

**Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет
имени Коста Левановича Хетагурова»**

О.В. НЕЁЛОВА

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

для студентов направления подготовки

19.03.02 Продукты питания из растительного сырья

19.03.03 Продукты питания животного происхождения

Квалификация (степень) выпускника – бакалавр

Форма обучения - очная

Владикавказ 2019

Учебно-методическое пособие «Лабораторные работы по физической химии» составлено в соответствии с Федеральными государственными образовательными стандартами по направлениям 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья и 19.03.03 Продукты питания животного происхождения в соответствии с учебными планами подготовки бакалавра, утвержденными Ученым советом ФГБОУ ВО «СОГУ» от 28.05.2019 г., протокол № 10.

Составитель: доцент кафедры общей и неорганической химии, к.х.н. Неёлова О.В.

Пособие предназначено для студентов 1 и 2 курсов направлений бакалавриата 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья и 19.03.03 Продукты питания животного происхождения для подготовки обучающихся к лабораторным работам по дисциплине «Физическая и коллоидная химия», выполнению самостоятельной работы и подготовки к рубежным аттестациям и зачету по дисциплине. В пособии представлены лабораторные работы и контрольные вопросы по основным разделам курса физической химии.

Учебно-методическое пособие обсуждено и утверждено на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол № 15/18-19 от «28» июня 2019 г.).

Зав. кафедрой _____ Кубалова Л.М.

Одобрено советом факультета химии, биологии и биотехнологии
(протокол № 12/18-19 от «01» июля 2019 г.)

Председатель _____ Агаева Ф.А.

ПЛАН

ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМА ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. **Лабораторная работа № 1.** Термохимия. Определение теплоты растворения соли. Определение теплоты гидратообразования соли.
2. **Лабораторная работа № 2.** Химическое равновесие. Влияние концентрации веществ, участвующих в реакции, температуры и кислотности среды на состояние химического равновесия.
3. **Лабораторная работа № 3.** Термодинамические свойства растворов.
4. **Лабораторная работа № 4.** Растворы электролитов. Электропроводность растворов электролитов. кондуктометрия.
5. **Лабораторная работа № 5.** Электродный потенциал. Гальванический элемент. Потенциометрия.
6. **Лабораторная работа № 6.** Химическая кинетика. Определение константы скорости реакции второго порядка.

Лабораторная работа № 1

ТЕРМОХИМИЯ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТООБРАЗОВАНИЯ СОЛИ.

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Ознакомиться с калориметрическим методом измерения тепловых эффектов, определить теплоты растворения солей, рассчитать теплоту гидратообразования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

1. Дайте характеристику следующим понятиям в термодинамике: система, фаза, компонент, параметры, процессы.
2. Нулевое начало термодинамики. Уравнение состояния идеального газа.
3. Теплота, работа. Экзотермические и эндотермические процессы.
4. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия.
5. Первое начало термодинамики.
6. Теплоемкость.
7. Термохимические уравнения. Закон Гесса.
8. Первое и второе следствия из закона Гесса.
9. Закон Кирхгофа.
10. Теплота растворения соли и теплота гидратообразования.

ХОД РАБОТЫ

Для определения теплоты растворения соли используют калориметр, представляющий собой сосуд Дьюара (или термос), и термометр Бекмана. Раствор перемешивают мешалкой. Для расчета теплового эффекта процесса, протекающего в калориметре, необходимо знать постоянную калориметра, т.е. количество теплоты, которое требуется для нагревания калориметра с термометром, мешалкой, водой и солью на 1°C . Для нагревания на Δt требуется:

$$\Delta H = \frac{K \cdot \Delta t}{n},$$

где ΔH – теплота растворения соли, кДж/моль;

n – количество соли, моль;

Δt – найденное изменение температуры в калориметре;

K – постоянная калориметра.

Постоянную калориметра K можно определить по известной теплоте растворения какой-нибудь соли, например, нитрата калия. Теплота растворения нитрата калия при 18°C равна 35,62 кДж/моль.

Для этого тщательно растирают нитрат калия в фарфоровой ступке и взвешивают в бюксе 2,5 г с точностью до 0,01 г. В сосуд Дьюара наливают 300 мл дистиллированной воды, имеющей температуру 18°C . Закрывают калориметр пробкой и укрепляют в ней термометр Бекмана. Определяют температуру сначала воды, а затем раствора соли KNO_3 . Учитывая, что растворение нитрата калия протекает с поглощением теплоты, термометр Бекмана настраивают так, чтобы мениск ртути находился в верхней его части.

Для учета теплообмена калориметра с окружающей средой и определения истинного

изменения температуры во время опыта весь калориметрический процесс делится на три периода:

- 1) предварительный период, продолжающийся 3 – 5 мин;
- 2) главный период – процесс растворения соли (обычно 1 – 2 мин);
- 3) заключительный период, продолжающийся 3 – 5 мин.

Помешивая воду в калориметре, наблюдают за температурой, которая изменяется вследствие теплообмена с окружающей средой. Когда изменения температуры в каждые 30 с. станут почти одинаковыми, т.е. когда установится равномерный ход температуры, делают её отсчеты с точностью до $0,01^{\circ}\text{C}$ в течение 3 – 5 мин через каждые 30 с. После этого высыпают всю соль в воду и, помешивая раствор, наблюдают за изменением температуры (главный период), отмечая значения её через каждые 10 с., т.к. температура падает очень быстро. Окончанием главного периода и началом заключительного принято считать установление вновь равномерного хода изменения температуры. В заключительном периоде температура измеряется так же, как и в предварительном. Результаты измерений записывают в виде таблицы. Для расчета точного изменения температуры Δt при растворении соли вычерчивают на миллиметровой бумаге график изменения температуры от времени.

Отрезок, соответствующий изменению температуры Δt при растворении соли, определяют по графику. Определив значение Δt , вычисляют постоянную калориметра K .

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТООБРАЗОВАНИЯ СОЛИ

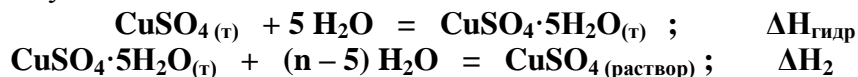
Теплотой гидратообразования называется количество тепла, которое затрачивается на образование 1 моль твердого кристаллогидрата из твердой безводной соли и соответствующего количества воды. Теплоту образования кристаллогидратов обычно не определяют непосредственно в опыте. Эту величину находят расчетным путем, используя закон Гесса и калориметрические данные по теплотам растворения безводной соли и кристаллогидрата в больших количествах воды.

Установим связь между теплотой образования кристаллогидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и теплотами растворения безводной соли и кристаллогидрата. В начальном состоянии имеем 1 моль кристаллической безводной соли и n моль H_2O ; в конечном – раствор 1 моль CuSO_4 в n моль H_2O . Переход от начального состояния к конечному можно осуществить двумя различными путями.

Первый путь:



Второй путь:



Согласно закону Гесса суммарные тепловые эффекты в обоих случаях равны. Поэтому измерив опытным путем теплоты растворения безводной соли ΔH_1 и кристаллогидрата ΔH_2 можно рассчитать теплоту гидратообразования $\Delta H_{\text{гидр}}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_1 - \Delta H_2$$

Для проведения опыта берут две навески по 3,0 г растертого в порошок кристаллогидрата. Первую навеску используют для определения теплоты растворения кристаллогидрата, а вторую переносят в фарфоровую чашку и нагревают на горелке до тех

пор, пока не получится порошок безводной соли (голубая окраска должна исчезнуть). Безводную соль переносят в бюкс и сразу же закрывают крышкой. Определение теплот растворения проводят аналогично рассмотренной методике с солью KNO_3 . Принимая во внимание, что при растворении сульфата меди теплота выделяется, термометр Бекмана настраивают так, чтобы мениск ртути термометра находился в верхней части шкалы. По найденной величине постоянной калориметра K и результатам опыта вычисляют теплоты растворения безводной соли и её кристаллогидрата, а затем рассчитывают теплоту образования кристаллогидрата.

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Сделать чертеж схемы калориметра и описать ход работы.
2. Измерить изменение температуры во времени при растворении всех солей, указанных в работе, начертить графики зависимостей на миллиметровой бумаге и определить графически Δt .
3. Вычислить постоянную калориметра.
4. Вычислить тепловые эффекты растворения солей CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
5. Вычислить теплоту образования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
6. Сделать выводы по работе.

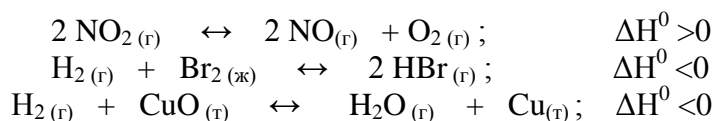
Лабораторная работа № 2

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ВЕЩЕСТВ, УЧАСТВУЮЩИХ В РЕАКЦИИ, ТЕМПЕРАТУРЫ И КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Изучение влияния концентрации веществ, температуры и кислотности среды на смещение химического равновесия.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

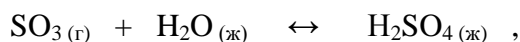
1. Какое состояние обратимой химической реакции называют химическим равновесием?
2. Закон действующих масс для химического равновесия. Константы равновесия.
3. Смещение равновесия – принцип Ле Шателье-Брауна. Влияние концентрации, давления и температуры на смещение химического равновесия.
4. Напишите уравнение константы равновесия для каждого из следующих обратимых процессов:



Как сместится равновесие при изменении параметров системы?

5. Как константы равновесия связаны с ΔG^0 и ΔF^0 реакции?

6. Вычислите константу равновесия K_p реакции:



если $\Delta G^0_{\text{обр. веществ}}$ $\text{SO}_3(\text{г})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж})$ равны соответственно $-370,4$; $-237,2$ и $-690,3$ кДж/моль. (Ответ: $3,14 \cdot 10^{14}$).

ХОД РАБОТЫ

ОПЫТ I. Изучение влияния концентрации веществ, участвующих в реакции, на смещение химического равновесия.

Влияние концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции на химическое равновесие исследуется на примере реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом (роданидом) калия или аммония. По степени интенсивности красного окрашивания тиоцианата железа можно наблюдать за сдвигом химического равновесия при изменении концентрации веществ, участвующих в реакции.

В химическом стакане к 10 мл 0,01 М раствора хлорида железа (III) прибавляют 10 мл 0,03 М раствора тиоцианата калия. Образовавшийся интенсивно окрашенный в красный цвет раствор поровну разливают по четырем большим пробиркам. Первую оставляют для сравнения, во вторую добавляют несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью - несколько капель концентрированного раствора тиоцианата калия, в четвертую насыпают немного кристаллического хлорида калия. Содержимое второй, третьей и четвертой пробирок взбалтывают и выставляют их в ряд на фоне экрана из белой бумаги.

Сравнивают окраску растворов в трех пробирках с окраской в контрольной пробирке. Результаты опыта вносят в таблицу 1.

Таблица 1

Номер пробирки	Вещество, добавляемое в систему	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	—	раствор сравнения	—
2	FeCl_3		
3	KSCN		
4	KCl		

Напишите уравнение реакции и объясните наблюдаемые изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Напишите выражение для константы химического равновесия. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов? Сделайте вывод по работе.

ОПЫТ II. Применение закона действующих масс к реакции взаимодействия оксида углерода (IV) с известковой водой.

В стеклянную пробирку налейте 5-7 мл известковой воды. Погрузите в нее конец стеклянной трубки от аппарата Киппа и пропустите углекислый газ до тех пор, пока

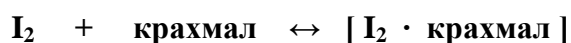
выпавший сразу в осадок карбонат кальция вновь полностью не растворится. Затем пропускание CO_2 прекратите и нагревайте содержимое пробирки на слабом пламени газовой горелки. Наблюдайте образование при нагревании помутнения, а затем и осадка карбоната кальция.

Напишите уравнения протекающих реакций и объясните наблюдаемые явления, учитывая, что при нагревании раствора происходит улетучивание CO_2 , в результате чего происходит смещение химического равновесия.

ОПЫТ III. Изучение влияния температуры на смещение химического равновесия

1. Реакция образования комплексного соединения иода с крахмалом.

В стакане вместимостью 250 мл нагрейте воду до кипения. В две пробирки поместите по 4-5 мл 0,5 % раствора крахмала и добавьте в каждую пробирку по 3-4 мл 0,05 М раствора иода. Запишите наблюдаемые явления (цвет образовавшегося раствора). Нагрейте одну из пробирок, опустив ее на несколько минут в стакан с горячей водой. Вторую пробирку оставьте для сравнения. Наблюдайте изменение окраски. Охладите нагретую пробирку. Что происходит? Запишите ваши наблюдения в тетрадь и объясните все изменения окраски в системе, исходя из принципа Ле Шателье, учитывая, что в системе устанавливается следующее равновесие:



Исходя из принципа Ле Шателье, ответьте на вопрос: экзо- или эндотермической является реакция образования иодокрахмала?

2. Смещение ионного равновесия реакции обратимого гидролиза солей.

Налейте в пробирку 2-3 мл 0,1 М раствора ацетата натрия и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Нагрейте раствор до $90-100^\circ\text{C}$ и наблюдайте появление розовой окраски. Затем охладите пробирку с раствором под струей холодной водопроводной воды до обесцвечивания. Как меняется рН раствора при изменении температуры, если известно, что интервал перехода окраски индикатора фенолфталеина при рН 8–10? Как влияет нагревание на равновесие реакции гидролиза? Как влияет на это равновесие охлаждение? По результатам проведенного опыта сделайте вывод о тепловом эффекте реакции гидролиза. Напишите уравнение реакции гидролиза и объясните наблюдаемые явления, исходя из принципа Ле Шателье. Запишите выражение для константы равновесия реакции.

ОПЫТ IV. Изучение влияния кислотности среды на смещение химического равновесия.

Соли хромовой кислоты – хроматы – окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой кислоты – дихроматы – в оранжевый цвет. В растворах этих солей имеет место равновесие:



Это равновесие легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.

В пробирку поместите 2-3 мл 0,5 М раствора дихромата калия и прибавьте несколько капель 2 М раствора гидроксида калия. Наблюдайте изменение окраски раствора. Затем к этому же раствору по каплям прибавьте 1 М раствор серной кислоты до тех пор, пока

окраска раствора не станет прежней. Объясните, исходя из принципа Ле Шателье, изменение окраски раствора.

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Составить описание хода работы.
2. Написать необходимые уравнения реакций по каждому опыту и сделать выводы о смещении равновесия по принципу Ле Шателье.
3. Написать выражение для константы химического равновесия.

Лабораторная работа № 3

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Приготовить следующие водные растворы:

1. 200 мл 0,1 М раствора ацетата натрия (плотность раствора 1,02 г/мл).
2. 70 г 5 % раствора сахара (плотность раствора 1,1 г/мл).
3. 50 г 40 % раствора этилового спирта (плотность раствора 0,92 г/мл, плотность спирта 0,79 г/мл).

Вычислить соответственно моляльную, молярную концентрации этих растворов, массовую долю растворенного вещества и мольные доли компонентов в растворе. Рассчитать относительное понижение давления насыщенного пара, осмотическое давление, температуру замерзания и температуру кипения полученных растворов. Для электролитов считать степень электролитической диссоциации равной 1 и учесть изотонический коэффициент в расчетах.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

1. Характеристика и классификация растворов.
2. Способы выражения концентрации раствора: массовая доля, мольная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация. Растворимость.
3. Термодинамические свойства идеальных растворов:
 - давление насыщенного пара над раствором (Закон Рауля);
 - повышение температуры кипения раствора;
 - понижение температуры замерзания раствора;
 - осмос и осмотическое давление.
4. Неидеальные растворы. Активность.
5. Особенности водных растворов электролитов. Степень электролитической диссоциации, изотонический коэффициент. Термодинамические свойства растворов электролитов.

ХОД РАБОТЫ

1. **Оборудование и посуда:** электронные весы, бюкс стеклянный, колба мерная вместимостью 200 мл, воронка стеклянная, промывалка с дистиллированной водой.

Производят расчет навески ацетата натрия. Взвешивают на электронных весах пустой бюкс, а затем бюкс с навеской. В мерную колбу помещают стеклянную воронку. Навеску из бюкса переносят с помощью воронки в мерную колбу. Используя промывалку, остатки вещества в бюксе дважды смывают водой, а затем доливают воду до половины объема колбы. Перемешивают содержимое колбы до полного растворения соли. Затем содержимое колбы доводят до метки водой, колбу закрывают пробкой и перемешивают.

2. **Оборудование и посуда:** электронные весы, бюкс стеклянный, стакан стеклянный вместимостью 200 мл, цилиндр мерный вместимостью 100 мл, стеклянная палочка, промывалка с дистиллированной водой.

Производят расчет навески сахара и объема воды, необходимые для приготовления раствора. Взвешивают на электронных весах пустой бюкс, а затем бюкс с навеской. Навеску сахара из бюкса переносят в стакан. С помощью цилиндра отмеривают необходимый объем дистиллированной воды. Водой из цилиндра дважды смывают в стакан остатки вещества на стенках бюкса. Оставшуюся в цилиндре воду выливают в стакан. Содержимое стакана перемешивают стеклянной палочкой до полного растворения вещества.

3. **Оборудование и посуда:** стакан стеклянный вместимостью 100 мл, цилиндр мерный вместимостью 25 мл, стеклянная палочка, промывалка с дистиллированной водой.

Производят расчет объемов спирта и воды, необходимых для приготовления раствора. Рассчитанные объемы этилового спирта и дистиллированной воды отмеряют с помощью цилиндра и переносят в стакан. Содержимое стакана перемешивают стеклянной палочкой.

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Представить необходимые расчеты навески вещества или объемов жидкостей, необходимых при приготовлении указанных растворов и описать ход работы.
2. Вычислить соответственно молярную, молярную концентрации этих растворов, массовую долю растворенного вещества и мольные доли компонентов в растворе.
3. Рассчитать относительное понижение давления насыщенного пара, осмотическое давление, температуру замерзания и температуру кипения полученных растворов. Для электролитов считать степень электролитической диссоциации равной 1 и учесть изотонический коэффициент в расчетах.
4. Сделать вывод по работе.

Лабораторная работа № 4

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТЬ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. КОНДУКТОМЕТРИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Ознакомиться с кондуктометрическим методом измерения удельной электропроводности растворов уксусной кислоты (слабого электролита) различной концентрации. Рассчитать мольную электропроводность этих растворов, степень диссоциации и среднюю константу диссоциации CH_3COOH .

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

1. Особенности водных растворов электролитов. Степень диссоциации и изотонический коэффициент.
2. Электропроводность растворов электролитов: удельное электрическое сопротивление, удельная электропроводность, мольная электропроводность.
3. Влияние величины разбавления раствора на мольную электропроводность.
4. Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Числа переноса.
5. Кондуктометрия. Расчет степени и константы диссоциации слабых электролитов.
6. Сильные электролиты, особенности их водных растворов. Активность, коэффициент активности и ионная сила раствора.

ХОД РАБОТЫ

Оборудование, посуда, реактивы: кондуктометр АНИОН – 4100, колбы мерные вместимостью 100 мл, стаканы стеклянные вместимостью 100 мл, пипетки вместимостью 10 и 25 мл, промывалка с дистиллированной водой, груша резиновая, раствор CH_3COOH с концентрацией 0,1 моль/л.

Из исходного 0,1 М раствора CH_3COOH путем последовательного разбавления готовят четыре раствора с концентрацией уксусной кислоты 0,05; 0,01; 0,005 и 0,001 моль/л. С помощью кондуктометра измеряют удельную электропроводность κ (каппа) растворов уксусной кислоты, начиная с наименьшей концентрации.

Рассчитывают мольную электропроводность λ (лямбда), мольную электропроводность при бесконечном разбавлении λ_∞ , степень диссоциации α (альфа) и константу диссоциации $K_{\text{дис.}}$ уксусной кислоты.

Результаты измерений и вычислений сводят в таблицу 2.

Таблица 2

№ п/п	$\text{C}(\text{CH}_3\text{COOH})$, моль/л	κ , См/см	λ , См·см ² /моль	λ_∞ , См·см ² /моль	α	$K_{\text{дис.}}$
1	0,001					
2	0,005					
3	0,01					
4	0,05					
5	0,1					

ФОРМУЛЫ ДЛЯ РАСЧЕТОВ

$$\lambda = \frac{\kappa \cdot 1000}{C}.$$

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}(\text{H}^+) + \lambda_{\infty}(\text{CH}_3\text{COO}^-);$$

$$\lambda_{\infty}(\text{H}^+) = 349,8 \text{ См} \cdot \text{см}^2/\text{моль}; \quad \lambda_{\infty}(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 40,9 \text{ См} \cdot \text{см}^2/\text{моль}.$$

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}},$$

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2.$$

По рассчитанным значениям констант диссоциации вычисляют среднюю величину $K_{\text{дис.}}$ уксусной кислоты и сравнивают ее с табличными данными. Строят графики зависимостей κ от C , λ от C и α от C и делают выводы о влиянии концентрации раствора слабого электролита на величины κ , λ и α .

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Составить описание хода работы.
2. Произвести измерение удельной электропроводности растворов уксусной кислоты различной концентрации и внести эти данные в таблицу.
3. Рассчитать величины λ , λ_{∞} , α и $K_{\text{дис.}}$ и внести их в таблицу. Вычислить среднюю величину константы диссоциации CH_3COOH .
4. Построить графики зависимости величин κ , λ и α от концентрации раствора CH_3COOH .
5. Сделать выводы по работе.

Лабораторная работа № 5

ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Ознакомиться с методикой составления гальванического элемента и измерением его ЭДС. С помощью рН-метра измерить рН среды и сравнить полученные результаты с теоретически рассчитанными.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

1. Механизм возникновения электрического потенциала. Контактный, электродный и диффузный потенциалы.
2. Устройство и работа гальванического элемента Якоби-Даниэля.
3. ЭДС гальванического элемента и ее связь с работой и изменением энергии Гиббса.
4. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Уравнение

- Нернста.
5. Ряд напряжений элементов. Объяснить, что происходит при нанесении капли 0,1 М раствора нитрата серебра на медную пластинку.
 6. Классификация электродов.
 7. Классификация электрохимических цепей.

ХОД РАБОТЫ

Оборудование, посуда, реактивы: рН-метр-милливольтметр рН-150-МВ, высокоомный вольтметр, медные и алюминиевые электроды, медная проволока, электролитический ключ, представляющий собой изогнутую стеклянную трубку, заполненную насыщенным раствором хлорида калия, стаканы стеклянные вместимостью 100 мл, колбы мерные вместимостью 100 мл, пипетки вместимостью 10 и 25 мл, груша резиновая, промывалка с дистиллированной водой; растворы сульфата меди, сульфата алюминия и CH_3COOH с концентрацией 0,1 моль/л.

Составляют гальванический элемент, состоящий из алюминиевого и медного электродов: алюминиевую пластинку погружают в стакан с раствором сульфата алюминия; медную пластинку погружают в стакан с раствором сульфата меди. Растворы соединяют электролитическим ключом. Электроды с помощью медной проволоки соединяют с высокоомным вольтметром и измеряют электродвижущую силу $E_{\text{эдс}}$.

Напишите уравнения электродных и токообразующей реакции. Рассчитайте стандартную ЭДС элемента и работу в виде изменения энергии Гиббса:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{\text{эдс}},$$

где n – число электронов, участвующих в электрохимическом процессе;
 F – число Фарадея, равное 96500 Кл/моль;
 $E_{\text{эдс}}$ – электродвижущая сила гальванического элемента, $E_{\text{эдс}} = E^+ - E^-$.

$$E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0} = -1,66 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,34 \text{ В}.$$

Из исходного 0,1 М раствора CH_3COOH путем последовательного разбавления готовят четыре раствора с концентрацией уксусной кислоты 0,05; 0,01; 0,005 и 0,001 моль/л. С помощью рН-метра измеряют рН и электродный потенциал E растворов уксусной кислоты, начиная с наименьшей концентрации.

Рассчитывают теоретическое значение концентрации ионов водорода и рН в растворах уксусной кислоты по следующим формулам:

$$C(\text{H}^+) = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C(\text{CH}_3\text{COOH})}; \quad K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

Результаты измерений и вычислений сводят в таблицу 3 и делают соответствующие выводы.

Таблица 3

№ п/п	$C(\text{CH}_3\text{COOH})$, моль/л	pH, измеренная	E, мВ	$C(\text{H}^+)$, моль/л	pH теоретич.
1	0,001				
2	0,005				
3	0,01				
4	0,05				
5	0,1				

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Составить описание хода работы.
2. Написать уравнения электродных и токообразующей реакций, протекающих в медно-алюминиевом гальваническом элементе. Рассчитать стандартную ЭДС и ΔG элемента.
3. Произвести измерение pH и электродных потенциалов растворов уксусной кислоты различной концентрации и внести эти данные в таблицу.
4. Рассчитать концентрацию ионов водорода и pH в растворах уксусной кислоты и внести эти значения в таблицу.
5. Сделать выводы по работе.

Лабораторная работа № 6

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ВТОРОГО ПОРЯДКА

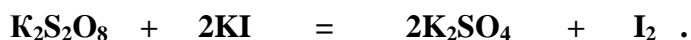
ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Ознакомиться с методом определения константы скорости реакции второго порядка на примере реакции окисления иодида калия персульфатом калия. Рассчитать константу скорости этой реакции.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ОБСУЖДЕНИЯ:

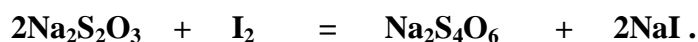
1. Основные представления химической кинетики: простые и сложные реакции, гомогенные и гетерогенные реакции, скорость химических реакций.
2. Молекулярность и порядок реакции. Закон действующих масс для простых гомогенных реакций. Кинетические уравнения.
3. Механизм химических реакций. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса.
4. Зависимость скорости химической реакции от температуры.
5. Активированный комплекс и стерический фактор. Уравнение Аррениуса с учетом стерического фактора и числа эффективных столкновений между частицами.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Удобным объектом для исследования кинетики реакции второго порядка является реакция окисления иодида калия персульфатом калия:



Одним из продуктов реакции является свободный йод, позволяющий легко измерять скорость химической реакции. Способ определения количества йода, образовавшегося в ходе реакции, заключается в добавлении к реакционной смеси заданного количества тиосульфата натрия и определении времени его нейтрализации йодом в соответствии с реакцией:



В момент, когда тиосульфат будет полностью нейтрализован, в растворе появится свободный йод, который в присутствии крахмала окрасит раствор в синий цвет. Количество моль-экв. тиосульфата натрия, добавленного к реакционной смеси, равно числу моль-экв. иодида калия или персульфата калия, прореагировавших ко времени появления синей окраски раствора. Таким образом, время от начала реакции до появления синей окраски будет характеризовать время, за которое в реакцию вступило число моль-экв. тиосульфата натрия, добавленного к реакционной смеси.

Кинетическое уравнение второго порядка, если реагирующие вещества берутся в одинаковых количествах, в интегральной форме имеет вид:

$$k \cdot \tau = \frac{x}{a(a-x)}$$

где k - константа скорости реакции, л/моль·с;

τ - время реакции, с;

x - концентрация прореагировавшего иодида калия, моль-экв/л;

a - исходная концентрация иодида калия, моль-экв/л.

Из уравнения видно, что зависимость между отношением количеств прореагировавшего вещества к непрореагировавшему $x/(a-x)$ и временем τ имеет линейный характер, причем наклон прямой линии связан с константой скорости выражением:

$$\text{tg } \alpha = a \cdot k$$

ХОД РАБОТЫ

Реактивы: 0,05 н. раствор персульфата калия; 0,1 н. раствор иодида калия; 0,01 н. раствор тиосульфата натрия; 1 % раствор крахмала.

Посуда и оборудование: 6 колб стеклянных нумерованных конических вместимостью 250 мл, пипетки вместимостью 25 и 50 мл, цилиндр стеклянный вместимостью 100 мл, бюретка вместимостью 25 мл, штатив лабораторный, пробирки мерные, секундомер, груша резиновая.

В шесть колб с помощью пипетки вводят по 50 мл раствора персульфата калия. Затем

из бюретки добавляют последовательно в каждую из колб 3, 5, 10, 15, 20 и 25 мл раствора тиосульфата натрия. С помощью цилиндра разбавляют содержимое колб дистиллированной водой, добавляя в них соответственно 97, 95, 90, 85, 80 и 75 мл воды. Таким образом, объем раствора во всех колбах будет одинаковым. Затем прибавляют в каждую колбу по 2 мл раствора крахмала. С помощью пипетки вводят в каждую колбу 25 мл раствора иодида калия. В момент вливания иодида калия включают секундомер и фиксируют время появления синей окраски раствора, свидетельствующей о нейтрализации данной порции тиосульфата в реакционной смеси.

РАСЧЕТЫ

Исходную концентрацию иодида калия в моль-экв/л (величина a) рассчитывают по формуле:

$$a = \frac{0,1 \cdot V_{\text{KI}}}{V_{\text{общ.}}}$$

где V_{KI} - объем раствора иодида калия, мл;
 $V_{\text{общ.}}$ - общий объем раствора в колбе, мл

Концентрацию прореагировавшего иодида калия (величина x) в моль-экв/л рассчитывают по формуле:

$$x = \frac{0,01 \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{общ.}}}$$

где $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ - объем раствора тиосульфата натрия, мл;
 $V_{\text{общ.}}$ - общий объем раствора в колбе, мл.

Экспериментальные и расчетные данные представляют в виде таблицы 4. На миллиметровой бумаге строят график зависимости величины $x/(a-x)$ от времени τ . По точкам проводят усредненную прямую линию и определяют тангенс угла наклона этой прямой $\text{tg } \alpha$. Константу скорости реакции k рассчитывают по формуле: $k = \text{tg } \alpha / a$ в л/моль·с.

Таблица 4

№	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	τ , с	x , моль-ЭКВ/л	$(a-x)$, моль-ЭКВ/л	$x/(a-x)$
1	3				
2	5				
3	10				
4	15				
5	20				
6	25				

ОТЧЕТ О РАБОТЕ

1. Составить описание хода работы.
2. Произвести измерение времени протекания реакции τ от момента приливания иодида калия в реакционную смесь до изменения окраски раствора и внести эти данные в таблицу.
3. Выполнить расчеты величин x , $(a-x)$ и $x/(a-x)$ и внести их в таблицу.
4. Построить график зависимости величины $x/(a-x)$ от τ на миллиметровой бумаге и определить графически $\operatorname{tg} \alpha$.
5. Вычислить константу скорости реакции k .
6. Сделать выводы по работе.

ЗАДАНИЯ

к проведению 1-ой рубежной аттестации

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Предмет изучения термодинамики. Основные понятия в термодинамике: термодинамическая система, фаза, компонент, термодинамические параметры.
2. Термодинамические процессы и их классификация.
3. Нулевое начало термодинамики. Уравнение состояния.
4. Теплота, работа, функции состояния.
5. Внутренняя энергия. Энтальпия.
6. Первое начало термодинамики. Теплємкость.
7. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и его следствия.
8. Стандартные условия. Закон Кирхгофа.
9. Предпосылки и формулировки второго начала термодинамики.
10. Энтропия и термодинамическая вероятность.
11. Энтропия и возможность самопроизвольного процесса.
12. Третье начало термодинамики. Абсолютный нуль температуры.
13. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерии равновесных и самопроизвольных процессов. Уравнения Гиббса – Гельмгольца.
14. Химический потенциал, его зависимость от температуры и давления.
15. Химическое равновесие. Константы равновесия. Закон действующих масс.
16. Равновесие для гетерогенных химических реакций и для неидеальных систем. Фугитивность и активность.
17. Смещение химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение равновесия.
18. Фазовое равновесие и фазовые переходы. Правило фаз Гиббса.
19. Фазовые диаграммы. Диаграмма состояния воды. Основы термического анализа.

II. ПРАКТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Сущность калориметрического метода определения теплоты растворения веществ в растворителе.
2. Определение теплоты гидратообразования кристаллогидратов на примере кристаллогидрата сульфата меди.
3. Влияние концентрации веществ, участвующих в реакции, на смещение равновесия. Привести примеры по материалам лабораторной работы.

4. Теплота растворения соли и теплота гидратообразования.
5. Влияние температуры и кислотности среды на смещение химического равновесия. Привести примеры по материалам лабораторной работы.
6. На какую величину различаются:
 - а) энтальпия от внутренней энергии;
 - б) энергия Гельмгольца от внутренней энергии;
 - в) энергия Гиббса от энергии Гельмгольца;
 - г) тепловые эффекты при постоянном давлении и постоянном объеме.
7. Какой смысл имеют знаки «плюс» или «минус» перед термодинамическими величинами: теплотой, работой, изменением внутренней энергии, изменением энтальпии, изменением энтропии.
8. Рассчитать тепловой эффект реакции образования кристаллогидрата

$$\text{MgSO}_4(\text{т}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}(\text{т}),$$
 если известны теплоты растворения MgSO_4 : $\Delta H^0 = -84,935 \text{ кДж/моль}$; и $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$: $\Delta H^0 = 16,108 \text{ кДж/моль}$
9. Укажите знак ΔS для реакций и возможность их протекания в изолированной системе:
 - а) $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{т})$;
 - б) $\text{COCl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$;
 - в) $\text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{г})$.
10. Определите возможность самопроизвольного протекания при стандартных условиях реакций, для которых:
 - а) $\Delta H^0 = -50 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S^0 = 18 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$;
 - б) $\Delta H^0 = 40 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S^0 = -30 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$;
 - в) $\Delta H^0 = -72 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S^0 = -20 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$.
11. Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации оксида азота (II) и кислорода для обратимой реакции:

$$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}),$$
 если в состоянии равновесия равновесные концентрации веществ равны: оксид азота (II) – 0,056 моль/л; кислород – 0,02 моль/л; оксид азота (IV) – 0,044 моль/л. В каком направлении протекает данная реакция (оцените положение равновесия)?
12. Начальные концентрации водорода и йода равны соответственно 0,2 и 0,1 моль/л. После установления равновесия концентрация йодоводорода равна 0,08 моль/л. Вычислить константу равновесия и равновесные концентрации водорода и йода.
13. Вычислить число фаз, компонентов и степеней свободы в системе, состоящей из водного раствора, содержащего сульфат натрия и хлорид натрия, паров воды и кристаллов льда.
14. Предложите оптимальное изменение термодинамических параметров (температура, концентрация, давление) для увеличения выхода продуктов реакции:

$$2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3 \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}); \Delta H^0 < 0;$$

$$2 \text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2(\text{г}); \Delta H^0 > 0.$$

ЗАДАНИЯ к проведению 2-ой рубежной аттестации

I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Общая характеристика растворов. Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
2. Коллигативные свойства идеальных растворов: закон Рауля, осмос и осмотическое давление.
3. Коллигативные свойства идеальных растворов: повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов.
4. Особенности водных растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
5. Электропроводность растворов электролитов: удельная, молярная, молярная при бесконечном разбавлении.
6. Подвижность ионов и числа переноса. Закон Кольрауша.
7. Сильные и слабые электролиты: активность, ионная сила, коэффициент активности, константа и степень диссоциации слабого электролита.
8. Кондуктометрическое определение степени диссоциации и константы диссоциации слабых электролитов.
9. Электрический потенциал и механизм его возникновения.
10. Устройство и работа гальванического элемента. Электродвижущая сила.
11. Стандартный водородный электрод и его устройство.
12. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений элементов. Уравнение Нернста.
13. Электроды, электрохимические цепи и химические источники тока.
14. Потенциометрия и потенциометрическое титрование.
15. Основные представления химической кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Кинетические уравнения.
16. Механизм химических реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Влияние температуры на скорость химической реакции.
17. Активированный комплекс и стерический фактор.
18. Катализ. Типы катализа. Механизм каталитических реакций.
19. Ферментативный катализ и его применение.

II. ПРАКТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

Выполнение расчетов по темам лабораторных работ № 3-6

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ, ПОДГОТОВКИ К РУБЕЖНЫМ АТТЕСТАЦИЯМ

Выберите один правильный ответ

Какой закон отражает связь между работой, теплотой и внутренней энергией системы?
закон Гесса
первый закон термодинамики
второй закон термодинамики
закон Вант-Гоффа

Определительное уравнение для энтальпии имеет вид
 $H = U + p \cdot V$

$$H = U - p \cdot V$$

$$H = G + T \cdot S$$

$$H = U - T \cdot S + p \cdot V$$

Энтальпия химической реакции – это

количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе химической реакции при изобарно-изотермических условиях
 количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе химической реакции при изохорно-изотермических условиях
 величина, характеризующая возможность самопроизвольного протекания процесса
 величина, характеризующая меру неупорядоченности расположения и движения частиц в системе

Какой закон позволяет рассчитать тепловой эффект реакции, если приведены термохимические уравнения промежуточных реакций с указанием их тепловых эффектов

второй закон термодинамики
 закон Гесса
 первый закон термодинамики
 закон Вант-Гоффа

Изолированной системой называют такую систему, которая

не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией
 обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией
 обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом
 обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией

Тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении, определяется изменением

внутренней энергии
 энтальпии
 энтропии
 энергии Гиббса

Укажите формулировку закона Гесса

тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути реакции
 теплота, поглощаемая системой при постоянном объеме, равна изменению внутренней энергии системы
 теплота, поглощаемая системой при постоянном давлении, равна изменению энтальпии системы
 тепловой эффект реакции не зависит от начального и конечного состояния системы, а зависит от пути реакции

Какие процессы называют эндотермическими?

для которых ΔH отрицательно
 для которых ΔG отрицательно
 для которых ΔH положительно
 для которых ΔG положительно

Закон Кирхгофа позволяет рассчитать

тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях
тепловой эффект химической реакции при нестандартной температуре
тепловой эффект химической реакции при постоянном объеме
количество теплоты, которое система отдает окружающей среде при постоянном давлении

Термодинамическая вероятность системы W – это

число микросостояний системы, при помощи которых реализуется данное макросостояние
число макросостояний системы, при помощи которых реализуется данное микросостояние
число частиц системы, участвующих в передаче энергии
общее число всех частиц системы

Какой функцией состояния характеризуется стремление системы к достижению вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?

энтальпией
энтропией
энергией Гиббса
внутренней энергией

Формула Больцмана выражается уравнением

$$S = R \cdot \ln W$$

$$S = T \cdot \ln W$$

$$S = k \cdot \ln Q$$

$$S = k \cdot \ln W$$

В каком соотношении находятся энтропии трех агрегатных состояний одного вещества: газа, жидкости, твердого тела

$$S(\text{г}) > S(\text{ж}) > S(\text{т})$$

$$S(\text{т}) > S(\text{ж}) > S(\text{г})$$

$$S(\text{ж}) > S(\text{г}) > S(\text{т})$$

агрегатное состояние не влияет на значение энтропии

Третье начало термодинамики

позволяет рассчитать изменение энергии Гиббса реакции
позволяет рассчитать тепловой эффект реакции
устанавливает зависимость между энтропией и термодинамической вероятностью системы
устанавливает точку отсчета при расчете абсолютной величины энтропии веществ

Какую термодинамическую функцию можно использовать, чтобы предсказать возможность самопроизвольного протекания реакции в неизолированной системе?

энтальпию
энтропию
энергию Гиббса
внутреннюю энергию

В изолированной системе самопроизвольно протекает химическая реакция, если энтропия такой системы

уменьшается
увеличивается

не изменяется
достигает минимального значения

Если для реакции $\Delta G > 0$ и $\Delta S > 0$, то

реакция протекает самопроизвольно в изолированной и неизолированной системе
реакция термодинамически невозможна в изолированной и неизолированной системе
реакция термодинамически невозможна в изолированной системе и протекает самопроизвольно в неизолированной системе
реакция термодинамически невозможна в неизолированной системе и протекает самопроизвольно в изолированной системе

Теплоемкость системы – это

отношение сообщенной системе теплоты к вызванному этим изменению температуры
отношение изменения энтропии системы к вызванному этим изменению температуры
отношение изменения энергии Гиббса системы к вызванному этим изменению температуры
отношение сообщенной системе теплоты к вызванному этим изменению давления в системе

Химический потенциал зависит от

объема системы
температуры
внутренней энергии
энтропии

Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуют

константой Больцмана
равновесными концентрациями продуктов реакции
константой равновесия
энергией активации

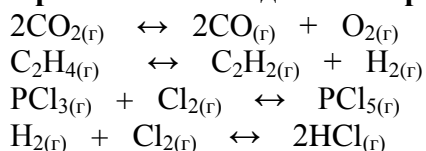
Состояние химического равновесия – это состояние, в котором

количества реагентов равны количествам продуктов реакции
массы продуктов реакции равны массам исходных веществ
энтальпия реакции равна нулю, и два противоположных процесса протекают с одинаковой скоростью
изменение энергии Гиббса реакции равно нулю и скорость прямой реакции равна скорости обратной

Если для некоторой реакции $\Delta G < 0$, то

константа равновесия реакции больше единицы
константа равновесия реакции меньше единицы
в равновесной смеси преобладают исходные вещества
скорость прямой реакции меньше скорости обратной

При повышении давления равновесие смещается вправо в системе



Термодинамическая система считается инвариантной, если число степеней свободы
равно нулю
больше нуля
меньше нуля
равно двум

Фазовое равновесие – это

одновременное существование термодинамически равновесных фаз в гомогенной системе
одновременное существование термодинамически равновесных фаз в гетерогенной системе
состояние системы, при котором все параметры системы остаются постоянными
равенство концентраций всех компонентов гетерогенной системы

Самопроизвольный переход компонента i из фазы α в фазу β происходит при условии

$$\begin{aligned}\mu_i^\alpha &< \mu_i^\beta \\ \mu_i^\alpha &= \mu_i^\beta \\ n_i^\alpha &> n_i^\beta \\ \mu_i^\alpha &> \mu_i^\beta\end{aligned}$$

Растворами называют

изолированные системы, отделенные от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела
гомогенные системы, не способные к обмену веществом с окружающей средой
гомогенные системы переменного состава, содержащие не менее двух компонентов
гетерогенные системы, содержащие не менее двух веществ

Криоскопические и эбулиоскопические постоянные зависят от

природы растворителя
природы растворенного вещества
концентрации растворенного вещества
от всех перечисленных факторов

Относительное понижение давления насыщенного пара над раствором равно

мольной доле растворителя
молярной концентрации
моляльной концентрации
мольной доле растворенного вещества

Осмоз – это

самопроизвольный процесс перехода молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией
самопроизвольный процесс перехода молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией
самопроизвольный процесс перехода молекул растворенного вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией
самопроизвольный процесс перехода молекул растворенного вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией

Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с растворителем пропорционально

молярной концентрации растворенного вещества

молярной концентрации эквивалента растворенного вещества

моляльной концентрации растворенного вещества

молярной доле растворенного вещества

Предельно разбавленные растворы – это

системы, образующие в результате самопроизвольного распределения

растворенного вещества в растворителе

системы, в процессе образования которых отсутствуют тепловые и объемные эффекты

системы, в которых концентрация растворенного вещества бесконечно мала

системы, в процессе образования которых выделяется или поглощается теплота и изменяется объем

Осмотическое давление в уравнении Вант-Гоффа пропорционально

молярной доле растворенного вещества

моляльной концентрации растворенного вещества

молярной концентрации растворенного вещества

молярной концентрации эквивалента растворенного вещества

Закон разведения Оствальда для слабых электролитов описывается формулой

$$K_{\text{дис.}} = \alpha \cdot C$$

$$K_{\text{дис.}} = \alpha^2 \cdot C$$

$$K_{\text{дис.}} = (1 + \alpha) \cdot C$$

$$K_{\text{дис.}} = (1 - \alpha) \cdot C$$

Величина $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ называется

водородным показателем

произведением растворимости воды

ионным произведением воды

константой диссоциации воды

Кислотность (основность) растворов принято выражать через водородный показатель (рН), рассчитываемый по формуле

$$\text{pH} = \lg [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = -\ln [\text{OH}^-]$$

Степень диссоциации CH_3COOH меньше в растворе

0,1 М

0,01 М

0,001 М

0,0001 М

Максимальная полезная работа гальванического элемента при постоянных температуре и давлении равна

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E_0^+$$

$$\Delta U = -n \cdot F \cdot E_{\text{ЭДС}}$$

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{\text{ЭДС}}$$

$$\Delta U = -n \cdot F \cdot E_0^+$$

Если гальванический элемент работает самопроизвольно, то каков знак ЭДС элемента?

отрицательный

положительный

зависит от концентрации веществ

электродвижущая сила равна нулю

Что называется стандартной ЭДС?

ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух стандартных электродов

ЭДС гальванического элемента, включающего стандартный водородный электрод

максимальное напряжение гальванического элемента

минимальное напряжение гальванического элемента

Какой электрод называется в гальваническом элементе катодом?

электрод, на котором происходит процесс окисления

электрод, на котором происходит процесс восстановления

отрицательно заряженный электрод

электрод, масса которого уменьшается

Какая реакция протекает на положительном электроде гальванического элемента?

окисления

восстановления

обмена электронами

обмена ионами металла

Зависимость потенциала электрода от концентрации или активности ионов в растворе определяется уравнением

Фарадея

Вант-Гоффа

Гиббса

Нернста

Скорость химической реакции вычисляют по уравнению

$$v = \pm dn / dt$$

$$v = -dV / dt$$

$$v = +dc / dV$$

$$v = \pm dc / dt$$

Чем объяснить повышение скорости реакции при введении в систему катализатора

увеличением энергии активации

уменьшением энергии активации

увеличением средней кинетической энергии молекул

увеличением числа активных частиц

Единица измерения скорости химической реакции

моль/л · с
л · с / моль
моль · л / с
л / моль · с

Энергию активации химической реакции можно рассчитать из уравнения

$$\ln k_1 / k_2 = E^* / R \cdot (1 / T_1 + 1 / T_2)$$
$$+n k_1 / k_2 = E^* / R \cdot (1 / T_1 - 1 / T_2)$$
$$\ln k_1 / k_2 = E^* / R \cdot (1 / T_2 - 1 / T_1)$$
$$\ln k_1 / k_2 = E^* / R \cdot (1 / T_2 + 1 / T_1)$$

Уравнение Аррениуса с учетом теории активированного комплекса выражается

$$k = P \cdot Z \cdot e^{E^* / RT}$$
$$k = P \cdot Z \cdot e^{-E^* / RT}$$
$$k = B' \cdot e^{E^* - RT}$$
$$k = Z \cdot e^{-E^* / RT}$$

Скорость прямой реакции в системе $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$ при увеличении концентрации хлора в 3 раза, а оксида азота (II) в 2 раза

увеличится в 4 раза
увеличится в 8 раз
увеличится в 12 раз
увеличится в 6 раз

ЛИТЕРАТУРА

а) основная литература:

1. Горшков, В.И., Кузнецов, И.А. Основы физической химии. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2006. – 407 с.
2. Зимон А.Д. Физическая химия. М: Агар, 2006. - 320 с.
3. Кудряшева, Н. С. Физическая химия: учебник для бакалавров / Н.С. Кудряшева, Л.Г. Бондарева. — Москва: Издательство Юрайт, 2012. — 340 с. — (Бакалавр. Прикладной курс). — ISBN 978-5-9916-1293-7. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL:<https://urait.ru/bcode/360655>
4. Физическая и коллоидная химия. В 2 ч. Часть 1. Физическая химия: учебник для вузов / В.Ю. Конюхов [и др.]; под редакцией В.Ю. Конюхова, К.И. Попова. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2020. — 259 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-06719-4. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL:<https://urait.ru/bcode/454193>

б) дополнительная литература

1. Практикум по физической химии. / Под ред. В.В. Буданова, Н.К. Воробьева. – М.: Химия, 1986. – 352 с.
2. Практические работы по физической химии: Учебное пособие /Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. - СПб: Профессия, 2002. - 384 с.

3. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа, 1988. – 400 с.

в) современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы, электронные образовательные ресурсы

Обеспечен доступ к современным профессиональным базам данных, информационным справочным и поисковым системам (требуется регистрация в библиотеке СОГУ):

1. Электронная библиотека диссертации и авторефератов РГБ (ЭБД РГБ) (<https://dvs.rsl.ru>).
2. ЭБС «Университетская библиотека online» (<https://biblioclub.ru>).
3. ЭБС «Научная электронная библиотека eLibrary.ru» (<http://elibrary.ru>).
4. Универсальная баз данных East View (<https://dlib.eastview.com>). Логин: Khetagurov; Пароль: Khetagurov
5. ЭБС «Консультант студента». <http://www.studentlibrary.ru>
6. ЭБС «Юрайт» - образовательная среда, включающая виртуальный читальный зал учебников и учебных пособий от авторов из ведущих вузов России по всем направлениям и специальностям (www.biblio-online.ru)
7. Информационно-правовой портал «Гарант» (<http://www.garant.ru/>).
8. Справочная правовая система Консультант Плюс (<http://www.consultant.ru/>).