

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Нововоронежский политехнический институт – филиал
федерального государственного автономного образовательного
учреждения высшего образования «Национальный
исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(НВПИ НИЯУ МИФИ)

С.Ю. Васильева

Лабораторные работы по курсу «Химия»

Учебно-методическое пособие

Нововоронеж

2026

УДК 54:546(076)
ББК 24.1я7
В19

Васильева С.Ю. **Лабораторные работы по курсу «Химия»**: Учебно-методическое пособие [Электронный ресурс]. – Нововоронеж: НВПИ НИЯУ МИФИ, 2026. – 48 с.

Учебно-методическое пособие включает краткий теоретический материал, подробные описания лабораторных работ, контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы по основным разделам курса химии. В пособии представлены справочные таблицы, расчётные формулы и список рекомендованной литературы для углублённого изучения тем. Предназначено для студентов технических специальностей очной формы 1 курса обучения. Цель пособия – формирование практических навыков работы в химической лаборатории, закрепление теоретических знаний по общей и неорганической химии, а также освоение методов экспериментального исследования свойств веществ и химических процессов.

Пособие рассмотрено и одобрено на заседании кафедры.

Рецензенты:

д-р хим. наук, проф. кафедры аналитической химии ФБГОУ ВО «ВГУ»
Карпов С.И.;
и.о. заведующего лабораторией общей химии НИЯУ МИФИ, канд. хим. наук,
доц. *Ананьева Е.А.*

ISBN 978-5-7262-3226-3

© НВПИ НИЯУ МИФИ, 2026

Подписано в печать 28.01.2026. Формат 60×84 1/16.
Уч.-изд. л. 3,0. Печ. л. 3,0. Изд. № 006-1.

Нововоронежский политехнический институт НИЯУ МИФИ.
396072, Воронежская обл., г. Нововоронеж, ул. Октябрьская, 1.

Содержание

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	4
ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ	4
ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ ПО ХИМИИ	4
1. ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ	4
2. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ПЕРЕД НАЧАЛОМ РАБО	
ТЫ	4
3. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ВО ВРЕМЯ РАБОТЫ	5
4. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ В АВАРИЙНЫХ	
СИТУАЦИЯХ	6
5. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ПО ОКОНЧАНИИ	
РАБОТЫ	7
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1	8
ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ ПОЛОЖЕНИЯ	
В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	8
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2	14
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ	
РАВНОВЕСИЕ	14
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3	22
ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ	22
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4	27
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	27
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5	33
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	33
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6	42
ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ	42

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ
ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ ПО
ХИМИИ

1. ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ

1.1. К работе в лаборатории допускаются студенты, прошедшие вводный и первичный инструктажи по технике безопасности, о чем делается соответствующая запись в журнале. Невыполнение этого правила запрещает студенту приступать к работе.

1.2. Работа в лаборатории разрешается только в присутствии преподавателя или лаборанта.

1.3. Каждый студент обязан работать в застёгнутом халате из хлопчатобумажной ткани и в защитных очках. Длинные волосы должны быть убраны.

1.4. Строго запрещается в лаборатории принимать пищу, пить воду и хранить продукты.

1.5. Студент должен знать расположение и уметь пользоваться средствами противопожарной защиты (огнетушитель, песок, асбестовое одеяло), аптечкой первой помощи, а также знать пути эвакуации.

2. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ПЕРЕД НАЧАЛОМ РАБОТЫ

2.1. Внимательно изучить методику проведения лабораторной работы, свойства используемых веществ и возможные опасности.

2.2. Проверить исправность оборудования, посуды, электрических приборов и вентиляции. О любой неисправности немедленно сообщить преподавателю.

2.3. Подготовить рабочее место, убрав все посторонние предметы. Портфели и сумки должны находиться в специально отведенном месте.

2.4. Убедиться в наличии необходимых реактивов. Запрещается использовать вещества из посуды без этикетки или с нечеткой надписью.

2.5. Получить разрешение преподавателя на начало работы.

3. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ВО ВРЕМЯ РАБОТЫ

3.1. Общие правила:

- соблюдайте тишину, порядок и чистоту на рабочем месте;
- не загромождайте проходы;
- не оставляйте без присмотра работающие нагревательные приборы и действующие установки;
- не проводите опыты, не предусмотренные заданием.

3.2. Правила работы с химической посудой:

- не используйте посуду, имеющую трещины или сколы;
- при нагревании жидкости в пробирке держите ее отверстием от себя и от соседей. Нагревайте всю пробирку равномерно;
- не заглядывайте сверху в открытую колбу или пробирку, где идет реакция, во избежание травмы от выброса.

3.3. Правила работы с химическими реактивами:

Общее правило: **НЕ ПРОБОВАТЬ ВЕЩЕСТВА НА ВКУС!**

- для определения запаха не подносите склянку близко к носу. Направляйте пары легким движением руки от отверстия сосуда к себе;
- все опыты с токсичными, летучими или с запахом веществами (сероводород, оксиды азота, бром, пары концентрированных кислот и щелочей) проводить **ТОЛЬКО В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ** при включенной вентиляции;
- брать реактивы в количествах, строго указанных в описании;
- склянки с реактивами после использования необходимо немедленно закрывать.

Запрещается высыпать/выливать избыток реактивов обратно в исходную склянку.

3.4. Правила работы с кислотами и щелочами:

ВАЖНО! При приготовлении разбавленных растворов кислот **НЕОБХОДИМО ЛИТЬ КИСЛОТУ В ВОДУ** тонкой струей при постоянном перемешивании, а не наоборот!

При работе с концентрированными кислотами и щелочами используйте резиновые перчатки и защитные очки.

3.5. Правила работы с легковоспламеняющимися веществами (ЛВЖ):

К ЛВЖ относятся: этиловый спирт, ацетон, бензол, диэтиловый эфир и др.

Работы с ЛВЖ проводите вдали от включенных электроприборов и открытого огня.

Запрещается выливать ЛВЖ в раковины.

Не нагревайте ЛВЖ на открытом огне. Используйте водяную баню.

3.6. Специфические требования для данного практикума:

Работа с щелочными металлами (Натрий):

Металл хранится под слоем керосина. Извлекайте пинцетом.

Отрезайте маленькие кусочки на сухом стекле или фильтровальной бумаге.

Остатки и обрезки НЕИЗМЕРИМО ОПАСНЫ! Утилизируйте их, помещая в стакан с этиловым спиртом.

Работа с пероксидом водорода (H_2O_2): Концентрированные растворы вызывают ожоги. Работайте аккуратно.

Работа с галогенами (бром, иод): Опыты с нагреванием иода или работа с бромом проводятся только в вытяжном шкафу.

4. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ В АВАРИЙНЫХ СИТУАЦИЯХ

4.1. При возникновении пожара:

- Немедленно прекратите работу, отключите электрооборудование

- Сообщите преподавателю

- Небольшой очаг горения тушите огнетушителем, песком или накройте асбестовым одеялом

- Водой и пенными огнетушителями нельзя тушить: загоревшиеся ЛВЖ (бензин, эфир, бензол), щелочные металлы (Na, K), электрооборудование под напряжением.

4.2. При разливе ЛВЖ: **немедленно** погасите все горелки, отключите электронагревательные приборы. Разлитую жидкость соберите песком.

4.3. При разливе ртути: **немедленно** сообщите преподавателю. Самостоятельно не убирайте! Сбор проводится специалистом с помощью водоструйного насоса и специальной ловушки.

4.4. При получении травмы, ожога или попадании реактивов на кожу, в глаза: **немедленно** сообщите преподавателю для оказания первой помощи.

5. ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ПО ОКОНЧАНИИ РАБОТЫ

5.1. Привести в порядок рабочее место: вымыть и убрать всю использованную посуду.

5.2. Сдать реактивы и оборудование лаборанту или преподавателю.

5.3. Химические отходы сдать в специальные емкости по указанию преподавателя. Не выливать в раковины!

5.4. Проверить отключение воды, газа и электроэнергии на своем рабочем месте.

5.5. Тщательно вымыть руки с мылом.

5.6. Сдать рабочее место дежурному или преподавателю.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ ПОЛОЖЕНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Цель работы: изучить на практике зависимость свойств элементов и их соединений от заряда ядра атома на примере элементов III периода.

Периодический закон Д.И. Менделеева является основой современной химии. Изучение строения периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и в группах периодической системы.

Периодичность изменения свойств элементов возникает вследствие периодического повторения электронной конфигурации внешнего электронного слоя с увеличением заряда ядра. Современная формулировка выглядит следующим образом:

Свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от величин зарядов ядер их атомов.

Заряды ядер атомов элементов, расположенных в ряд, возрастают непрерывно. Объяснить причины периодичности учёные смогли тогда, когда изучили строение электронных оболочек атомов. Причиной периодического изменения свойств химических элементов и образуемых ими веществ является периодически повторяющееся **строение наружных энергетических уровней** электронных оболочек.

Периодическая система - графическое выражение периодического закона. Естественный ряд химических элементов - ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента. Периодическая таблица Менделеева состоит из 8 групп и 7 периодов.

Группой называется вертикальный ряд химических элементов. Все элементы группы имеют одинаковое число валентных электронов и обладают сходными химическими и физическими

свойствами. Это объясняется тем, что элементы одной группы имеют сходные электронные конфигурации внешнего слоя, число электронов на котором равно номеру группы. При этом группа разделяется на *главные и побочные подгруппы (короткопериодный вариант периодической системы элементов)*.

Для короткопериодного варианта таблицы химических элементов: в *главные подгруппы* входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешних ns- и p-подуровнях.

В *побочные подгруппы* входят элементы, у которых валентные электроны располагаются на внешнем ns- подуровне и внутреннем $(n - 1) d$ - подуровне (или $(n - 2) f$ - подуровне).

Все элементы в **периодической таблице**, в зависимости от того, на каком подуровне (s-, p-, d- или f-) находятся валентные электроны классифицируются на: s- элементы (элементы главной подгруппы I и II групп), p- элементы (элементы главных подгрупп III — VII групп), d- элементы (элементы побочных подгрупп), f-элементы (лантаноиды, актиноиды).

Высшая валентность элемента как правило равна номеру группы, в которой он находится. Для элементов главных и побочных подгрупп одинаковыми являются формулы высших оксидов (и их гидратов). В главных подгруппах состав водородных соединений является одинаковым. Твердые гидриды образуют элементы главных подгрупп I — III групп, а IV — VII групп образуют, а газообразные водородные соединения.

Горизонтальные ряды таблицы называют **периодами**. Элементы в периодах отличаются между собой, но общее у них то, что последние электроны находятся на одном энергетическом уровне.

Период начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Всего периодов семь. Единственное, в 1-ом периоде в его состав входит 2 химических элемента: водород, который не считается щелочным металлом, и гелий.

Короткопериодный вариант таблицы химических элементов: 1-ый, 2-ой, 3-ий периоды называются малыми. 4-7 периоды

называются **большими**. Элементы **главной подгруппы 1-ой группы** – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – называются **щелочные металлы**. Элементы **главной подгруппы 2-ой группы** – Ca, Sr, Ba, Ra – называются **щелочноземельные металлы**. **Халькогены** O, S, Se, Te, Po – элементы **6-й группы главной подгруппы**. **Галогены**: F, Cl, Br, J, At – элементы **7-й группы главной подгруппы**. **8-ю главную подгруппу** называют подгруппой **инертных или благородных газов**. Это He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Химические свойства в периодах меняются с металлических на неметаллические. Таким образом, зная химические свойства элемента, можно предположить, где конкретно он находится в Периодической системе. И наоборот, если знать положение элемента в Периодической системе, можно предположить его химические свойства.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера)

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается число внешних электронов,
- уменьшается радиус атомов,
- увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- увеличивается электроотрицательность,
- усиливаются окислительные свойства простых веществ,
- усиливается неметалличность,
- ослабевают восстановительные свойства простых веществ,
- ослабевает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах (с увеличением порядкового номера в главных подгруппах)

- увеличивается заряд ядра,
- увеличивается радиус атомов,

- уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- уменьшается электроотрицательность,
- ослабевают окислительные свойства простых веществ (неметалличность),
- усиливаются восстановительные свойства простых веществ (металличность),
- возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов, снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность).

Оборудование и реактивы: Спиртовая горелка, коническая колба на 100 см³, фарфоровая чашка, часовое стекло, 8 пробирок, сера, натрий, магний, алюминий. Растворы: фенолфталеина, метилоранжа, соляной кислоты, гидроксида натрия, хлорид алюминия.

Выполнение работы.

Опыт №1. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

Налить в фарфоровую чашку немного воды, опустить в нее кусочек натрия и прикрыть чашку часовым стеклом. (Осторожно! Брызги щелочи могут попасть на открытые участки кожи человека и одежду). После окончания реакции прилить к полученному раствору 2-3 капли фенолфталеина. Составить уравнение протекающей реакции и сделать выводы относительно свойств щелочных металлов

Опыт №2. Действие воды на магний

Поместить в пробирку немного порошка металлического магния, добавить 5 мл воды и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Цвет раствора практически не изменился. Затем нагреть пробирку. Окраска раствора становится малиновой. Сделать вывод относительно щелочных свойств магния и написать уравнение протекающей реакции.

Опыт №3 Свойства металлического алюминия

Поместить гранулу металлического алюминия в пробирку, прилить немного воды и 2-3 капли фенолфталеина. Убеждаемся в том, что ни при обычных условиях, ни при нагревании алюминий с водой практически не взаимодействует (это связано с тем, что поверхность алюминия покрыта тонкой, но прочной пленкой Al_2O_3 , которая защищает его от взаимодействия с окружающей средой, если эту оксидную пленку химически или механически удалить, то очень недолго, до образования новой пленки, металл будет энергично реагировать с водой!).

Затем поместить в две другие пробирки по грануле алюминия. В одну из них прилить разбавленную соляную кислоту, в другую - раствор крепкой щелочи NaOH. Пробирки нагреть. При этом наблюдается взаимодействие алюминия как с кислотой, так и со щелочью. Написать уравнения протекающих реакций и сделать выводы о свойствах алюминия

Опыт №4. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

Поместить в пробирку 8-10 капель раствора $AlCl_3$, добавить по каплям раствор NaOH до выпадения осадка. Распределив содержимое на две пробирки, растворить осадок в каждой из них с помощью: в одном случае - раствора HCl, в другом - раствора NaOH. Составить уравнения реакций, зная, что при реакции гидроксида алюминия с NaOH образуется гексагидроксоалюминат натрия $Na_3[Al(OH)_6]$.

Сформулируйте общий вывод по работе и запишите его.

Вопросы для контроля

1. Как изменятся электроотрицательность, энергия ионизации, металличность в III периоде с увеличением заряда ядра?

2. Составьте уравнения реакций, подтверждающих его амфотерность.

3. В теоретической части указано, что "высшая валентность элемента равна номеру группы". Почему для кислорода, фтора, элементы подгруппы меди это правило не работает? Объясните, исходя из их электронного строения и особых свойств элементов.

4. Как по положению элемента в Периодической системе (номер группы) можно предсказать: а) его высшую степень окисления в соединениях с кислородом; б) формулу высшего оксида; в) формулу летучего водородного соединения (для элементов-

неметаллов)? Приведите примеры для элементов III периода (Si, P, S, Cl).

5. Каков характер оксидов и гидроксидов элементов III периода при переходе от натрия к сере?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций натрия и магния с водой. Объясните разницу в скорости их протекания.

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия гидроксида алюминия с HCl и NaOH.

3. Какой объем газа (н.у.) выделится при взаимодействии 0,1 г натрия с избытком воды?

4. Предложите способ получения сульфата натрия из серы и других необходимых веществ. Составьте цепочку превращений.

5. Расположите следующие элементы третьего периода в ряд по усилению кислотных свойств их высших оксидов: Si, Al, S, P, Cl. Ответ подтвердите, записав уравнения реакций этих оксидов с основным оксидом или щелочью, демонстрирующих их кислотный характер.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: ознакомиться с понятием скорости химических реакций; факторами, влияющими на её величину, а также влиянием изменения внешних факторов на состояние химического равновесия.

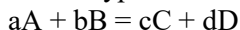
Химическая кинетика - раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических превращений. При рассмотрении вопроса о скорости реакции необходимо различать реакции, протекающие в гомогенной системе, и реакции, протекающие в гетерогенной системе.

Скоростью гомогенной реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы.

Скоростью гетерогенной реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице площади поверхности фазы.

Скорость реакции зависит от концентрации реагирующих веществ, температуры, катализатора, природы реагирующих веществ и т.д.

Для реакции, протекающей по уравнению



скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ согласно кинетическому уравнению (закон действующих масс для скорости реакции):

$$V = kC_A^n C_B^m,$$

где k - константа скорости реакции; C_A и C_B - молярные концентрации реагирующих веществ A и B ; n и m - показатели степени (частные порядки реакции по веществам A и B ; сумма $(n+m)$ - общий кинетический порядок реакции.

Для простых реакций (протекают в одну стадию) частные порядки совпадают с коэффициентами перед реагентами в химическом уравнении реакции (a и b), а общий порядок равен сумме коэффициентов в левой части уравнения реакции. Для сложных реакций (протекают в несколько стадий с образованием промежуточных продуктов) кинетические порядки могут не совпадать с коэффициентами перед реагентами. В этом случае

порядок реакции определяется порядком самой медленной из всех протекающих реакций (лимитирующая стадия). Для сложных реакций порядок может быть не только целым, но и дробным числом. Кинетический порядок реакции определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагента.

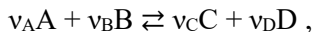
При повышении температуры скорость химических реакций возрастает, т.к. увеличивается число активных столкновений между реагирующими частицами. Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа, при увеличении температуры на каждые 10 °С скорость химической реакции увеличивается в два-четыре раза: $V(t_2)/V(t_1) = \gamma^{(t_2-t_1)/10}$ где γ - температурный коэффициент реакции ($\gamma = 2 - 4$). Правило Вант-Гоффа соблюдается для реакций с энергией активации 60-120 кДж/моль в температурном диапазоне 10-400 °С. В общем случае температурная зависимость скорости реакции более корректно описывается уравнением Аррениуса:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

A - предэкспоненциальный множитель; R - универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль К); E_a - энергия активации, та энергия, которой должны обладать реагирующие вещества, чтобы столкновение между ними приводило к реакции.

На скорость реакции также влияют катализаторы (вещества, влияющие на скорость реакции, не расходующиеся в результате протекания реакции, а после реакции остающиеся в прежнем количестве и состоянии). Явление изменения скорости реакции под действием катализаторов называется катализом. В большинстве случаев действие катализатора объясняется тем, что он снижает энергию активации реакции. Различают гомогенный и гетерогенный катализ. В случае гомогенного катализа катализатор и реагирующие вещества образуют одну фазу. В случае гетерогенного катализа катализатор находится в системе в виде самостоятельной фазы.

Химическое равновесие – состояние динамического равновесия обратимых реакций. В состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции:



где ν_i – стехиометрические коэффициенты компонентов реакции.

Характер смещения **химического равновесия** под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать, применяя принцип Ле Шателье если на систему, находящуюся в равновесии оказывается воздействие из вне, то равновесие в системе смещается так, чтобы ослабить внешнее воздействие.

Влияние концентраций. Повышение концентрации одного из реагирующих веществ смещает равновесие реакции в сторону расходования вещества. Понижение концентрации – в сторону образования вещества.

Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с поглощением теплоты (эндотермической), а понижение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с выделением теплоты (экзотермической).

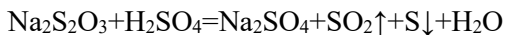
Влияние давления. Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объема и, наоборот, понижение давления – в сторону реакции, идущей с увеличением объема.

Оборудование и материалы: растворы 4% серной кислоты, тиосульфата натрия (12%), хлорида железа (III) (0,1 М), роданида калия, карбонат кальция (мел); хлорид калия, дихромат калия (0,1 М), хромат калия, едкий калий (2 М), раствор аммиака (2 М), фенолфталеин, штатив с пробирками (8шт.); секундомер; термометр; нагревательный прибор, газовая горелка, 2 колбы (объем 100 мл)

Выполнение работы

Опыт №1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации в гомогенной системе изучим на классическом примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, протекающей по уравнению:



О скорости этой реакции можно судить по образованию мелкодисперсной серы, которая вызывает устойчивое помутнение раствора. Скорость реакции обратно пропорциональна времени

протекания реакции (τ), т.е. времени от начала реакции (смешивание реагентов) до момента появления заметного помутнения. Скорость реакции (в относительных единицах) может быть выражена как $V=1/\tau$.

Для опыта следует приготовить три сухие колбы, пронумеровать их. В первую внести 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл воды; во вторую – 10 мл тиосульфата натрия и 5 мл воды; в третью – 15 мл тиосульфата натрия. Если условно обозначить молярную концентрацию тиосульфата натрия в колбе №1 «С», то соответственно, в колбе №2 будет 2С, в колбе №3 – 3С.

В колбу №1 внести 5 мл 4% раствора серной кислоты, одновременно включить секундомер: встряхивая колбу, следить за образованием мелкодисперсной взвеси в виде легкой мути, держа ее на уровне глаз. При появлении малейшей мути остановить секундомер, отметить время реакции и записать в таблицу.

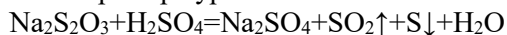
Проделать аналогичные опыты со второй и третьей колбами. Результаты опыта занести в таблицу.

№ пробирки	V, мл Na ₂ S ₂ O ₃	V, мл H ₂ O	V, мл H ₂ SO ₄	Концентрация, Na ₂ S ₂ O ₃ отн. ед.	Время реакции, τ , с	Относительная скорость $v_{\text{вкл}}=1/\tau$, с ⁻¹
1	5	10	5	С		
2	10	5	5	2С		
3	15	-	5	3С		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия и написать вывод.

Опыт № 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры можно наблюдать на том же примере уравнения:



Налить в одну пробирку 5мл раствора тиосульфата натрия, в другую - 5 мл раствора серной кислоты. Обе пробирки поместить в стакан с водой, чтобы растворы приняли температуру воды, и записать ее в журнал. Слить вместе содержимое обеих пробирок, точно отметив время от начала реакции до появления помутнения. В две другие пробирки налить по 5 мл тех же растворов. Поместив пробирки в водяную баню или стакан с водой, нагреть воду на 10°С

выше температуры предыдущего опыта. Выдержав пробирки при этой температуре 5-7 мин; слить содержимое пробирок. Измерить время до появления мути. Повторить опыт, повысив температуру ещё на 10°C.

Результаты опытов свести в таблицу.

№	Температура опыта, t, °C	Температура опыта, T, K	Температура опыта, 1/T, K ⁻¹	Время появления по мутнения, τ, с	Относительная скорость реакции $v_{\text{отн.}} = 1/\tau, \text{ с}^{-1}$
1					
2					
3					

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции (среднее значение для изучаемого интервала температур). Соблюдается ли правило Вант-Гоффа для исследуемой реакции? Постройте график зависимости модуля логарифма скорости реакции ($\ln v$) от обратной величины температуры ($1/T$). Постарайтесь начертить прямую так, чтобы она проходила максимально близко ко всем экспериментальным точкам. Из тангенса угла наклона прямой рассчитайте значение энергии активации данной реакции по формуле $E = 2,303 R \cdot \text{tg } \alpha$ Дж/моль и сделайте вывод по опыту.

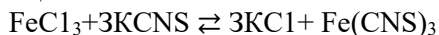
Опыт № 3. Скорость реакции в гетерогенной системе

Налить в две пробирки по 5 см³ соляной кислоты. Отвесив на техномических весах две навески по 0,2 г мела в кусочках, одну навеску мела растереть в ступке в порошок. Затем одновременно в одну пробирку сыпать порошок, а в другую - бросить кусочки мела. Заметить время, которое потребовалось для полного растворения мела. Для обоих случаев рассчитать относительную скорость реакции ($v = 1/\tau$). Определить, в каком случае скорость реакции больше и во сколько раз. Результаты опыта свести в таблицу и сделать вывод.

Навеска CaCO ₃ ,г	V _{HCl} , см ³	Время растворения навески τ, с	Относительная скорость реакции v _{усл} =1/τ

Опыт №4. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ исследовать на примере реакции

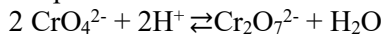


Отмерив мерной пробиркой по 5 см³ разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия, смешать их и разделить на равные части в 4 пробирки. Окраску раствору придаёт образующийся роданид железа. Одну пробирку оставить для сравнения, во вторую - добавить 2-3 капли концентрированного раствора FeCl₃, в третью – 3-4 капли насыщенного раствора KCNS, а в четвёртую - насыпать немного кристаллического хлорида калия.

Сравнив окраску растворов в трёх пробирках с окраской в контрольной пробирке, по изменению интенсивности окраски определить направление смещения равновесия и объяснить происходящие явления, исходя из принципа Ле Шателье.

Опыт №5 Влияние реакции 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:



хромат-ион (желтый) дихромат-ион (оранжевый)

Равновесие легко смещается при изменении концентрации ионов водорода. В пробирку внести 5-6 капель раствора дихромата калия и прибавить столько же капель раствора гидроксида калия. Наблюдать изменение окраски. Затем к этому же раствору по каплям прибавлять раствор серной кислоты до тех пор, пока окраска не станет прежней. Объяснить, исходя из принципа Ле Шателье, изменение окраски раствора.

Опыт №6. Влияние температуры на смещение химического равновесия

В водном растворе аммиака имеет место равновесие:



При повышении температуры равновесие первой реакции смещается влево. В коническую колбу емкостью 100 мл налить 30-40 мл дистиллированной воды и добавить несколько капель фенолфталеина. Прибавить в колбу несколько капель концентрированного раствора аммиака. Что наблюдается? Нагреть раствор на асбестовой сетке небольшим пламенем газовой горелки. Наблюдать исчезновение малиновой окраски. Затем осторожно охладить колбу водой из-под крана. Малиновое окрашивание появляется вновь. Исходя из принципа Ле Шателье, объяснить, чем вызвано изменение окраски в каждом случае

Сформулируйте общий вывод по работе и запишите его.

Вопросы для контроля

1. Сформулируйте закон действующих масс для скорости химической реакции.
2. Какие факторы влияют на скорость гетерогенной реакции? Проиллюстрируйте ответ на примере опыта с мелом.
3. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
4. Как изменение концентрации и температуры влияет на смещение химического равновесия в системе $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} \rightleftharpoons 3\text{KCl} + \text{Fe}(\text{CNS})_3$?
5. Объясните, почему окраска раствора в опыте с дихроматом калия изменяется при добавлении щелочи и кислоты.

Задания для самостоятельной работы

1. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию В уменьшить в 2 раза?
2. Рассчитайте энергию активации реакции, если при увеличении температуры с 20°C до 50°C ее скорость возросла в 8 раз.

3. В какую сторону сместится равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$ при: а) повышении давления; б) повышении температуры; в) удалении аммиака из системы?

4. Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ при некоторой температуре равна 2. Равновесные концентрации $C(\text{CO}) = 0,2$ моль/л, $C(\text{Cl}_2) = 0,3$ моль/л. Рассчитайте равновесную концентрацию фосгена (COCl_2).

5. В реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ равновесие сместилось вправо. Какое воздействие было оказано на систему: а) увеличение давления; б) повышение температуры; в) введение катализатора?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3 ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Цель работы: изучить общие свойства растворов на примере различных физико-химических процессов: тепловые эффекты при растворении, изменение объёма, явление сольватации, получение и свойства перенасыщенных растворов, а также свойства кристаллогидратов. Освоить методики экспериментального исследования этих свойств и научиться объяснять наблюдаемые явления с позиций теории растворов.

Растворы - это гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые содержат два или несколько компонентов.

В общем случае раствор образуется при взаимодействии растворителя (компонента, находящегося в большем количестве) и растворённого вещества. Растворы могут быть газовыми, жидкими или твёрдыми, но наиболее распространены жидкие растворы.

Процесс растворения является физико-химическим, поскольку включает в себя: разрушение структуры растворяемого вещества (преодоление сил связи между частицами), взаимодействие частиц растворённого вещества с молекулами растворителя (сольватация, в случае воды — гидратация), распределение частиц в объёме растворителя с образованием однородной системы.

Растворение часто сопровождается тепловыми эффектами (экзотермическими или эндотермическими), изменением объёма, цвета и другими явлениями. Тепловой эффект растворения равен сумме тепловых эффектов физического и химического процессов. Физический процесс протекает с поглощением теплоты, химический - с выделением. Важными понятиями являются:

Насыщенный раствор — раствор, находящийся в динамическом равновесии с избытком растворяемого вещества.

Ненасыщенный раствор - это раствор, который содержит меньше растворённого вещества, чем насыщенный при данной температуре.

Перенасыщенный раствор — метастабильная система, содержащая больше растворённого вещества, чем насыщенный раствор при данных условиях.

Количественной характеристикой растворимости является коэффициент растворимости, который показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

Кристаллогидраты — твёрдые соединения, содержащие молекулы воды, входящие в кристаллическую решётку, а содержащаяся в них вода - кристаллизационной. Например, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

Раствор с большим содержанием растворенного вещества называется концентрированным, с малым содержанием - разбавленным. Концентрированный раствор может быть как насыщенный, так и ненасыщенный.

Количественный состав раствора выражают с помощью понятия «концентрация» или «доля», под которым понимают содержание растворенного вещества в единице массы, объема или количества вещества раствора.

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащееся в определенном количестве раствора или растворителя.

Способы выражения концентраций (количественный аспект)

Массовая доля (процентная концентрация) (ω , %): отношение массы растворенного вещества к массе раствора

$$\omega = (m(\text{вещества}) / m(\text{раствора})) * 100\%$$

Молярная концентрация (C , моль/л) показывает число молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора

$$C = \nu(\text{вещества}) / V(\text{раствора})$$

Моляльная концентрация (C_m , моль/кг): число молей растворенного вещества, приходящихся на 1000 г растворителя

$$C_m = \nu(\text{вещества}) / m(\text{растворителя})$$

Молярная доля (χ , безразмерная): отношение числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе.

$$\chi = \nu(\text{компонента}) / \sum \nu(\text{всех компонентов})$$

Эквивалентная концентрация (нормальность, мэкв/л): число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_H = \frac{m}{M_3 V}$$

Оборудование и материалы: твердый гидроксид натрия, нитрат аммония, стеклянная палочка, термометр, этанол, резиновое кольцо, иод (кр), бензол, ацетат натрия, газовая горелка, кристаллогидрат тиосульфата натрия, медный купорос, кристаллогидрат хлорида кобальта (II).

Выполнение работы

Опыт №1. Тепловые эффекты при растворении

а) Стаканчик (объем 50 мл) наполовину наполнить водой и добавить немного твердого гидроксида натрия. Перемешать содержимое стеклянной палочкой и измерить температуру раствора.

б) Провести аналогичный опыт с нитратом аммония. Отметить самую низкую температуру. Объяснить наблюдаемые явления.

Опыт №2. Изменение объема при растворении

Проследите за изменением объема при растворении спирта в воде. Для этого в узкую пробирку налейте воды (до 1/3) и осторожно добавьте равный объем спирта. Отметьте резиновым кольцом положение верхнего уровня жидкости. Закройте пробирку пробкой, хорошо перемешайте. Подождите, пока раствор охладится, отметьте уровень раствора в пробирке. Объяснить происходящие явления.

Опыт №3. Состояние вещества в растворах. Образование сольватов

Нагрейте в сухой пробирке 1 – 2 кристалликов иода. Наблюдайте цвет паров. В каком состоянии находится иод в парах? Затем в три пробирки положите по 1 – 2 кристаллика иода. В первую добавьте 5 мл бензола, во вторую такой же объем этилового спирта, в третью - воды, взболтайте содержимое. Отметьте окраску растворов, сравните ее с окраской паров йода. Чем объясняется различная окраска растворов? В каком случае образуются сольваты?

Опыт №4. Приготовление и свойства перенасыщенных растворов

а) Перенасыщенный раствор ацетата натрия готовят из расчета трех объемных частей соли на одну объемную часть воды. В большую пробирку поместить кристаллы ацетата натрия и

добавить соответствующий объем воды. Содержимое пробирки нагреть на слабом пламени газовой горелки до полного растворения кристаллов соли. Охладить пробирку под струей холодной воды. Внести маленький кристаллик ацетата натрия в охлажденный раствор и наблюдать процесс кристаллизации растворенного вещества. Отметить экзотермический характер процесса. Повторно нагреть содержимое пробирки до полного растворения соли и охладить раствор. Вызвать выпадение кристаллов за счет трения стеклянной палочки о стенку пробирки.

б) В сухой пробирке медленно нагрейте 1/3 мерной ложки кристаллогидрата тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Эта соль плавится при температуре 48°C , образуя раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в кристаллизационной воде. Осторожно охладив пробирку с раствором в холодной бане, бросить в него маленький кристаллик тиосульфата натрия. Что происходит? Объяснить наблюдаемые явления. Дать определение понятия «пересыщенный раствор», какими свойствами он обладает?

Опыт №5. Свойства кристаллогидратов

1. а) Поместите в сухую пробирку 1/3 мерной ложки медного купороса. Закрепить пробирку в штативе и нагреть. Наблюдать за изменением цвета кристаллогидрата. После нагрева и обезвоживания дайте пробирке полностью остыть до комнатной температуры. Затем добавьте 1-2 капли воды. Выделение тепла будет ощутимо, так как пробирка снова станет тёплой. Обратите внимание на это выделение тепла и изменение цвета соли. Написать уравнения реакций.

б) Повторить опыт, взяв кристаллогидрат хлорида кобальта (II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Написать уравнения реакций. Сделать общий вывод о свойствах кристаллогидратов

Сформулируйте общий вывод по работе и запишите его.

Вопросы для контроля

1. Что такое тепловой эффект растворения? Чем объясняется различие тепловых эффектов при растворении NaOH и NH_4NO_3 ?

2. Почему при смешивании спирта и воды объем полученного раствора меньше суммы исходных объемов?

3. Что такое сольват? Почему растворы йода в бензоле и в спирте имеют разную окраску?

4. Дайте определение перенасыщенного раствора. Какими способами можно вызвать кристаллизацию из такого раствора?

5. Что такое кристаллогидраты? Опишите процесс обезвоживания медного купороса.

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при растворении 20 г гидроксида натрия в 100 г воды, если удельная теплота растворения равна 44,5 кДж/кг.

2. При растворении 10 г безводной соли в 50 г воды температура повысилась на 5°C. Рассчитайте тепловой эффект растворения, если теплоемкость калориметра пренебрежимо мала.

3. Составьте уравнение процесса обезвоживания хлорида кобальта (II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

4. Объясните, почему перенасыщенный раствор является метастабильным и может существовать длительное время без кристаллизации.

5. Объясните, какой процесс – экзо- или эндотермический – происходит при растворении гидроксида натрия в воде. Как это можно доказать экспериментально?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучить условия протекания процесса гидролиза солей и влияние факторов, обуславливающих смещение ионного равновесия при гидролизе.

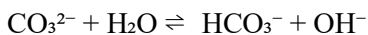
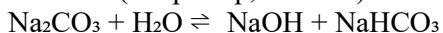
Гидролиз солей - это химическое взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH раствора.

Гидролиз является обратимым процессом, который можно рассматривать как частный случай протолитического равновесия. Это процесс, обратный нейтрализации:



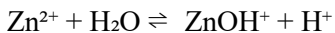
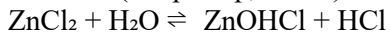
В реакцию гидролиза вступают соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, сильной кислотой и слабым основанием, слабой кислотой и слабым основанием. Не гидролизуются соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием (NaCl, KNO₃, Na₂SO₄).

Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием (например, Na₂CO₃) называется гидролиз по аниону.



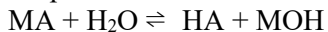
Уравнение показывает, что в данном случае гидролизу подвергается анион соли и реакция сопровождается образованием OH-ионов. Следовательно, растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, имеют щелочную среду.

Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием (например, ZnCl₂) называется гидролиз по катиону.



Гидролизу подвергается катион соли и реакция сопровождается образованием ионов H⁺. Растворы солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, имеют кислую среду.

Доля вещества, подвергающаяся гидролизу, - **степень гидролиза** - зависит от константы равновесия, а также от температуры и от концентрации соли.



Этому равновесию отвечает константа:

$$K = \frac{[HA] [MOH]}{[MA] [H_2O]}$$

$$K_r = K[H_2O] = \frac{[HA] [MOH]}{[MA]}$$

K_r - константа гидролиза соли. Ее значение характеризует способность данной соли подвергаться гидролизу; чем больше K_r , тем в большей степени протекает гидролиз.

Для соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, константа гидролиза связана с константой диссоциации кислоты $K_{\text{кисл}}$ зависимостью:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{кисл}}}$$

Чем слабее кислота, тем в большей степени подвергается гидролизу ее соли.

Для соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, соотношение связывает константу гидролиза с константой диссоциации основания $K_{\text{осн}}$:

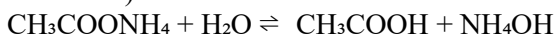
$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{осн}}}$$

Чем слабее основание, тем в большей степени подвергаются гидролизу образованные им соли.

Для солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, константа гидролиза связана с константами диссоциации кислоты и основания:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{кисл}} K_{\text{осн}}}$$

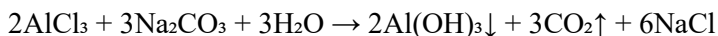
Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, называется гидролиз по аниону и катиону (например, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$)



Реакция растворов солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, зависит от соотношения констант диссоциации кислот и основания, образующую соль.

Полный (необратимый) гидролиз происходит при сливании растворов двух гидролизующихся солей, когда продукты гидролиза взаимодействуют между собой с образованием:

- Нерастворимого осадка
- Газообразного вещества
- Мало диссоциирующего соединения (например, воды)



Отметим, что гидролизу подвергаются только растворимые в воде соли. Например, CaCO_3 , хоть и образован сильным основанием и слабой кислотой, не гидролизуетея, потому что плохо растворим в воде.

Равновесие процесса диссоциации воды:



описывается константой K_w , которая носит название **ионное произведение воды**. Ионное произведение воды равно:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Для разбавленных водных растворов ионное произведение воды не зависит от состава раствора и постоянно при данной температуре. Так, $K_w = 10^{-14}$ для воды, миллимолярных растворов K_2SO_4 , H_2SO_4 и KOH при $T = 298 \text{ K}$. Строго говоря, постоянство K_w справедливо в случае, когда аналитические концентрации ионов заменены их активностями (лишь для малых концентраций H^+ и OH^- значения концентрации и активности практически совпадают).

Процесс диссоциации H_2O идет с поглощением теплоты, поэтому при повышении температуры в интервале от 0 до 100°C величина K_w увеличивается. Для практических целей удобно пользоваться не концентрацией ионов водорода, а её **водородным показателем – отрицательным десятичным логарифмом – pH**. Величина pH равна:

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

При этом:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ где } \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Для нейтральных растворов $pH = 7$, для кислых растворов $pH < 7$, а для щелочных растворов $pH > 7$. В аналитической практике редко приходится работать с растворами, pH которых выходит из интервала $0 \div 14$. Тем не менее, в сильнощелочной среде pH может быть немного больше 14, а в очень кислой среде может принимать отрицательные значения.

Эта теоретическая база позволит вам осознанно выполнять все опыты лабораторной работы, понимая сущность наблюдаемых явлений и правильно составляя уравнения реакций.

Оборудование и материалы: штатив с пробирками, растворы солей, кислот, щелочей, индикаторы, лакмусовая бумага, кристаллические соли, спиртовая горелка, пипетка, цинк, алюминий.

Выполнение работы

Опыт №1. Определение значения pH в растворах некоторых солей

В разные пробирки внести небольшое количество следующих соединений: $NaCl$; Na_2CO_3 ; $ZnCl_2$; $Pb(CH_3COO)_2$. Во все пробирки прилить одинаковое количество воды. Осторожным встряхиванием добиться полного растворения каждой соли. Полосками универсальной индикаторной бумажки измерить pH каждого раствора. Для сравнения такой бумажкой измерим pH дистиллированной воды. Данные опыта свести в таблицу

Формула соединения	Сила электролитов образующих данную соль		Цвет индикаторной бумаги	pH раствора	Реакция среды
	Основание	Кислота			
Na_2CO_3					
$NaCl$					
$ZnCl_2$					
$Pb(CH_3COO)_2$					

Составить сокращенные ионные уравнения гидролиза солей и объяснить изменение окраски индикаторной бумаги в растворах солей в сравнении с окраской ее в дистиллированной воде

Опыт №2. Усиление гидролиза одной соли раствором другой гидролизующейся соли

К 3 мл раствора хлорида алюминия (соль образованная слабым основанием и сильной кислотой) прилить немного раствора Na_2CO_3 (соль образована, напротив, сильным основанием и слабой кислотой, её гидролиз протекает также по 1-й ступени) до образования устойчивого осадка. При этом наблюдать выделение пузырьков газа. В результате сливания двух вышеуказанных растворов происходит полный гидролиз. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций

Опыт №3. Растворение металлов в продуктах гидролиза солей

В первую пробирку налить 3-4 мл раствора ZnCl_2 и опустить в неё кусочек цинка. В другую пробирку налить столько же раствора хлорида цинка и опустить в этот раствор кусочек алюминия. Нагревая пробирки, наблюдать за растворением металлов и выделением газа в обоих случаях. Составить уравнения реакций и объяснить наблюдаемые явления

Опыт № 4. Влияние температуры на степень гидролиза солей

В две пробирки налить по 3-4 мл концентрированного раствора ZnCl_2 и по 2 капли индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку поставить в штатив, другую нагреть почти до кипения. Сравнить окраску индикатора в обеих пробирках. После остывания снова сравнить окраску и объяснить изменение окраски индикатора при нагревании раствора ZnCl_2

Опыт №5. Влияние концентрации раствора соли на степень её гидролиза

Внести в пробирку немного кристаллов соли SnCl_2 , 1 каплю 2,5 М HCl и 10 капель дистиллированной воды. Встряхиванием пробирки добиваемся растворения кристаллов. Затем в пробирку прибавить ещё 10 капель дистиллированной воды. Наблюдается выпадение осадка SnOHCl . Следовательно, разбавление (уменьшение концентрации соли) приводит к увеличению степени её гидролиза. Составить молекулярное и ионное уравнения

Опыт №6. Подавление гидролиза соли

В пробирку с осадком SnOHCl , взятую из предыдущего опыта, прибавить 3-4 капли 2,5 М раствора HCl . При этом происходит растворение осадка. Сделать выводы относительно смещения равновесия реакции гидролиза SnCl_2 .

Сформулируйте общий вывод по работе и запишите его.

Вопросы для контроля

1. Что такое гидролиз солей? Какие типы гидролиза вам известны?
2. Как зависит степень гидролиза соли от температуры и концентрации раствора?
3. При кипячении водный раствор NH_4Cl становится кислым. Чем это объясняется?
4. Как можно подавить гидролиз соли SnCl_2 ? Составьте уравнения реакций.
5. Объясните, почему цинк и алюминий растворяются в концентрированном растворе хлорида цинка при нагревании.

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: Na_2CO_3 , ZnCl_2 , NH_4Cl . Укажите реакцию среды ($\text{pH} < 7$, > 7 , $= 7$).
2. Рассчитайте pH , если $[\text{H}] = 10^{-10}$, $[\text{OH}] = 10^{-5}$, $\text{pOH} = 8$.
3. К раствору сульфита калия добавили раствор хлорид железа (III). Наблюдается выпадение осадка и выделение газа. Объясните явление, составьте уравнения реакций.
4. Предложите способ предотвращения гидролиза соли FeCl_3 при приготовлении ее раствора.
5. Определите среду водных растворов солей: Na_2S , FeCl_3 , KNO_3 . Ответ подтвердите ионными уравнениями гидролиза.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомиться с окислительно-восстановительными свойствами химических элементов, получить практические навыки определения направления окислительно-восстановительных реакций с помощью термодинамики (ОВР) и составления уравнений этих реакций.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) представляют собой химические превращения, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. В отличие от реакций, протекающих без изменения степеней окисления и связанных с перекрыванием электронных оболочек и образованием ковалентных связей, в ОВР реализуется процесс полного или частичного перехода электронов от одних частиц к другим. Таким образом, каждая окислительно-восстановительная реакция является единым процессом, состоящим из двух неразрывно связанных и протекающих одновременно полуреакций: полуреакции окисления и полуреакции восстановления.

Окислением называют процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Восстановлением называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

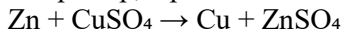
Частица, отдающая электроны в ходе реакции и подвергающаяся окислению, называется восстановителем. Схематически этот процесс можно представить:

Восстановитель (восстановленная форма) – $n\bar{e}$ → продукт окисления (окисленная форма).

Частица, принимающая электроны и восстанавливаемая, называется окислителем. Этот процесс записывается как:

Окислитель (окисленная форма) + $n\bar{e}$ → продукт восстановления (восстановленная форма).

Например, в реакции цинка с сульфатом меди:



Цинк отдает два электрона ($\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$) и является восстановителем. Ион меди принимает электроны ($\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$) и выступает окислителем.

Степень окисления – это вспомогательная условная величина, характеризующая заряд, который мог бы возникнуть на атоме в

молекуле или ионе, если допустить, что все его химические связи с более электроотрицательными атомами являются ионными. В отличие от реальных зарядов ионов, степень окисления может быть целочисленной положительной, отрицательной или равной нулю. Для её определения используют следующие правила:

Степень окисления атома в простом веществе равна нулю (H_2 , O_2 , Fe).

В химических соединениях у атомов некоторых элементов степень окисления обычно постоянна:

металлы I, II и III групп главных подгрупп: +1, +2, +3;

водород: как правило, +1 (кроме гидридов металлов, где он равен -1);

кислород: как правило, -2 (кроме пероксидов, где он равен -1);

фтор: всегда -1.

Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе – заряду этого иона. Это правило позволяет вычислять степени окисления атомов в сложных соединениях.

Типичные окислители и восстановители

Способность вещества выступать в роли окислителя или восстановителя определяется способностью составляющих его атомов соответственно понижать или повышать свою степень окисления.

К сильным окислителям относятся:

1. Простые вещества, образованные атомами с высокой электроотрицательностью (типичные неметаллы): F_2 , O_2 , Cl_2 , S .

2. Вещества, содержащие элементы в высших или промежуточных положительных степенях окисления, в том числе катионы (Fe^{3+}) и кислородсодержащие анионы – оксоанионы (MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, ClO_4^-).

3. Пероксидные соединения (H_2O_2 , Na_2O_2).

К сильным восстановителям относятся:

1. Простые вещества – металлы с низкой электроотрицательностью (активные металлы).

2. Катионы металлов в низких степенях окисления (Fe^{2+} , Sn^{2+}).

3. Простые анионы (S^{2-} , I^-).

4. Оксоанионы, соответствующие низшим степеням окисления элемента (SO_3^{2-} , NO_2^-).

Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления (например, H_2O_2 , NO_2^-), могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства в зависимости от партнера по реакции.

Классификация ОВР основывается на расположении окислителя и восстановителя:

1. Межмолекулярные реакции: окислитель и восстановитель входят в состав разных молекул (например, $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$).

2. Внутримолекулярные реакции: окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества (например, $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$).

3. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления): атомы одного и того же элемента в промежуточной степени окисления в составе одного вещества одновременно окисляются и восстанавливаются (например, $3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$).

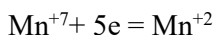
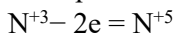
4. Контрдиспропорционирование: это реакции, в которых участвуют два вещества с атомами одного и того же элемента в разных степенях окисления (например, $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$).

Составление уравнений ОВР базируется на принципе равенства числа электронов, отданных восстановителем, числу электронов, принятых окислителем. Для расстановки стехиометрических коэффициентов используются два основных метода:

1. **Метод электронного баланса** – универсальный метод, применимый для любых сред. В этом методе сущность окислительно-восстановительных процессов выражают электронными схемами. Например, для реакции:



электронные схемы имеют вид



Цифры 5 и 2 – множители, которые являются коэффициентами при формулах восстановителя (нитрита натрия) и окислителя (перманганата калия). Подставив их в левую и правую части схемы

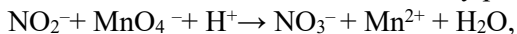
и учитывая, что на связь с ионами K^+ и Mn^{2+} расходуется 3 моль H_2SO_4 , получают уравнение:



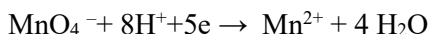
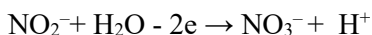
2. Метод электронно-ионных уравнений (метод полуреакций) – применяется для реакций в растворах, учитывает реально существующие ионы и влияние кислотности среды (pH). Например, для реакции:



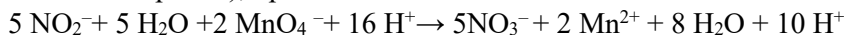
вначале необходимо составить схему реакции в ионном виде:



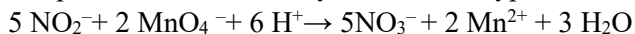
а затем записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления:



Помножив полуреакцию окисления на число 5, а полуреакцию восстановления на число 2 (при этом уравнивается и сокращается число электронов), производим их сложение:



Сократив подобные, получаем ионное уравнение:



в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид:



Полуреакции есть в справочниках, но их обычно составляют самостоятельно, руководствуясь следующими правилами:

1. В кислой среде восстановитель присоединяет атомы кислорода от воды, при этом образуются H^+ -катионы; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода катионам водорода, при этом образуется вода.

2. В нейтральной и щелочной средах восстановитель присоединяет атомы кислорода от OH^- -ионов (один атом от двух ионов), при этом образуется вода; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода молекулам воды, при этом образуются OH^- -ионы (два иона из одной молекулы).

Направление окислительно-восстановительных реакций определяется, как и для любых других процессов, знаком изменения стандартной свободной энергии Гиббса (ΔG°). Если $\Delta G^\circ < 0$, реакция термодинамически возможна. Для ОВР существует прямая связь между ΔG° и электродвижущей силой (ЭДС, ΔE) гальванического элемента, соответствующего данной реакции:

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E$$

где n – число электронов, участвующих в ОВР; F – постоянная Фарадея (~ 96500 Кл/моль).

Поскольку n и F – положительные константы, условием самопроизвольного протекания реакции является положительное значение ЭДС:

$$\Delta E = E_{\text{окис}} - E_{\text{вос}} > 0$$

Таким образом, реакция будет протекать самопроизвольно в прямом направлении, если стандартный потенциал окислителя превышает стандартный потенциал восстановителя. Для инициирования реакции с заметной скоростью величина ΔE должна, как правило, превышать 0.4 В.

Оборудование и материалы: штатив с пробирками, фарфоровая чашка, микрошпатель, растворы H_2SO_4 , KI , KMnO_4 , FeCl_3 , BaCl_2 , CuSO_4 , H_2O_2 , MnSO_4 , Na_2SO_3 , кристаллический йод, цинк (гранулы), раствор крахмала, концентрированный раствор щёлочи.

Выполнение работы.

Окислители и восстановители, окислительно-восстановительная двойственность

Опыт №1. Окислительные свойства пероксида водорода

В пробирку налить 1-2 см³ раствора KI , подкислить 2-3 каплями разбавленного раствора H_2SO_4 и прибавить 1-2 см³ H_2O_2 . Наблюдается выделение иода (прибавить 1 каплю раствора крахмала). Составить уравнение реакции на основе электронного баланса. Подтвердить направление ОВР расчётом ΔG° или ЭДС по стандартным электродным потенциалам для полуреакций окислителя и восстановителя в водном растворе.

Опыт №2. Восстановительные свойства пероксида водорода

В пробирку налить 1-2 см³ раствора KMnO_4 , подкислить 2-3 каплями разбавленного раствора H_2SO_4 и прибавить 1-2 см³ раствора H_2O_2 до обесцвечивания раствора перманганата.

Определив окислитель, и восстановитель в этой реакции, составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, учитывая, что одним из продуктов является кислород. Подтвердить направление ОВР расчётом ΔG° или ЭДС по стандартным электродным потенциалам для полуреакций окислителя и восстановителя в водном растворе.

Опыт №3. Реакция окисления цинка иодом (опыт проводить под тягой)

Поместить в фарфоровую чашку немного цинковой пыли на кончике микрошпателя прибавить туда же несколько кристаллов йода. Смесь перемешать. Для ускорения реакции прибавить 1 каплю H_2O (катализатор). Наблюдается бурное протекание реакции. Составить уравнение реакции методом электронного баланса.

Опыт №4. Реакция окисления иодида солью трехвалентного железа

В пробирку налить 1-2 см³ раствора соли железа (III) и 1 см³ раствора KI. Содержимое пробирки разбавить дистиллированной водой до слабо - желтого цвета и прилить 1-2 капли раствора крахмала. Появление синей окраски свидетельствует о выделении йода. На основе электронного баланса составить уравнение реакции

Опыт №5. Восстановление перманганата калия в нейтральной среде

Налить в пробирку 1-2 см³ раствора перманганата калия, прилить столько же раствора сульфата марганца. Осторожно встряхнуть пробирку. При этом окраска раствора исчезает. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции в нейтральной среде, одним из продуктов реакции является диоксид марганца, выпадающий в осадок. Подтвердить направление ОВР расчётом ЭДС по стандартным электродным потенциалам для полуреакций окислителя и восстановителя в водном растворе.

Опыт №6. Разложение перманганата калия

Осторожно нагреть в сухой пробирке небольшое количество (несколько кристаллов) перманганата калия в течение 5 мин. После остывания пробирки полученную соль растворить в небольшом количестве воды. Обратит внимание на зеленую окраску раствора

и наличие осадка. Составить уравнение реакции методом электронного баланса.

Опыт №7. Разложение сульфита натрия

В пробирку поместим несколько кристаллов сульфита натрия. Осторожно нагреть пробирку в течение 5 мин и после охлаждения налить небольшое количество воды, добиваясь полного растворения вещества. Раствор разделить на 2 пробирки. Содержимое одной из пробирок испытать на присутствие иона S^{2-} действием раствора $CuSO_4$, а в другой пробирке, действуя раствором $BaCl_2$, обнаружить ион SO_4^{2-} . Составить уравнение реакции самоокисления - самовосстановления методом электронного баланса.

Опыт №8. Влияние характера среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

В три пробирки налить по 1-2 мл раствора $KMnO_4$, затем прибавить: в первую - 5 капель разбавленной серной кислоты, во вторую - 5 капель дистиллированной воды, в третью - 5 капель концентрированного раствора щёлочи. После этого в каждую из пробирок прибавить шпателем одинаковое количество сухой соли Na_2SO_3 . Встряхиванием раствора добиться изменения окраски в каждой из пробирок. Составить уравнения реакций методом электронного баланса, имея ввиду следующее:

- а) во всех трёх случаях ион SO_3^{2-} переходит в ион SO_4^{2-} , причём оба иона являются бесцветными и на окраску раствора не влияют;
- б) в кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} ;
- в) в нейтральной среде ион MnO_4^- восстанавливается до MnO_2 ;
- г) в щелочной среде образуется ион MnO_4^{2-} , который окрашивает раствор в зелёный цвет.

Подтвердить направление ОВР расчётом ΔG° или ЭДС по стандартным электродным потенциалам для полуреакций окислителя и восстановителя в водном растворе.

Опыт №9. Влияние кислотности среды на направление реакции взаимодействия иода со щёлочью

Кристаллик иода обработать в пробирке небольшим количеством раствора щёлочи при слабом нагревании. Наблюдать переход иода в раствор. Составить уравнение реакции, имея в виду, что одним из продуктов реакции является иодат.

Полученный раствор подкислить разбавленной серной кислотой. Наблюдать выделение свободного иода. Составить уравнения реакции взаимодействия иодида и иодата в присутствии H_2SO_4 и объяснить, почему реакция пошла в обратном направлении

Сформулируйте общий вывод по работе, характеризующий степень достижения её цели, и запишите его.

Вопросы для контроля

1. В чем заключается сущность и от чего зависит направление окислительно-восстановительных реакций?
2. Какие свойства (окислительные, восстановительные, двойственность) может проявлять атом в промежуточной степени окисления в зависимости от условий? Приведите примеры.
3. Что такое межмолекулярная, внутримолекулярная ОВР и диспропорционирование (самоокисление-самовосстановление)? Приведите пример из работы. Какие критерии для определения направления ОВР разного типа Вы можете предложить?
4. Как влияет среда раствора на продукты восстановления перманганата калия?
5. Будет ли протекать реакция, в которой Cr^{3+} окисляется до $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а разбавленная HNO_3 восстанавливается до NO ?

Задания для самостоятельной работы

1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
2. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции диспропорционирования серы в щелочной среде: $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. Определите, в какую сторону будет протекать реакция: $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$. Ответ обоснуйте, используя стандартные окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы.
4. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций восстановления KMnO_4 сульфитом натрия (Na_2SO_3) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

5. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронного баланса: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6 ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Цель работы: определить общую жесткость воды, временную и постоянную жесткость.

Ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} и др. обуславливают жесткость природных вод. Так как концентрация этих ионов в воде (за исключением Ca^{2+} и Mg^{2+}) крайне незначительна, то общая жесткость природных вод характеризуется суммой ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , выраженной в мг-экв/л. 1 мг-экв/л соответствует содержанию в 1 дм³ воды 20,04 мг Ca^{2+} или 12,156 мг Mg^{2+} , или 1 градусу жесткости (1 °Ж).

Различают общую, временную (карбонатную) и постоянную (некарбонатную) жесткость.

Общей жесткостью называется суммарная концентрация ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} или солей кальция, магния.

Временной жесткостью называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью. Обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов калия и магния, которые при кипячении разлагаются:

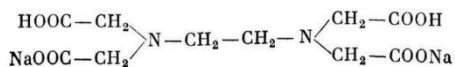


Постоянной жесткостью называется часть общей жесткости, остающаяся после кипячения воды при атмосферном давлении. Она обусловлена наличием кальциевых и магниевых солей серной, соляной, азотной, фосфорной и кремниевой кислот, которые при кипячении воды остаются в растворе.

Соли, обуславливающие жесткость воды, не являются вредными для живых организмов, однако наличие их в воде в больших количествах нежелательно, поскольку вода становится непригодной для хозяйственно-бытовых нужд. Жесткость питьевой воды, согласно СанПиН 2.1.4.1074-01, не должна превышать 7 °Ж.

Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется умягчением. Умягчение сводится к уменьшению концентрации солей кальция и магния. Существующие способы умягчения воды можно разделить на три группы: реагентные методы: содово-известковый, щелочью, солями бария, фосфатами; метод ионного обмена с использованием ионитов; термический метод.

Наиболее точный и распространенный метод определения общей жесткости — комплексонометрический, основанный на образовании ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} прочных внутрикомплексных соединений с двуназатривой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Edta}$ или трилоном Б.



При титровании воды трилоном Б происходит связывание ионов кальция и магния, а в раствор уходят ионы водорода, что приводит к увеличению кислотности воды. Накопление ионов водорода выше определенных значений, может вызвать разрушение образовавшегося комплекса, поэтому титрование ведут при $\text{pH}=8-10$. Такое значение pH достигается с помощью аммиачного буферного раствора. Точка эквивалентности определяется с помощью металл-индикаторов H_2Ind : мурексид, кислотный хромоген черный и другие, которые образуют с ионами кальция и магния менее стойкие комплексы, чем внутрикомплексные соединения трилона Б, разрушающиеся в процессе титрования.

Для атомных электростанций контроль и управление жесткостью воды выходят далеко за рамки хозяйственно-бытовых соображений и превращаются в ключевую задачу, напрямую связанную с безопасностью, надежностью и экономической эффективностью энергоблока. В контексте АЭС жесткость представляет собой серьезный технологический вызов.

Основная опасность заключается в способности этих солей образовывать прочные отложения — накипь — на теплопередающих поверхностях критически важного оборудования. В условиях высоких температур и давлений в парогенераторах, теплообменниках и на поверхности тепловыделяющих сборок (ТВЭЛов) даже незначительные концентрации солей жесткости приводят к их осаждению. Образовавшаяся накипь резко ухудшает теплопередачу, вызывая локальный перегрев материалов, что снижает КПД установки и, что гораздо важнее, создаёт риск повреждения оболочек ТВЭЛов и трубопроводов. Более того, под слоем отложений создаются благоприятные условия для развития

точной и щелевой коррозии, дополнительно ослабляющей конструкцию.

Системы водоподготовки и водно-химического режима (ВХР) АЭС обязательно включают мощные ступени умягчения, часто комбинирующие методы ионного обмена и реагентной обработки. Цель — не просто соблюдение нормативов по питьевой воде (7 °Ж), а достижение глубокого, практически полного удаления ионов кальция и магния на стадии подготовки питательной и добавочной воды. Это позволяет защитить дорогостоящее и критичное оборудование, минимизировать рост радиоактивных отложений и обеспечить стабильную и безопасную работу энергоблока. Таким образом, борьба с жёсткостью на АЭС — это не техническая процедура, а важнейший элемент стратегии обеспечения ядерной и радиационной безопасности.

Оборудование и реактивы: коническая колба, пипетка, аммиачная буферная смесь, хромоген черный, трилон Б, соляная кислота, метилоранж

Выполнение работы

Опыт 1. Определение общей жесткости

В коническую колбу на 200 мл пипеткой отобрать 100 мл исследуемой воды, добавить 5мл аммиачной буферной смеси и на кончике лопатки (несколько крупинок) индикатора. Окрашенный раствор титровать рабочим раствором трилона Б до перехода вишнево-красной окраски в синюю. Записать результаты титрования.

Общую жесткость воды рассчитать по формуле, используя закон эквивалентов для растворов:

$$Ж_{об} = \frac{V_{тр Б} * C_{тр Б} * 1000}{V_{H_2O}}$$

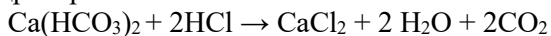
где $Ж_{об}$ - общая жесткость воды, ммоль/л; $C_{тр Б}$ - молярная концентрация трилона Б, моль/л; $V_{тр Б}$ – средний объем трилона Б, пошедший на титрование, мл; V_{H_2O} - объем пробы воды, мл, 1000 - коэффициент перевода моль/л в ммоль/л.

Титрование повторяют количественно 3 раза и рассчитывают для трех измерений среднее значение объема раствора трилона Б. Результаты опыта сводятся в таблицу.

Объем раствора трилона Б, $V_{\text{тр Б}}$, мл	Молярная концентрация трилона Б, $C_{\text{тр Б}}$ моль/л	Объем пробы воды, $V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	Общая жесткость воды, $J_{\text{об}}$, ммоль/л

Опыт 2. Определение временной и постоянной жесткости.

Способ основан на реакции между соляной кислотой и гидрокарбонатами:



Для определения временной жесткости воды к 100 мл воды прибавьте 1-2 капли метилоранжа. Для удобства определения точки эквивалентности, в другой колбе приготовить раствор «свидетеля» - к 100 мл дистиллированной воды прибавить по 1-2 капли метилоранжа и соляной кислоты. В первую колбу приливают по каплям 0,1н раствор соляной кислоты до полной нейтрализации солей. О достижении нейтрализации судят по изменению окраски индикатора – метилового оранжевого. Из желтой окраски перейдет в оранжево-розовую (цвет сравнивают с окраской «свидетеля»). Исследуемую водопроводную воду титруют раствором HCl три раза до начинающего красновато-оранжевого окрашивания жидкости. Рассчитывают среднее значение объема раствора кислоты.

№	$V(\text{H}_2\text{O})$, мл	$V(\text{HCl})$, мл	$V(\text{HCl})_{\text{сред}}$, мл

Вычисления временной жесткости проводят по формуле

$$J_{\text{врем}} = \frac{C_{\text{н}}(\text{HCl}) V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})} 1000,$$

$C_{\text{н}}(\text{HCl})$ - нормальная концентрация соляной кислоты, моль-экв/л

$V(\text{HCl})$ – средний объем соляной кислоты, мл

V (H_2O) – объем воды, мл

$J_{\text{врем}}$ - временная жесткость, ммоль/л экв Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Расчет постоянной жесткости. Постоянная жесткость определяется по разнице между общей и временной жесткостью.

$J_{\text{пост}} = J_{\text{об}} - J_{\text{вр}}$

Сформулируйте общий вывод по работе и запишите его.

Вопросы для контроля

1. Что такое жесткость воды? Какие виды жесткости вам известны?
2. В чем сущность комплексометрического метода определения жесткости воды?
3. Опишите роль аммиачного буфера и индикатора (хромоген черный) в процессе титрования.
4. Каковы основные способы умягчения воды? Какой метод используется в данном практикуме для определения жесткости?
5. Почему для хозяйственно-питьевых нужд нежелательно использовать воду с высокой жесткостью?

Задания для самостоятельной работы

1. Вычислить карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 мл этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 6,25 мл, 0,08 н раствора HCl .
2. Временная жесткость природной воды равна 3,5 мг-экв/л. Какую массу карбоната кальция можно удалить кипячением из 200 л этой воды?
3. В 5 м³ воды содержится 250 г ионов кальция и 135 г ионов магния. Определить общую жесткость воды.
4. Жесткость воды равна 5,4 мэкв ионов кальция в 1 л воды. Какое количество фосфата натрия Na_3PO_4 необходимо взять, чтобы понизить жесткость 1 т воды практически до нуля.
5. Напишите уравнения реакций, объясняющие устранение временной жесткости кипячением.

Список литературы

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник / Ахметов Н. С. - 11-е изд., стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2020. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-4698-8 ЭБС ЛАНЬ –<https://e.lanbook.com>.

2. Коровин, Н. В. Общая химия. Теория и задачи [Электронный ресурс] / Коровин Н.В., Кулешов Н.В., Гончарук О.Н., Камышова В.К. - Москва: Лань", 2014. - ISBN 978-5-8114-1736-0. ЭБС ЛАНЬ – <https://e.lanbook.com>.

3. Общая химия: лабораторный практикум: учебное пособие для вузов / Е. А. Ананьева [и др.]. - Москва: НИЯУ МИФИ, 2010. - 218 с. ЭБС НИЯУ МИФИ –library@mephi.ru.

4. Коровин Н.В. Общая химия. Лабораторный практикум : учебное пособие /Н.В. Коровин, В. К. Камышова, Е.Я. Удрис ; под общ. ред. Н.В. Коровина. — М.: КНОРУС, 2015. - 336 с. - (Бакалавриат).

5. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учебное пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. — 6-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 368 с. — ISBN 978-5-8114-1716-2. — Текст/ электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/50685>

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

		Г р у п п ы													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			2			
П е р и о д ы	1	1 H 1,008 Водород													2 He 4,00 Гелий
	2	3 Li 6,94 Литий	4 Be 9,01 Бериллий	5 B 10,81 Бор	6 C 12,01 Углерод	7 N 14,00 Азот	8 O 16,00 Кислород	9 F 19,00 Фтор				10 Ne 20,18 Неон			
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 Al 26,98 Алюминий	14 Si 28,09 Кремний	15 P 30,97 Фосфор	16 S 32,06 Сера	17 Cl 35,45 Хлор				18 Ar 39,95 Аргон			
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	21 Sc 44,96 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,94 Ванадий	24 Cr 52,00 Хром	25 Mn 54,94 Марганец	26 Fe 55,85 Железо	27 Co 58,93 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель				
		29 Cu 63,55 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,92 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,90 Бром				36 Kr 83,80 Криптон			
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,91 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,91 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc 98,91 Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,91 Родий	46 Pd 106,42 Палладий				
		47 Ag 107,87 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,69 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,90 Йод				54 Xe 131,29 Ксенон			
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,95 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,21 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина				
		79 Au 196,97 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,38 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	[209] Po Полоний	[210] At Астат				86 Rn [222] Радон			
	7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [266] Сиборгий	107 Bh [264] Борий	108 Hs [269] Хассий	109 Mt [268] Мейтнерий	110 Ds [271] Дармштадтий				
111 [280] Rg Рентгений		112 [285] Cn Коперниций	113 [286] Nh Нихоний	114 [289] Fl Флеровий	115 [290] Mc Московий	116 [293] Lv Ливерморий	117 [294] Ts Теннесси				118 Og [294] Оганесон				

* Лантаноиды

58 Ce 140 Церий	59 Pr 141 Прозеодим	60 Nd 144 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150 Самарий	63 Eu 152 Европий	64 Gd 157 Гадолиний	65 Tb 159 Тербий	66 Dy 162,5 Диспрозий	67 Ho 165 Гольмий	68 Er 167 Эрбий	69 Tm 169 Тулий	70 Yb 173 Иттербий	71 Lu 175 Лютеций
------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------------	--------------------------------

** Актиноиды

90 Th 232 Торий	91 Pa 231 Протактиний	92 U 238 Уран	93 Np 237 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделеевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий
------------------------------	------------------------------------	----------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H	
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	–	H	P	P	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P	
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P	
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	H	H	H	M	?	
S ²⁻	P	P	P	P	P	–	–	–	H	–	–	H	–	H	H	H	H	H	H	H	
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	–	H	?	?	M	H	H	H	?	?	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	M	–	H	P	P	
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	–	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	M	?	?	?	?	
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	H	?	?	?	?	M	H	
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	P	P	P	?	–	?	?	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	–	H	H	H	H	H	?	H	
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	P	?	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	–	P	P	P	P	P	P	–	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	?	?	H	?	?	
MnO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	
Cr ₂ O ₇ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	?	H	?	?	?	?	P	?	?	H	H	M	?	
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	H	?	?	?	H	H	H	H	H	H	H	H	
ClO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	P	P	P	P	P	P	?	
ClO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	

«P» – растворится (> 1 г на 100 г H₂O);

«M» – мало растворится (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

«H» – не растворится (меньше 0,01 г на 1000 г воды);

«←» – в водной среде разлагается

«?» – нет достоверных сведений о существовании соединений

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

активность металлов уменьшается →