшего растворения йода в водной фазе следует взять водный раствор иодида калия) и раствора йода в толуоле.

Для этого в пять колб влить мерным цилиндром по 80 мл водного раствора иодида калия одинаковой концентрации (по указанию преподавателя), и по 10 мл раствора йода в толуоле приблизительных концентраций:

Номер смеси	1	2	3	4	5
Концентрация йода в толуоле, г/л	5	10	15	20	25

2. Закрывать колбы пробкой и смесь энергично перемешивать в течение 30 мин. При энергичном перемешивании капли смесей измельчаются, их общая поверхность увеличивается и равновесие наступает быстрее.
3. Дать растворам настояться в течение 20-25 минут для расслоения жидкостей (до полного просветления нижнего слоя).
4. Параллельно со взбалтыванием и отстаиванием точно определить концентрацию йода в исходных растворах йода в толуоле (C_0) титрованием тиосульфатом натрия. Для этого нужно отобрать в стаканчик по 1 мл исходного раствора, добавить к раствору по 0,1-0,2 г сухого йодида калия (для растворения йода в водной фазе) и при интенсивном перемешивании титровать 0,01н. раствором тиосульфатом натрия $Na_2S_2O_3$.



Когда капли толуола почти обесцветятся, прибавить несколько капель крахмала и продолжить титрование до прекращения посинения водной фазы.

Концентрация йода в исходном растворе йода в толуоле (C_0) рассчитывается по формуле :

$$C_0 = \Xi_{I_2} \cdot N_{Na_2S_2O_3} \frac{V_2}{V_1}, \text{ г/л} \quad (4.10)$$

где Ξ_{I_2} - эквивалентная масса йода, г/моль;

$N_{Na_2S_2O_3}$ - нормальность тиосульфата натрия, численно равная его эквивалентной концентрации в моль/л;

V_2 - объем $Na_2S_2O_3$, пошедшего на титрование, мл;

V_1 - объем взятого для титрования исходного раствора йода в толуоле, мл;

Поскольку раствор $Na_2S_2O_3$ 0,01 нормальный, эквивалентная масса йода $\mathcal{E}_{I_2}=127$ г/моль и $V_1 = 1$ мл, то

$$C_0 = 1,27V_2, \text{ г/л.} \quad (4.11)$$

5. После полного разделения смеси определить концентрацию йода в водном слое (C_2) (нижний слой). Для этого отбирается пипеткой 25 мл раствора из нижнего слоя. Отобранное количество раствора йода в водном слое титруется раствором тиосульфата натрия как описано выше.

Концентрация йода в водном слое равна:

$$C_2 = 1,27 \frac{V_2}{V_1} = 0,058V_1, \text{ г/л,} \quad (4.12)$$

так как $V_1=25$ мл.

6. Рассчитать концентрацию йода в толуоле (верхний слой) по формуле:

$$C_1 = C_0 - 8C_2, \text{ г/л,} \quad (4.13)$$

где коэффициент 8 – отношение объема водного слоя и слоя толуола.

7. Результаты опыта записать в таблицу 4.1.

Таблица 4.1.

Экспериментальные и расчетные данные по определению коэффициента распределения йода между толуолом и водой

№	Исходный раствор йода в толуоле			Водный слой			Слой толуо- ла			
	Объем взятой пробы для титро- вания, V_1 , мл	Кол-во 0,01н. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, израс- ходо- ванное на титро- вание, мл	Конц. йода в толуоле C_0 , г/л	Объем взятой пробы для титро- вания, V_1 мл	Кол-во 0,01н. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, израсх. на титров ание, мл	Конц. йода в водн. слое C_2 , г/л	Конц. йода в слое толуола C_1 , г/л			
1	1			25						
2	1			25						
3	1			25						
4	1			25						
5	1			25						

8. Построить на миллиметровой бумаге график зависимости $\lg c_1$ - $\lg c_2$. По оси ординат отложить значение $\lg c_1$, по оси абсцисс – $\lg c_2$. Определить тангенс угла наклона полученной прямой, который будет равен коэффициенту n в формуле (4.7).

9. Вычислить коэффициент распределения K для всех исследованных смесей по формуле:

$$K = c_1 / c_2^n,$$

10. Определить среднее значение коэффициента распределения K графически.

Для этого найти отрезок, отсекаемый полученной прямой на оси $\lg c_1$ (в этом случае $\lg c_2=0$), который будет равен $\lg K$.

СОДЕРЖАНИЕ ОТЧЕТА

1. Название и цель работы.
2. Основные понятия и уравнения.
3. Таблица экспериментальных и расчетных данных.
4. График зависимости $\lg c_1 - \lg c_2$.
5. Пример расчета для концентрации йода в толуоле, равной 10 г/л
6. Выводы по работе.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Сформулировать закон распределения Шилова-Нернста.
2. Указать физический смысл величин « K » и « n ».
3. Объяснить способ графического определения коэффициента распределения « K » и показателя « n ».
4. Практическое значение закона распределения.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Иродов, И. Е. Волновые процессы. Основные законы [Электронный ресурс] / И. Е. Иро-дов. - 6-е изд. (эл.). - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. - 263 с.: ил. - ISBN 978-5-9963-2251-0.
Режим доступа: <http://znanium.com/bookread.php?book=501715>
2. Савельев И. В. Курс физики М.; Наука, 1989.Т2. 462с.
Лабораторный практикум по физике./Под ред. К.А. Барсукова и Ю.И. Уханова М.; Высшая школа, 1988. 350с.
3. Сквайрс Дж. Практическая физика, М.; Мир , 1971. 245с.
4. Стромберг А.Г., Д.П.Семченко. Физическая химия. /Под редакцией А.Г. Стромберга. М: Высшая школа, 2001.-528 с.
5. Базаров И. П. Термодинамика. М.: Высшая школа, 1991, 376 с.
6. Жуховицкий А.А., Шварцман Л.А.. Физическая химия. М. Металлургия, 1987.-688 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа №1. Оптика.	3
Лабораторная работа №2. Роль гидролиза в формировании отрицательной обратной связи.....	12
Лабораторная работа №3.Определение парциальных молярных величин.....	26
Лабораторная работа №4. Коэффициент распределения.....	34
Список литературы.....	42

Егоров Евгений Николаевич
Белова Светлана Борисовна
Мамонов Игорь Михайлович
Белов Сергей Павлович

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ФИЗИКА»
ЧАСТЬ 2

СТУПИНСКИЙ ФИЛИАЛ МАИ
2017