

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

СЫКТЫВКАРСКИЙ ЛЕСНОЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)
ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ЛЕСОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ С. М. КИРОВА» (СЛИ)

Кафедра целлюлозно-бумажного производства,
лесохимии и промышленной экологии

ХИМИЯ

Сборник описаний лабораторных работ
для студентов направлений бакалавриата «Химическая технология»,
«Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии,
нефтехимии и биотехнологии», «Техносферная безопасность»,
«Лесное дело» всех форм обучения

Самостоятельное учебное электронное издание

СЫКТЫВКАР 2015

УДК 54
ББК 24.1
Х46

Рекомендован к изданию в электронном виде
кафедрой целлюлозно-бумажного производства,
лесохимии и промышленной экологии Сыктывкарского лесного института

Утвержден к изданию в электронном виде
советом технологического факультета Сыктывкарского лесного института

С о с т а в и т е л ь :

Е. И. Турубанова, кандидат химических наук, доцент

О т в е т с т в е н н ы й р е д а к т о р :

В. А. Дёмин, доктор химических наук, профессор

Р е ц е н з е н т :

А. П. Карманов, доктор химических наук, профессор
(Институт биологии Коми НЦ УрО РАН)

Х46 **Химия** [Электронный ресурс] : сборник описаний лабораторных работ для студ. направлений бакалавриата «Химическая технология», «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии», «Техносферная безопасность», «Лесное дело» всех форм обуч. : самост. учеб. электрон. изд. / сост. Е. И. Турубанова ; Сыкт. лесн. ин-т. — Электрон. дан. — Сыктывкар : СЛИ, 2015. — Режим доступа: <http://lib.sfi.komi.com>. — Загл. с экрана.

Сборник содержит описания лабораторных работ, иллюстрирующих основные понятия и свойства веществ, закономерности химических реакций, растворов и электрохимических процессов. Приведены контрольные вопросы и задания, а также список литературы для самоподготовки.

Предназначен для студентов направлений бакалавриата «Химическая технология», «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии», «Техносферная безопасность», «Лесное дело» всех форм обучения.

УДК 54
ББК 24.1

Темплан II полугодия 2014 г. Изд. № 224, 225.

* * *

Самостоятельное учебное электронное издание

ХИМИЯ

Составитель: **Турбанова** Евгения Ивановна

Электронный формат pdf. Разрешено к публикации 10.04.15. Объем 3,4 уч.-изд. л.
Сыктывкарский лесной институт (филиал) федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Санкт-Петербургский государственный лесотехнический университет имени С. М. Кирова» (СЛИ), 167982, г. Сыктывкар, ул. Ленина, 39, institut@sfi.komi.com, www.sli.komi.com
Редакционно-издательский отдел СЛИ. Заказ № 106.

© Турбанова Е. И., составление, 2015
© СЛИ, 2015

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ОРГАНИЗАЦИЯ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ.....	5
1.2. Общие правила работы в химической лаборатории	5
1.2. Первая помощь при ожогах, отравлениях и других несчастных случаях	6
1.3. Тушение местных загораний и горящей одежды.....	7
2. МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	8
Лабораторная работа № 1 Определение химического эквивалента.....	8
Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Химическое равновесие .	13
Лабораторная работа № 3 Тепловой эффект реакций	17
Лабораторная работа № 4 Приготовление и определение концентрации раствора	21
Лабораторная работа № 5 Гидролиз солей	24
Лабораторная работа № 6 Изучение процессов осаждения и растворения малорастворимых соединений	29
Лабораторная работа № 7 Окислительно-восстановительные реакции	33
Лабораторная работа № 8 Количественное определение вещества в растворе методом окислительно-восстановительного титрования. Определение железа в растворе его соли	39
Лабораторная работа № 9 Электролиз водных растворов с инертными электродами.....	41
Лабораторная работа № 10 Коррозия металлов. Защита от коррозии	43
Лабораторная работа № 11 Определение жесткости и умягчение воды	45
Лабораторная работа № 12 Общие химические свойства металлов	50
Лабораторная работа № 13 Технический анализ нефтепродуктов	54
Лабораторная работа № 14 Знакомство с аналитической химией. Качественные реакции катионов I—III аналитических групп	59
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	65
ПРИЛОЖЕНИЕ. СПРАВОЧНЫЕ ДАННЫЕ	67

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы по химии составлены для студентов химических специальностей с учетом их специализаций, предусмотренных государственными общеобразовательными стандартами.

Государственный общеобразовательный стандарт предполагает получение практических навыков по важнейшим темам курса химии, который включает выполнение работ как по общей и неорганической химии (растворы и их свойства, кинетика химических процессов, электрохимия, окислительно-восстановительные реакции и др.), так и по органической химии (полимеры природные и синтетические, топливо и его анализ, свойства основных классов органических соединений).

В лабораторном практикуме перед работой рассматривается теоретический материал по наиболее сложным вопросам. После выполнения работы следует подготовить ответы на вопросы, которые даны в конце каждой работы.

Порядок выполнения работ

1. Студенты должны ознакомиться с теоретическим материалом к данной работе и принять участие в обсуждении этого материала при допуске к выполнению работ.

2. Ознакомиться с содержанием работы и записать основные этапы ее выполнения (не следует переписывать ход работы, надо осмыслить последовательность ее выполнения и сущность каждого этапа работы, записать схемы, уравнения реакций, назвать продукты).

3. Приступить к выполнению работы с разрешения преподавателя (получить допуск к работе).

4. В отчет вносить наблюдения и результаты работы, выводы.

5. Сдача отчета и его защита проводится после выполнения каждой работы.

6. К зачету по лабораторной работе следует знать ответы на вопросы, которые приведены в конце каждой работы.

При выполнении лабораторных работ следует выполнять требования, изложенные ниже, и соблюдать правила по технике безопасности.

При подготовке к экзамену надо учитывать содержание материала, выполненного на лабораторных работах, знать условия проведения реакций, ее продукты, свойства получаемых веществ.

1. ОРГАНИЗАЦИЯ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

1.2. Общие правила работы в химической лаборатории

1. Каждый студент должен работать на закрепленном за ним рабочем месте. Переход на другое место без разрешения преподавателя не допускается.

2. Рабочее место содержите в чистоте и порядке, не загромождайте его посудой, материалами, бумагой.

3. Категорически запрещается работать в лаборатории без разрешения преподавателя.

4. Не пейте в лаборатории воду и не принимайте пищу.

5. Не оставляйте без надобности включенными электроприборы.

6. Не бросайте в водопроводные раковины бумагу, фильтры, осадки с фильтров, песок и другие твердые вещества.

7. В случае обнаружения неисправностей электропроводки или водопроводной сети, лабораторных приборов, вытяжных шкафов немедленно сообщайте об этом дежурному лаборанту или преподавателю.

8. Категорически запрещается выполнять в лаборатории экспериментальные работы, не связанные с выполнением учебного практикума, т. е. заданий, полученных от преподавателя.

9. К выполнению каждой работы можно приступить только после получения письменного разрешения преподавателя.

10. Нельзя нагревать закупоренными никакие сосуды, приборы, аппараты в целях предупреждения взрывов.

11. При нагревании в пробирках, колбах и других сосудах жидкостей или твердых веществ нельзя направлять отверстие пробирки или открытую часть другого прибора на себя или соседей в целях предупреждения выброса содержимого.

12. При включении воды в стеклянные холодильники с водяным охлаждением необходимо установить небольшую скорость пропускания воды. Следите за тем, чтобы сливные воронки не переполнялись водой! Резиновая трубка, по которой сливается вода из холодильника, не должна своим концом выходить из сливной воронки или раковины.

13. Химические реактивы и полученные при опытах продукты следует хранить в соответствующей посуде с этикетками или с ясными надписями восковым карандашом.

14. Нельзя нагревать на голом огне, на сетке, вблизи открытого пламени или в открытых сосудах: диэтиловый эфир, спирт, ацетон, нефтяной эфир, бензин, лигроин, сероуглерод, бензол и другие горючие и легко воспламеняющиеся жидкости. Указанные вещества разрешается нагревать или перегонять на водяной или воздушной бане с электрообогревом в виде спирали, закрытой керамикой. Эфир можно перегонять на водяной бане, предварительно нагретой на некотором расстоянии от прибора (*подставлять горелку под баню у прибора*

строго запрещается!). Приемник для эфира нельзя помещать рядом с включенной электроплиткой (с открытой спиралью) или горячей газовой горелкой.

15. При работах с эфиром и другими легковоспламеняющимися летучими веществами надо следить, чтобы поблизости не было открытого пламени. Перед разборкой приборов, в которых имеются легковоспламеняющиеся вещества, надо сначала потушить горелки, находящиеся поблизости.

16. Нельзя хранить легковоспламеняющиеся или легколетучие вещества (эфир, эфирные растворы, бензин и др.) в теплом месте, вблизи отопительной батареи, включенного термостата и т. д.

1.2. Первая помощь при ожогах, отравлениях и других несчастных случаях

1. Перевязочные средства и медикаменты находятся в аптечке. Первая помощь пострадавшему немедленно оказывается дежурным лаборантом.

2. Каждый работающий в лаборатории должен уметь оказать первую помощь пострадавшему товарищу, знать перечисленные ниже советы и правила.

3. При термических или электрических ожогах (при отсутствии открытой раны) к обожженному месту немедленно сделайте примочку этиловым спиртом или раствором перманганата калия. В случае более сильных ожогов обожженное место после обработки спиртом необходимо покрыть мазью от ожогов (при этом смазывать непосредственно обожженное место не рекомендуется, чтобы не повредить обожженную кожу; перевязать следует слабо).

4. При ожогах кислотами немедленно обмойте обожженное место большим количеством воды из-под крана, а затем 3 %-м раствором бикарбоната натрия.

5. При попадании кислоты в глаза промойте глаза большим количеством воды, а затем 3 %-м раствора бикарбоната натрия.

6. При ожогах едкими щелочами немедленно промойте пораженное место большим количеством воды, а затем 1 %-м раствором уксусной кислоты.

7. Попадание щелочи на роговицу глаз особенно опасно. Надо промыть глаза большим количеством воды, затем насыщенным раствором борной кислоты, после чего пустить в глаз каплю касторового масла, далее необходимо как можно быстрее обратиться к врачу.

8. При попадании на кожу разъедающего органического вещества промывание водой оказывается обычно бесполезным, следует промывать пораженный участок этиловым спиртом или бензолом быстро и в больших количествах.

9. При ожогах кожи бромом следует быстро смыть бром большим количеством этилового спирта.

10. При порезах стеклом обязательно удалить осколки стекла из раны, смазать пораненное место 3 %-м спиртовым раствором иода и перевязать.

1.3. Тушение местных загораний и горячей одежды

1. При возникновении пожара немедленно выключить электронагревательные приборы. Уберите подальше от огня все горючие вещества и склянки с горючими жидкостями. Очаг пожара спокойно, но быстро засыпайте песком, который имеется в лаборатории. Помните, что песок — наиболее надежное и простое средство тушения пожаров!

2. Используйте асбестовые одеяла для ликвидации очагов пожара. В каждой лаборатории имеются асбестовые одеяла. Вы должны знать их местонахождение.

3. Нельзя заливать водой загоревшийся эфир, бензол, бензин, воспламеняющиеся смеси, содержащие металлический натрий. Во всех этих случаях тушите пламя песком.

4. Большие очаги пожара ликвидируйте с помощью огнетушителей. Сообщите о пожаре дежурному пожарно-сторожевой службы.

5. В случае загорания одежды не следует бегать по комнате (во избежание раздувания пламени). Надо немедленно набросить на себя асбестовое одеяло, с целью прекращения доступа воздуха к загоревшейся одежде. Можно потушить пламя водой из душа или из шланга, присоединенного к водопроводному крану. Не допускайте растерянности и суматохи при тушении одежды!

2. МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Лабораторная работа № 1 Определение химического эквивалента

Цель работы: установление эквивалентной и атомной массы неизвестного металла и его определение по периодической системе.

Теоретическая часть

Эквивалент — реальная или условная частица вещества X , которая в данной кислотно-основной реакции или реакции обмена эквивалентна одному иону водорода H^+ (одному иону OH^- или единичному заряду), а в данной окислительно-восстановительной реакции эквивалентна одному электрону.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экр}}(X)$ — число, показывающее, какая доля реальной или условной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода или одному электрону в данной реакции, т. е. доля, которую составляет эквивалент от молекулы, иона, атома или формульной единицы вещества.

Наряду с понятием количества вещества, соответствующего числу его молей, используется также понятие *количества эквивалентов вещества*.

Закон эквивалентов: вещества реагируют в количествах, пропорциональных их эквивалентам. Если взято $n(\text{экр}_1)$ моль эквивалентов одного вещества, то столько же моль эквивалентов другого вещества $n(\text{экр}_2)$ потребуется в данной реакции, т. е.

$$n(\text{экр}_1) = n(\text{экр}_2).$$

При проведении расчетов необходимо использовать следующие соотношения:

– Молярная масса эквивалента вещества X равна его молярной массе, умноженной на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{экр}}(X) = M(X) \cdot f_{\text{экр}}(X).$$

– Количество эквивалентов вещества X определяется делением его массы на молярную массу эквивалента:

$$n_{\text{экр}}(X) = m(X)/M_{\text{экр}}(X).$$

– Объем моль-эквивалента газа X при нормальных условиях (н.у.) равен молярному объему газа, умноженному на фактор эквивалентности:

$$V_{\text{экр}}(X) = V(X) \cdot f_{\text{экр}}(X) = 22,4 \cdot f_{\text{экр}}(X).$$

– Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих это вещество атомов (ионов).

– Молярная масса эквивалента оксида равна молярной массе эквивалента элемента плюс молярная масса эквивалента кислорода:

$$M\left(\frac{1}{4}O_2\right) = M(O_2) \cdot \frac{1}{4} = 8 \text{ г/моль}; \quad M\left(\frac{1}{2}CaO\right) = 20 + 8 = 28 \text{ г/моль}.$$

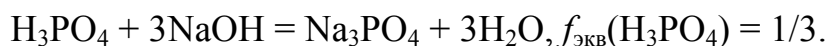
– Молярная масса эквивалента гидроксида металла равна молярной массе эквивалента металла плюс молярная масса эквивалента гидроксила, например:

$$M[\frac{1}{2}Ca(OH)_2] = 20 + 17 = 37 \text{ г/моль}.$$

– Молярная масса эквивалента сульфата металла равна молярной массе эквивалента металла плюс молярная масса эквивалента SO_4^{2-} , например:

$$M(\frac{1}{2}CaSO_4) = 20 + 48 = 68 \text{ г/моль}.$$

Эквивалент в кислотно-основных реакциях. На примере взаимодействия ортофосфорной кислоты со щелочью с образованием дигидро-, гидро- и среднего фосфата рассмотрим эквивалент вещества H_3PO_4 :



Эквивалент NaOH соответствует формульной единице этого вещества, так как фактор эквивалентности NaOH равен единице.

В первом уравнении реакции молярное соотношение реагентов равно 1:1, следовательно, фактор эквивалентности H_3PO_4 в этой реакции равен 1, а эквивалентом является формульная единица вещества H_3PO_4 .

Во втором уравнении реакции молярное отношение реагентов H_3PO_4 и NaOH составляет 1:2, т. е. фактор эквивалентности H_3PO_4 равен 1/2 и ее эквивалентом является 1/2 часть формульной единицы вещества H_3PO_4 .

В третьем уравнении реакции количество веществ реагентов относятся друг к другу как 1:3. Следовательно, фактор эквивалентности H_3PO_4 равен 1/3, а ее эквивалентом является 1/3 часть формульной единицы вещества H_3PO_4 .

Таким образом, *эквивалент* вещества зависит от вида химического превращения, в котором принимает участие рассматриваемое вещество.

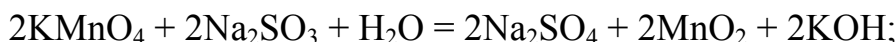
Следует обратить внимание на эффективность применения закона эквивалентов: стехиометрические расчеты упрощаются при использовании закона эквивалентов, в частности, при проведении этих расчетов отпадает необходимость записывать полное уравнение химической реакции и учитывать стехиометрические коэффициенты. Например, на взаимодействие без остатка 0,25 моль-экв ортофосфата натрия потребуется равное количество эквивалентов вещества хлорида кальция, т. е. $n(1/2CaCl_2) = 0,25$ моль.

Эквивалент в окислительно-восстановительных реакциях. Фактор эквивалентности соединений в окислительно-восстановительных реакциях равен:

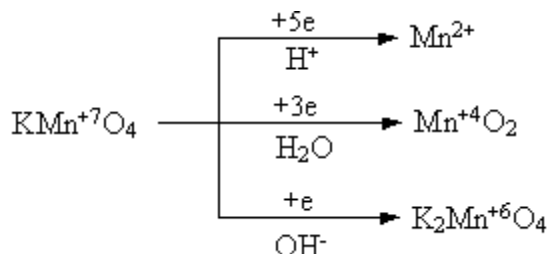
$$f_{\text{экв}}(X) = \frac{1}{n},$$

где n — число отданных или присоединенных электронов.

Для определения фактора эквивалентности рассмотрим три уравнения реакций с участием перманганата калия:

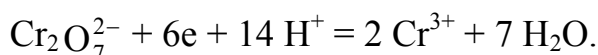


В результате получаем следующую схему превращения KMnO_4 :



Таким образом, в первой реакции $f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$, во второй — $f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) = 1/3$, в третьей — $f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) = 1$.

Следует подчеркнуть, что фактор эквивалентности дихромата калия, реагирующего в качестве окислителя в кислой среде, равен $1/6$:



Моль эквивалентов вещества обладает определенной массой, которую выражают в г/моль эквивалентов (M_3).

Согласно *закону эквивалентов*,

$$\sum n_{\text{ЭКВ}}(\text{исх}) = \sum n_{\text{ЭКВ}}(\text{прод}),$$

где $n_{\text{ЭКВ}}$ — количество эквивалентов вещества: $n_{\text{ЭКВ}} = m/M_{\text{ЭКВ}}$, а $M_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{z}M$.

В математической форме закон эквивалентов можно выразить соотношением $m_1/M_{\text{ЭКВ},1} = m_2/M_{\text{ЭКВ},2}$.

В тех случаях, когда в реакции участвуют газы, закон эквивалентов выражается следующей зависимостью:

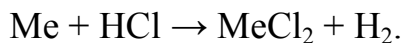
$$V_1/V_{\text{ЭКВ},1} = V_2/V_{\text{ЭКВ},2},$$

где $V_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{z}V_m$.

Закон эквивалентов применяется для решения различных задач.

Экспериментальная часть

Эквивалентная масса металла определяется по водороду, который выделяется при взаимодействии металла с соляной кислотой:



Реакция металла с кислотой проводится на специальной установке, изображенной на рис. 1. Установка собрана на химическом штативе (1). Она состоит из стеклянного реакционного сосуда (4), в котором находится кислота, мерной бюретки (5) для сбора выделяющегося водорода и уравнительной воронки (6). Реакционным сосудом (4) является колба Вюрца объемом 50 мл с соединенной пробиркой (2). Они соединены полихлорвиниловой трубкой, которую можно пережимать съемным зажимом (3).

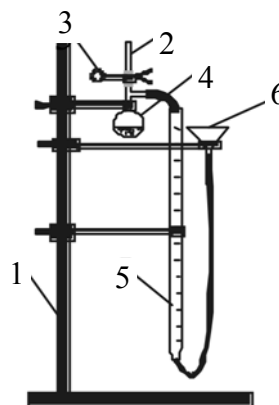


Рис. 1. Схема установки для определения эквивалентной массы металла:

- 1 — штатив; 2 — пробирка; 3 — зажим;
4 — колба Вюрца; 5 — мерная бюретка;
6 — уравнительная воронка

Получив от преподавателя кусочек металла массой 0,02—0,03 г, взвесить его на аналитических весах. Массу записать в таблицу (см. ниже).

Снять пробирку (2), поднять и закрепить уравнительную воронку (6) на штативе в таком положении, при котором уровень столбика воды в мерной бюретке (5) находится вблизи крайнего верхнего деления. При необходимости долить в воронку воду. После этого перекрыть полихлорвиниловую трубку зажимом (3), положить в пробирку (2) металл и вставить пробирку в полихлорвиниловую трубку.

Проверить прибор на герметичность. Для этого опустить уравнительную воронку (6) вниз примерно до 1/3—1/2 высоты штатива, наблюдая за уровнем воды в мерной бюретке (5). Если уровень воды не изменяется, то прибор герметичен, и на нем можно продолжить работу. Если уровень воды все время понижается, то прибор не герметичен. В этом случае устранить неисправность или попросить заменить установку.

Возвратить воронку (6) в исходное (верхнее) положение и записать уровень воды в мерной бюретке (5). Открыв зажим, сбросить металл в кислоту. Наблюдать протекание реакции и выделение водорода по понижению уровня воды в мерной бюретке (5). Передвигать уравнительную воронку (6) вниз синхронно с понижением уровня воды в бюретке (5).

Установить уровень воды в бюретке (5) и воронке (6) одинаковым и записать его.

Записать значения температуры и давления в таблицу (табл. 1), вычислить и записать остальные показатели опыта.

При вычислении массы водорода иметь в виду, что в реакции выделяется влажный водород и поэтому его давление равно общему давлению по барометру за вычетом давления водяного пара (приложение, табл. П1):

$$P(\text{H}_2) = P - P(\text{H}_2\text{O}).$$

Вычислить эквивалентную массу металла и его атомную массу.

Таблица 1. Результаты эксперимента
по определению эквивалентной и атомной массы металла

№ п/п	Название величины	Обозначение	Единица измерения	Значение
1	Масса металла	$m(\text{Me})$	г	
2	Начальный уровень воды в бюретке	V_1	мл	
3	Уровень воды после реакции	V_2	мл	
4	Объем водорода	$V(\text{H}_2)$	мл	
5	Температура в лаборатории	t	°С	
6	Температура по абсолютной шкале	T	К	
7	Давление по барометру	P	мм рт. ст.	
8	Давление водяного пара	$P(\text{H}_2\text{O})$	мм рт. ст.	
9	Давление водорода	$P(\text{H}_2)$	мм рт. ст.	
10	Давление водорода	$P(\text{H}_2)$	Па	

Расчет атомной массы металла с использованием объединенного газового закона:

$$PV/T = P_0V_0/T_0;$$

$$V_0(\text{H}_2) = P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0 / (T \cdot P_0).$$

По закону эквивалентов: $m(\text{Me})/M_3(\text{Me}) = V_0(\text{H}_2)/V_{m_3}(\text{H}_2)$ определить молекулярную массу эквивалента металла.

По полученной в опыте атомной массе найти данный металл в периодической системе и записать его теоретическое (табличное) значение атомной массы.

Вычислить ошибку в определении атомной массы металла по формуле

$$\Delta = \pm \frac{(M_{\text{э,опыт}} - M_{\text{э,теор}})}{M_{\text{э,теор}}} \cdot 100 \%$$

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицу, выполнить необходимые вычисления, оформить отчет, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Привести определение понятий эквивалент и эквивалентная масса химического элемента и соединения.

2. Эквивалентная масса какого элемента равна 1?

3. Сколько граммов оксида образуется при сжигании 5 г металла, молярная масса эквивалентов которого равна 9 г/моль?

4. Вычислите молярную массу эквивалента элемента, оксид которого содержит 22,2 % кислорода.

5. Чему равна молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты, если 1 моль H_3PO_4 провзаимодействовал с 1 моль гидроксида калия?

6. Вычислить молярные массы эквивалентов следующих элементов:

а) олова, если при нагревании 0,92 г его в токе кислорода образуется 1,17 г оксида олова;

б) олова, если при восстановлении 1,17 г оксида его водородом получено 0,16 г воды;

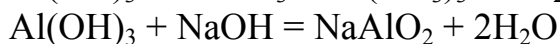
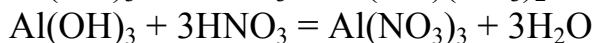
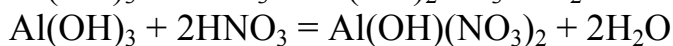
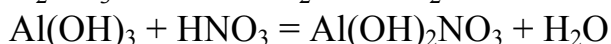
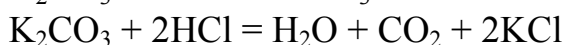
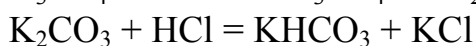
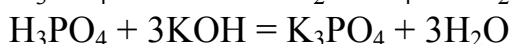
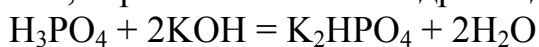
в) магния, если при нагревании в токе кислорода масса его увеличилась на 66,7 %;

г) марганца, если при восстановлении 2,17 г оксида марганца алюминием получилось 1,7 г оксида алюминия Al_2O_3 .

7. Определить молярную массу эквивалентов металла, если 0,046 г его вытеснили из кислоты 62,35 мл водорода, собранного над водой при температуре 17 °С и давлении $1,017 \cdot 10^5$ Па. Давление водяного пара при 17 °С равно $0,0193 \cdot 10^5$ Па.

8. Вычислить молярную массу фосфорной кислоты, если для нейтрализации 9,8 г ее 10 %-го раствора было израсходовано 1,68 г КОН.

9. Определить численное значение химического эквивалента фосфорной кислоты, карбоната калия и гидроксида алюминия в реакциях:



10. Молярная масса эквивалента металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде.

11. Какой объем кислорода (н. у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молярную массу эквивалента 3 г/моль?

Лабораторная работа № 2 Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Цель работы: изучение скорости химической реакции и ее зависимости от концентрации реагирующих веществ и температуры

Теоретическая часть

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается *законом действующих масс*: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ закон действующих масс может быть записан

$$v = k \cdot C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2),$$

где v — скорость химической реакции; k — константа скорости; $C(\text{H}_2)$, $C(\text{I}_2)$ — концентрации реагирующих веществ.

Для реакции в гетерогенной системе $\text{C}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{г})}$ закон действующих масс имеет вид

$$v = k \cdot C(\text{O}_2) \cdot S,$$

где S — площадь поверхности раздела между фазами.

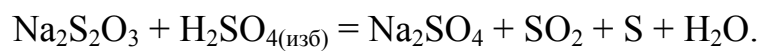
Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2}/v_{T_1} = \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где v_{T_2} и v_{T_1} — скорости реакции при температурах T_2 и T_1 ; γ — температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10° .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующего вещества изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Определить порядок реакции по тиосульфату натрия. Так как серная кислота взята в избытке, скорость реакции не зависит от ее концентрации. Кинетическое уравнение для изучаемой нами реакции следующее:

$$v = k \cdot C^n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3),$$

где n — порядок реакции.

В три конические пробирки из бюреток налить: в первую — 3 мл тиосульфата натрия и 6 мл воды; во вторую — 6 мл тиосульфата натрия и 3 мл воды и в третью — 9 мл тиосульфата натрия. Заметив время, в первую пробирку прилить 3 мл серной кислоты и, быстро перемешав, отметить время помутнения раствора. Прodelать то же самое с двумя оставшимися пробирками. Результаты опыта внести в табл. 2.

Построить кривую зависимости « $\lg v - \lg C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ ». По тангенсу угла наклона найти порядок реакции по тиосульфату натрия (n).

Порядок реакции по исходным веществам — это показатель степени при концентрации взаимодействующих веществ a , b , ... в уравнении для скорости химической реакции $aA + bB \rightarrow A_aB_b$:

$$v = k \cdot C(A)^{n_1} \cdot C(B)^{n_2}.$$

Таблица 2. Результаты эксперимента
по определению порядка реакции по тиосульфату натрия

Номер проб	Объем, мл			Общий объем, мл	Относительная концентрация, $C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{b}{a+b+c}$	Время появления мути, τ , с	Относительная скорость, $v = 1/\tau$, с^{-1}
	H_2SO_4 <i>a</i>	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ <i>b</i>	H_2O <i>c</i>				
1	3	3	6	12	0,25		
2	3	6	3	12	0,50		
3	3	9	—	12	0,75		

Общий порядок реакции — это сумма показателей при концентрации реагирующих веществ. Реакции, порядок реакции которых равен 1, 2 и т. д., называются реакциями первого, второго и т. д. порядка.

Рассчитать порядок реакции аналитическим способом (метод Вант-Гоффа):

$$n_1 = \frac{\lg v_1 - \lg v_2}{\lg C_1 - \lg C_2}; \quad n_2 = \frac{\lg v_2 - \lg v_3}{\lg C_2 - \lg C_3}; \quad n_3 = \frac{\lg v_1 - \lg v_3}{\lg C_1 - \lg C_3}$$

Затем рассчитать $n_{\text{ср}}$. Полученные результаты порядка реакции графическим и аналитическим способами сравнить между собой.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры. В три пробирки налить из бюретки по 3 мл тиосульфата натрия, а в другие три пробирки — по 3 мл серной кислоты.

Взять первую пару реагирующих веществ, пробирку с тиосульфатом натрия и серной кислотой и, заметив время, смешать; перемешав, определить время появления помутнения (реакцию проводят в комнатных условиях).

Вторую пару реагирующих веществ поместить в термостат с температурой на 10 °С выше комнатной. Через 2—3 мин, когда растворы нагреются до нужной температуры, смешать и определить время помутнения.

Третью пару реагирующих веществ также поместить в термостат с температурой на 20 °С выше комнатной и выполнить эксперимент, как указано в предыдущем случае. Определить время помутнения. Результаты опыта занести в таблицу (табл. 3).

Таблица 3. Результаты эксперимента зависимости скорости реакции от температуры

Номер пробирки	Объем, мл			Общий объем, мл	Время появления мути, τ , с	Относительная скорость, $v = 1/\tau$, с^{-1}
	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	3	3	—	6		
2	3	3	—	6		
3	3	3	—	6		

Построить график зависимости « $\lg v - 1/T$ » и по тангенсу угла наклона рассчитать энергию активации E_A :

$$\operatorname{tg} \alpha = E_A/R,$$

где E_A — разность между средней энергией активных молекул (активированного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ.

Кроме графического способа, произвести вычисления $E_{A(\text{cp})}$, рассчитав $E_{A1/2}$, $E_{A2/3}$, $E_{A1/3}$ (Дж/моль):

$$E_{A1/2} = \frac{2,3 \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2 \cdot \lg(v_2/v_1)}{T_2 - T_1}.$$

Опыт 3. Смещение химического равновесия обратимых реакций. В четыре конические пробирки внести по 5—7 капель раствора хлорида железа (III) и тиоцианата аммония NH_4SCN . Растворы размешать стеклянной палочкой и поставить в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохранить для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую — 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III); во вторую — 1 каплю насыщенного раствора тиоцианата аммония; в третью — несколько кристалликов хлорида калия. Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью эталона. Написать уравнение соответствующей реакции и выражение константы равновесия. В каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) тиоцианата аммония; в) хлорида калия?

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицы, построить необходимые графики, произвести расчеты, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на протекание химических реакций. Лимитирующая стадия.
2. Закон действующих масс.
3. Влияние температуры на скорость протекания реакций: правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент, энергия активации.
4. Константа скорости при 680°C равна $7,18 \text{ c}^{-1}$. Найти константу скорости при 650°C , если энергия активации равна 18400 Дж/моль .
5. Определить энергию активации, если дано:

температура, $^\circ\text{C}$	455	470	490
$K, \text{ c}^{-1}$	6,3	12	26,2
6. Определить порядок реакции, если дано:

время, мин	0	82	162	409	604	1129	1721
концентрация, моль/л	5,33	5,04	4,78	4,06	3,36	2,37	1,57
7. Определить энергию активации по следующим данным:

температура, $^\circ\text{C}$	30	63	112	154
$K, \text{ c}^{-1}$	5,6	5,0	3,3	3,1

8. Во сколько раз возрастет скорость реакции образования димера диоксида азота при окислении монооксида азота при увеличении:

- а) давления в четыре раза;
- б) концентрации исходных веществ в два раза?

9. Вычислить температурный коэффициент скорости реакций, если при повышении температуры:

- а) от 10 до 50 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз;
- б) от 50 до 100 °С скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

10. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

Лабораторная работа № 3 Тепловой эффект реакций

Цель работы: выполнение калориметрических измерений и термодинамических расчетов, связанных с энергетикой химических реакций

Теоретическая часть

В любом процессе соблюдается закон сохранения энергии: теплота q , подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии U и на совершение системой работы A над внешней средой (первый закон термодинамики):

$$q = \Delta U + A.$$

Если химическая реакция протекает в открытом сосуде при постоянной температуре ($p, T = \text{const}$) и единственным видом совершаемой работы является работа расширения ($A = p\Delta V$), то тепловой эффект этой реакции равен изменению энтальпии системы:

$$q_{p,T} = \Delta U + p\Delta V = \Delta H,$$

где $H = U + pV$.

При $\Delta H > 0$ (теплота подводится к системе из окружающей среды) реакцию называют *эндотермической*, а при $\Delta H < 0$ (теплота выделяется в окружающую среду) — *экзотермической*.

Если в уравнении химической реакции указан ее тепловой эффект, уравнение называют *термохимическим*. Например:



При записи термохимических уравнений указывают:

- а) агрегатные состояния или аллотропные модификации веществ;
- б) условия протекания процесса (ΔH°_{298} — стандартный тепловой эффект реакции при 298 К).

Согласно закону Гесса,

$$\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = \sum \Delta H^\circ_{298(\text{получ})} - \sum \Delta H^\circ_{298(\text{исх})}$$

Все опыты по определению энтальпии химических реакций проводятся в калориметрах. Калориметр представляет собой сосуд (рис. 2), снабженный теплоизолирующей рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой. Простейший калориметр состоит из двух стаканов: наружного (1) и внутреннего (2) — собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке и снабженного крышкой (3) с отверстиями для термометра (4), воронки (5) и мешалки (6). Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

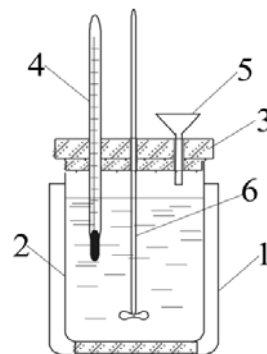


Рис. 2. Схема простейшего калориметра:

- 1 — наружный стакан;
- 2 — внутренний стакан;
- 3 — крышка; 4 — термометр;
- 5 — воронка; 6 — мешалка

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в калориметре, определяется по формуле:

$$q = (t_{\text{к}} - t_{\text{н}}) \sum C,$$

где $t_{\text{к}}$ — конечная температура; $t_{\text{н}}$ — начальная температура; $\sum C$ — теплоемкость системы, состоящая из теплоемкости калориметрического сосуда, калориметрической жидкости и вещества.

Для стеклянного сосуда (Дж):

$$q = (t_{\text{к}} - t_{\text{н}}) m_1 \cdot 4,2,$$

где 4,2 Дж/(г · К) — теплоемкость стекла; m_1 — масса раствора (приняв плотность раствора равной плотности воды).

Пересчет теплового эффекта на 1 моль вещества (Q) производится по формулам

$$Q = \frac{qM}{m}; \quad \Delta H = -Q,$$

где M — молярная масса растворяемого вещества; m — масса вещества.

Все химические реакции сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, называются *экзотермическими*, а с поглощением — *эндотермическими*. Количество выделенного или поглощенного тепла называется *тепловым эффектом реакции*.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение энтальпии нейтрализации. Во внутренний стакан калориметра налить отмеренные мензуркой 25 мл 1 н раствора кислоты и поставить стакан в калориметр. Во второй стакан налить отмеренные другой мензуркой 25 мл 1 н раствора щелочи и поставить на 3–4 мин для выравнивания температуры рядом с калориметром. Определить начальную температуру калориметра, записывать показания термометра в течение 3 мин с интервалом в 1 мин. Убедившись, что температура практически не меняется, принять ее за t_n . Затем в кислоту влить через воронку отмеренные другой мензуркой 25 мл 1 н раствора щелочи и при перемешивании мешалкой измерять температуру через 30 с до плавного изменения температуры или ее постоянства. После этого продолжать измерения через 1 мин в течение еще 3 мин. Результаты наблюдений записать в таблицу (табл. 4).

Таблица 4. Результаты эксперимента определения энтальпии нейтрализации

Время от начала опыта, мин	0,0	1,0	2,0	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0
Температура, °С										

Построить график изменения температуры от времени, откладывая на оси ординат температуру, а на оси абсцисс — время в минутах (рис. 3).

Провести экстраполяцию плавного линейного хода температуры конечного периода к моменту начала реакции. Эта величина представляет собой t_k — конечную температуру процесса с учетом теплообмена калориметра с окружающей средой. Таким образом определяется необходимая для всех расчетов величина $\Delta t = t_k - t_n$. Вычислить количество теплоты, выделившейся в калориметре при нейтрализации и рассчитать энтальпию нейтрализации на 1 моль кислоты в кДж/моль. Сравнить значение ΔH , полученное расчетным способом с табличным. Вычислить относительную погрешность опыта.

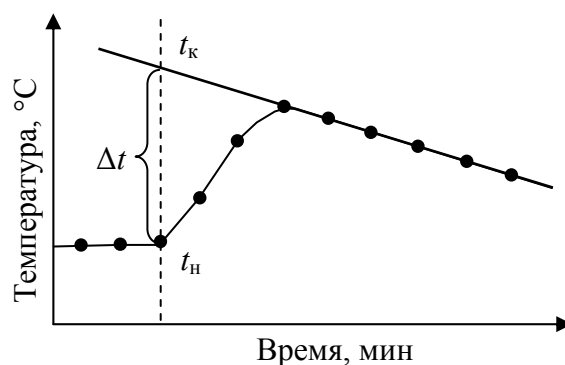


Рис. 3. График изменения температуры со временем

Опыт 2. Определение энтальпии реакции присоединения кристаллизационной воды к безводной соли (энтальпия гидратации). Энтальпию реакции присоединения кристаллизационной воды к безводной соли можно определить из данных по энтальпиям растворения безводной соли и ее кристаллогидрата, пользуясь законом Гесса.

Выполнение работы. Получить у преподавателя безводную соль и ее кристаллогидрат. Налить в реакционный стакан мерным цилиндром 25 мл дистиллированной воды. Взвесить на листе бумаги на техно-химических весах (с точ-

ностью до 0,02 г) 1,5—2 г безводной соли, выданной преподавателем, и быстро всыпать соль в калориметрический сосуд. Вести опыт, как указано выше.

Такой же опыт провести с кристаллогидратом данной соли.

Полученные данные опыта занести в табл. 5.

Таблица 5. Результаты эксперимента определения энтальпии гидратации

Навеска безводной соли, $m_{\text{соли}}$	
Масса воды, $m_{\text{воды}}$	
Начальная температура, $t_{\text{н}}$	
Конечная температура, $t_{\text{к}}$	
$\Delta t = t_{\text{к}} - t_{\text{н}}$	
Количество вещества соли, моль	

Вычислить энтальпию растворения 1 моль безводной соли ΔH_1 . Аналогично сделать запись и расчет энтальпии растворения 1 моль кристаллогидрата ΔH_2 .

Рассчитать энтальпию гидратации безводной соли $\Delta H_{\text{гидр}}$:



Для расчета использовать значения энтальпию растворения безводной соли ΔH_1 и энтальпию растворения кристаллогидрата ΔH_2 :



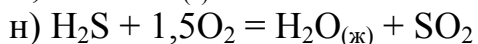
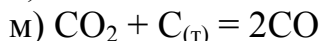
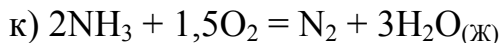
По закону Гесса $\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_1 - \Delta H_2$.

Сравнить полученное значение $\Delta H_{\text{гидр}}$ с табличными данными, определить погрешность.

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицы, построить необходимые графики, произвести расчеты, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое тепловой эффект реакции?
2. Закон Гесса и следствие из закона Гесса.
3. Вычислить ΔH° реакций (приложение, табл. П2):
 - а) $2\text{Mg} + \text{CO}_2 = 2\text{MgO} + \text{C}$
 - б) $2\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 3\text{MgO} + 2\text{B}$
 - в) $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si}$
 - г) $\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$
 - д) $\text{MnO}_2 + 2\text{C} = 2\text{CO} + \text{Mn}$
 - е) $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$
 - ж) $4\text{CO} + 2\text{SO}_2 = 4\text{CO}_2 + \text{S}_{2(\text{Г})}$
 - з) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
 - и) $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Г})} = 4\text{HCl} + \text{O}_2$



4. Вычислить теплоту образования карбида кальция CaC_2 , исходя из теплового эффекта реакции: $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$; $\Delta H^\circ = 460$ кДж/моль.

5. Сколько теплоты выделится при сжигании 38 г сероуглерода?

6. Вычислить теплоту образования C_3H_8 , если известно, что при сгорании 11 г его выделилось 552 кДж.

Лабораторная работа № 4

Приготовление и определение концентрации раствора

Цель работы: приобретение навыков приготовления раствора соли заданной концентрации; раствора кислоты различной концентрации из более концентрированного раствора и определение точной концентрации приготовленного раствора методом кислотно-основного титрования.

Теоретическая часть

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому. Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов:

1) массовая доля растворенного вещества — масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора (%);

2) молярная концентрация — количество вещества (моль) в одном литре раствора;

3) молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) — количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора;

4) моляльность — количество вещества в одном килограмме растворителя;

5) титр — масса растворенного вещества в одном мл (см^3) раствора.

При переходе от массовой доли и моляльности к остальным способам выражения концентрации необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра.

Ареометр — это прибор для измерения плотности жидкостей (рис. 4). Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на конце и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности ($\text{кг}/\text{м}^3$ или $\text{г}/\text{л}$).

Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень ее поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества. Например, для раствора гидроксида натрия имеются такие данные:

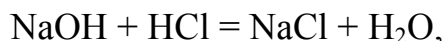


Рис. 4. Измерения с помощью ареометра

ρ , кг/л	1,00	1,05	1,10	1,15	1,20	1,25	1,30	1,40	1,50
ω , %	0	4,65	9,19	13,73	18,25	22,81	27,40	36,99	47,33

Наиболее точным и простым методом определения концентрации растворов является *титрование*. Это метод количественного химического анализа, основанный на измерении объема раствора с известной концентрацией, затраченного на реакцию с раствором вещества неизвестной концентрации, которую нужно измерить. В зависимости от типа реакции, протекающей при титровании, различают кислотно-основное титрование, окислительно-восстановительное и т. д.

Для определения концентрации кислот применяется кислотно-основное титрование раствором щелочи. При этом протекает реакция нейтрализации



к которой можно применить закон эквивалентов:

$$m(\text{NaOH})/m(\text{HCl}) = M_{\text{эк}}(\text{NaOH})/M_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Если концентрация раствора является эквивалентной концентрацией ($C^{\text{эк}}$), то масса вещества (m) в объеме раствора (V) равна

$$m = C_{\text{эк}} \cdot M_{\text{эк}} \cdot V,$$

и выражение закона эквивалентов принимает вид:

$$V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Таким образом, для определения эквивалентной концентрации кислоты необходимо знать концентрацию щелочи и объемы растворов кислоты и щелочи, вступивших в реакцию.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Приготовление раствора соли с заданной массовой долей (%) навески соли. Получить у преподавателя соль. Рассчитать, сколько соли и воды потребуется для приготовления раствора заданной концентрации общим объемом 50 мл (приложение, табл. ПЗ).

Необходимое количество соли перенести в мерную колбу. Небольшими порциями влить воду в колбу при постоянном перемешивании. После растворения соли довести раствор до метки.

Полученный раствор перелить в цилиндр (на 50 мл) и ареометром измерить его плотность

Рассчитать погрешность эксперимента, молярную, нормальную, моляльную концентрации полученного раствора, а также его титр и мольную долю соли в растворе. Полученные результаты представить в виде таблицы (табл. 6).

Таблица 6. Результаты эксперимента по приготовлению раствора соли

Раствор				Концентрация				
Масса соли, г	Масса воды, г	ρ , г/мл	ω , %	C_m , моль/л	C_n , моль/л	T , г/мл	C_m , моль/кг	η соли, %

Опыт 2. Приготовление 100 мл 0,1 н раствора серной кислоты (по заданию преподавателя). Налить имеющуюся в лаборатории серную кислоту (~30 %-й концентрации) в стеклянный цилиндр и определить ее плотность ареометром. Какому содержанию H_2SO_4 (в %) по справочнику (приложение, табл. П4): соответствует найденная плотность?

Рассчитать, какой объем этой кислоты нужно взять для приготовления 100 мл раствора заданной концентрации (0,1 н). Отмерить этот объем мензуркой. В мерную колбу примерно на $\frac{1}{4}$ ее объема налить дистиллированной воды и, перемешивая круговыми движениями, понемногу перелить в нее всю кислоту. Довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Плотно закрыть пробкой и перемешать несколько раз, перевертывая колбу дном верх. Приготовленный раствор применить в опыте 3.

Опыт 3. Определение концентрации кислоты титрованием. Пипеткой 5—10 мл раствора, полученного в опыте 2, перенести в колбу для титрования и добавить 2—3 капли метилового оранжевого. Отметить цвет раствора в кислой среде. Затем из бюретки, заполненной 0,1 н раствором щелочи, выпускать раствор по каплям через нижний конец бюретки. Как только метиловый оранжевый изменит свою окраску, добавление щелочи прекратить и произвести отсчет объема израсходованной щелочи с точностью до десятых долей миллилитра.

Повторить титрование еще два раза, но более точно. Резкое изменение окраски метилового оранжевого от одной капли щелочи является показателем конца титрования. Из данных трех титрований взять среднее значение израсходованного объема щелочи. Так как число эквивалентов вступившей в реакцию щелочи должно быть равно числу эквивалентов взятой кислоты, рассчитать молярную концентрацию эквивалентов кислоты (нормальность) по уравнению

$$V_{(к)} C_{эк(к)} = V_{(щ)} C_{эк(щ)}$$

Провести титрование в присутствии фенолфталеина и лакмуса. Результаты эксперимента занести в табл. 7.

Таблица 7. Результаты эксперимента определения концентрации кислоты титрованием

№	Объем аликвотной доли анализируемого раствора V , мл	Индикатор	Изменение окраски индикатора	Объем титранта V , мл	Средний объем титранта $V_{ср}$, мл
1					
2					
3					
1					
2					
3					
1					
2					
3					

Вычислить также молярность и титр раствора кислоты.

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицы, произвести необходимые расчеты, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое концентрация? Способы выражения концентраций.
2. Раствор приготовлен растворением 2,42 г хлорида магния в воде и разбавлен до 2 л. Рассчитать:
 - а) молярную концентрацию;
 - б) массовую долю, если плотность раствора равна 1,01 г/мл.
3. Рассчитать молярную концентрацию растворов: 25 % раствора серной кислоты, плотность 1,19 г/мл и 12 % раствора сульфата меди, плотность 1,13 г/мл.
4. Описать приготовление растворов: 200 мл 10 % раствора глюкозы, плотность 1,04 г/мл; 200 г 10 % раствора глюкозы; 200 мл 10 % этанола, плотность 0,982 г/мл.
5. Молярная концентрация эквивалентов ($C_{эк}$), или нормальность раствора соляной кислоты, равна 0,128. Для титрования 46,25 мл раствора ее потребовалось 31,76 мл раствора гидроксида бария. Определить нормальность раствора гидроксида бария.
6. 25,15 г нитрата серебра растворили в воде и разбавили до 2 л. Определить нормальность раствора.
7. В каком отношении следует смешать 70 % раствор соляной кислоты (плотность 1,6 г/мл) и 3 %-й раствор соляной кислоты (плотность 1,02 г/мл) для получения 25 %-го раствора?

Лабораторная работа № 5

Гидролиз солей

Цель работы: изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с реакцией гидролиза

Теоретическая часть

При растворении некоторых соединений в воде, в частности, солей, наряду с процессами электролитической диссоциации с образованием гидратированных ионов протекает обменная реакция между молекулами воды и растворенного вещества. Такой процесс называется *гидролизом*. Гидролиз бывает обратимым и необратимым. Положение равновесия обратимого гидролиза зависит от того, какой электролит более слабый — вода или образующееся соединение.

Одним из признаков, указывающих на протекание в растворе гидролиза, является изменение pH.

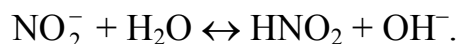
Характер гидролиза растворенного вещества определяется природой соли. Различают несколько вариантов взаимодействия соли с водой.

1. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, не подвергается гидролизу, поскольку катион и анион не обладают поляризующим действием на молекулы воды. Среда в растворах подобных солей — нейтральная.

2. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется по аниону, так как анион образует с ионами водорода слабодиссоциирующее соединение:

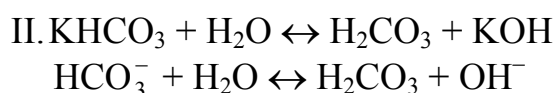
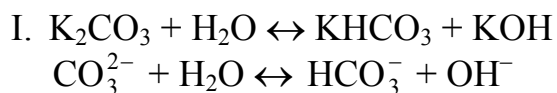


или в ионно-молекулярной форме



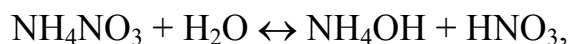
Среда в растворе щелочная ($\text{pH} > 7$).

Соли, образованные многоосновной слабой кислотой, гидролизуются ступенчато:

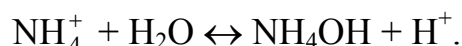


Причем гидролиз идет в основном по первой ступени (до образования кислых солей и щелочей), так как протеканию гидролиза по второй ступени препятствуют ионы OH^- , образующиеся в результате гидролиза по первой ступени.

3. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону, так как катион образует с гидроксид-ионами слабоионизируемое соединение:

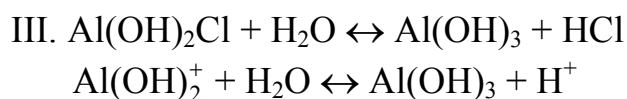
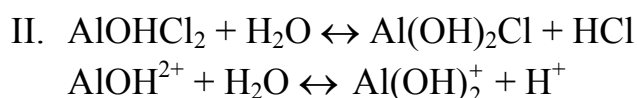
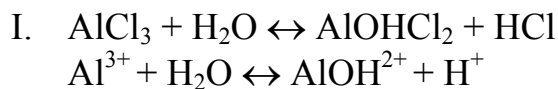


в ионно-молекулярной форме



Среда в растворе кислая ($\text{pH} < 7$).

Соли многокислотных оснований гидролизуются ступенчато:



Для подобных солей гидролиз преимущественно протекает по первой ступени (до образования основных солей и кислот).

Равновесие гидролиза, как любое химическое равновесие, можно охарактеризовать величиной константы равновесия. Эта величина называется *константой гидролиза* K_{Γ} . Выражение для константы гидролиза нитрита калия:

$$K_{\Gamma(\text{KNO}_2)} = (C_{\text{OH}^-} \cdot C_{\text{HNO}_2}) / C_{\text{NO}_2^-}.$$

Поскольку вода содержится в системе в большом избытке, величину $C_{\text{H}_2\text{O}}$ можно считать постоянной, равной 55 моль/л, и включить в величину K_{Γ} . Величину константы гидролиза можно выразить через ионное произведение воды

$$K_W = C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

и константу диссоциации азотистой кислоты (см. приложение, табл. П5)

$$K_{\text{HNO}_2} = (C_{\text{H}^+} C_{\text{NO}_2^-}) / C_{\text{HNO}_2}.$$

Разделив K_W на K_{HNO_2} , получим выражение для константы гидролиза:

$$K_{\Gamma} = K_W / K_{\text{HNO}_2}.$$

Например, выражение для константы гидролиза нитрата аммония имеет вид:

$$K_{\Gamma} = K_W / K_{\text{NH}_4\text{OH}}.$$

Кроме константы гидролиза K_{Γ} , для расчетов пользуются величиной степени гидролиза. Константа гидролиза K_{Γ} и степень гидролиза связаны между собой выражением, аналогичным закону разбавления Оствальда:

$$K_{\Gamma} = C \cdot h^2 \text{ или } h = \sqrt{K_{\Gamma} / C},$$

где h — степень гидролиза.

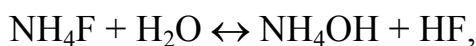
Таким образом, степень гидролиза увеличивается с разбавлением. Степень гидролиза также возрастает с повышением температуры.

Выражение константы гидролиза для солей образованных многоосновными кислотами или многокислотными основаниями учитывает ступенчатые константы диссоциации:

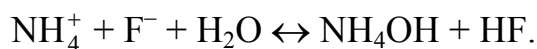
$$K_{\Gamma \text{K}_2\text{CO}_3} = K_W / K_{\text{к-ты}} \text{ (II)};$$

$$K_{\Gamma \text{AlCl}_3} = K_W / K_{\text{осн}} \text{ (III)}.$$

4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, подвергаются гидролизу до конца (до образования слабого основания и слабой кислоты):



в ионно-молекулярной форме



Среда раствора нейтральная и зависит от константы диссоциации кислоты или основания.

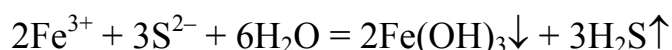
Выражение константы гидролиза для фторида аммония:

$$K_{\text{г}} = K_{\text{в}} / (K_{\text{NH}_4\text{OH}} \cdot K_{\text{HF}}).$$

5. Особый случай гидролиза проявляется для солей многокислотного основания и многоосновной кислоты (типа Fe_2S_3 , Al_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ и т. д.), когда разложение солей под действием воды происходит полностью. Указанные соли не могут существовать в присутствии воды. Поэтому при сливании водных растворов двух гидролизующих солей идет совместный гидролиз. Например:



в ионно-молекулярной форме:



Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение pH дистиллированной воды и раствора NaCl.

Каплю дистиллированной воды нанести на полоску универсального индикатора и полученную окраску сравнить с цветной шкалой. Объяснить полученный результат, принимая во внимание, что при растворении диоксида углерода из воздуха в дистиллированной воде устанавливается равновесие:



С помощью универсального индикатора измерить pH раствора NaCl и, сравнивая с pH дистиллированной воды, сделать вывод о том, протекает ли в растворе процесс гидролиза.

Опыт 2. Гидролиз солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами. С помощью универсального индикатора определить pH в 0,1 М растворах CH_3COONa и Na_2CO_3 . Сравнивая полученные значения pH, установить, в каком из растворов степень гидролиза больше. Ответ подтверждают расчетом $K_{\text{г}}$, h и pH растворов указанных солей. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза обеих солей. Результаты опыта и расчетов занести в табл. 8.

Таблица 8. Результаты эксперимента определения кислотности среды солей различных типов

Номер опыта	Формула соли	Данные опыта		Расчетные данные			
		среда раствора	pH	$K_{\text{г}}$	h	$[\text{H}^+]$	pH

Опыт 3. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами. С помощью универсального индикатора определить pH в 0,1 М NH_4Cl и AlCl_3 . Исходя из значений pH, сделать вывод о том, какая соль подвергается более глубокому гидролизу. Ответ подтвердить расчетом K_r , h , и pH растворов указанных солей (для раствора AlCl_3 следует учесть только первую степень гидролиза). Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза обеих солей. Результаты опыта и расчетов занести в табл. 8.

Опыт 4. Равновесия в растворах кислых солей. Измерить pH 1 М растворов NaHCO_3 и NaH_2PO_4 с помощью универсального индикатора. Исходя из значений pH, сделать вывод о том, какой процесс — диссоциации или гидролиза — преобладает в растворе каждой из солей. Ответ подтвердить сравнением величин K_r и K_d (к-ты) и расчетом pH. Записать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза и диссоциации. Результаты опыта и расчетов занести в табл. 8.

Опыт 5. Влияние концентрации соли на степень гидролиза. Из 0,1 М раствора NH_4Cl приготовить 0,001 М раствор. Для этого 1 мл 0,1 М раствора с помощью пипетки перенести в мерную колбу на 100 мл и добавить дистиллированную воду до метки. Полученный раствор тщательно перемешать. Определить pH. Полученные данные сравнить с расчетными величинами K_r , h и pH растворов NH_4Cl для этих концентраций. Результаты опыта и расчетов занести в табл. 8.

Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза двух солей. В пробирку внести 1—2 мл раствора хлорида железа (III) и добавить такой же объем карбоната натрия. Какой газ выделяется и какое соединение выпадает в осадок? Почему при взаимодействии растворов этих солей гидролиз протекает практически необратимо? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза.

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицу, произвести необходимые расчеты, написать уравнения гидролиза солей в ионном и молекулярном виде, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Гидролиз солей в водных растворах: степень гидролиза; факторы, определяющие глубину гидролиза.

2. Какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу? Для гидролизующихся солей написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза и указать среду раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$): K_2SO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. Вычислить константу гидролиза, степень гидролиза и pH растворов солей: 0,5 М NH_4NO_3 ; 0,1 М KNO_2 ; 0,1 М Na_2S ; 0,3 М FeCl_3 .

4. Рассчитать K_T и pH 1 М растворов NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , Na_3PO_4 . Какая из солей гидролизуеться в наибольшей степени и почему? Сравнвая величины K_T и соответствующие $K_{K\text{-ты}}$, объясните, почему в растворе NaH_2PO_4 среда кислая, а в растворе Na_2HPO_4 — щелочная.

5. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих при сливании растворов:

а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ;

б) CrCl_3 и Na_2S ;

в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2SO_3 .

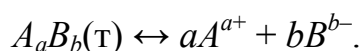
Объяснить смещение равновесия гидролиза и практически необратимое его протекание.

Лабораторная работа № 6 Изучение процессов осаждения и растворения малорастворимых соединений

Цель работы: исследование условий образования и растворения малорастворимых соединений.

Теоретическая часть

Равновесие, устанавливающееся между осадком малорастворимого вещества и его насыщенным раствором описывается уравнением:



Константа равновесия этого процесса называется произведением растворимости малорастворимого соединения

$$\text{ПР}(A_aB_b) = [A^{a+}]^a \cdot [B^{b-}]^b.$$

и при постоянной температуре является величиной постоянной.

Условие образования осадков непосредственно вытекает из выражения ПР: если в растворе произведение реальных концентраций ионов A^{a+} и B^{b-} (ПИ), рассчитанное по формуле, больше, чем произведение растворимости A_aB_b при данной температуре, то осадок выпадает:

$$\text{ПИ}(A^{a+} \text{ и } B^{b-}) > \text{ПР}(A_aB_b).$$

Если же произведение меньше численного значения произведения растворимости, то осаждения не происходит:

$$\text{ПИ}(A^{a+} \text{ и } B^{b-}) < \text{ПР}(A_aB_b).$$

Равновесие определяет полноту осаждения малорастворимого соединения: чтобы максимально полно вывести его из раствора в осадок, следует увеличивать концентрацию катиона A^{a+} и (или) B^{b-} аниона, добавляя в насыщенный рас-

твор одноименные ионы A^{a+} и (или) B^{b-} в виде их растворимых соединений — это так называемый «эффект одноименного иона».

Если возникает необходимость растворить осадок A_aB_b , то следует уменьшать в его насыщенном растворе концентрации соответствующих ионов за счет вовлечения их в различные комплексы, либо путем изменения кислотности среды.

Экспериментальная часть

1. Влияние природы среды на растворимость малорастворимых соединений.

Исходные растворы

Соединения	BaCl ₂	CaCl ₂	Na ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄
Молярная концентрация С (X), моль/л	1	1	1	1

$$PP(\text{BaSO}_4) = 10^{-10}; \quad PP(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-4}.$$

1.1. Поместить в одну пробирку 2—3 капли раствора BaCl₂, в другую CaCl₂. В обе пробирки добавить равный объем раствора Na₂SO₄. В какой пробирке выпал осадок? Если осадок во второй пробирке не выпадает, потереть стеклянной палочкой о стенки пробирки до появления мути. После образования первых кристаллов осадок выпадет быстро.

1.2. К раствору BaCl₂ и CaCl₂ добавить равный объем раствора серной кислоты. В какой пробирке выпал осадок? Если осадок во второй пробирке не выпадает, потереть стеклянной палочкой, погруженной в раствор CaSO₄ о стенки пробирки. Сравнить скорость выпадения осадка и его количество с тем, что наблюдалось в опыте 1.1. Содержимое пробирок сохранить для следующего опыта.

1.3. Во вторую пробирку опыта 1.2 добавить равный объем этилового спирта. Что наблюдается?

2. Влияние температуры на растворимость малорастворимых соединений.

Исходные растворы:

Соединения	Pb(NO ₃) ₂	KI	CH ₃ COOH
Молярная концентрация С (X), моль/л	0,1	0,1	2

$$PP(\text{PbI}_2) = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ при } 20 \text{ }^\circ\text{C}; \quad PP(\text{PbI}_2) = 1,1 \cdot 10^{-6} \text{ при } 80 \text{ }^\circ\text{C}.$$

2.1. В пробирке с мерным делением к 0,5 мл раствора Pb(NO₃)₂ добавить 9 мл воды и 0,5 мл раствора иодида калия. Что наблюдается?

2.2. Прибавить к содержимому пробирки несколько капель уксусной кислоты и нагреть раствор на водяной бане. Что наблюдается?

2.3. Погрузить пробирку в стакан с холодной водой. Что наблюдается?

2.4. Написать выражение для PP иодида свинца.

2.5. Рассчитать равновесные концентрации ионов Pb²⁺ и I⁻ в растворе.

2.6. Сравнить их произведение, соответствующие выражению для PP(PbI₂), с величиной PP(PbI₂) при 20 и 80 °С.

3. Влияние одноименного иона на растворимость соединений.

Насыщенные растворы:

Соединения	$K_2Cr_2O_7$	KCl	$Na_2Cr_2O_7$	NaCl
растворимость, г в 100 г H_2O	12	34	180	36

3.1. К 1 мл насыщенного раствора $K_2Cr_2O_7$ добавить равный объем раствора хлорида калия. Потереть о стенки пробирки стеклянной палочкой, опущенной в раствор. Оставить на 5 мин. Что наблюдается?

3.2. К 1 мл раствора дихромата калия добавить равный объем раствора $Na_2Cr_2O_7$ и несколько кристаллов $K_2Cr_2O_7$ немного нагреть раствор до растворения кристаллов и снова охладить до комнатной температуры (холодной водой из водопроводного крана). Что наблюдается?

3.3. К 1 мл раствора дихромата калия добавить равный объем раствора хлорида натрия. Можете потереть о стенки пробирки стеклянной палочкой, нагреть и снова охладить до комнатной температуры. Выпадает ли осадок?

4. Получение одних малорастворимых соединений из других.

Исходные растворы:

Соединения	$Pb(NO_3)_2$	Na_2SO_4	Na_2S
Молярная концентрация C , моль/л	0,5	0,5	0,5

$$IP(PbSO_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}; \quad IP(PbS) = 2,5 \cdot 10^{-27}.$$

4.1. К 2—3 каплям раствора нитрата свинца добавить равный объем раствора сульфата натрия и 1—2 мл воды. Отделить осадок от раствора центрифугированием.

4.2. К осадку прибавить 2—3 капли сульфида натрия 1—2 мл воды. Хорошо перемешать. Какое соединение образовалось в осадке?

5. Осаждение малорастворимых соединений продуктами гидролиза солей.

Исходные растворы:

Соединения	$FeCl_3$	Na_2CO_3	$CuSO_4$	CH_3COONa
Молярная концентрация C , моль/л	0,5	1	0,5	1

$$IP(Fe(OH)_3) = 10^{-38}; \quad IP(Cu(OH)_2) = 2,2 \cdot 10^{-20};$$

$$IP(CuCO_3) = 2,5 \cdot 10^{-10}; \quad IP((CuOH)_2CO_3) = 1,7 \cdot 10^{-34}.$$

5.1. К раствору $FeCl_3$ добавить раствор CH_3COONa и нагреть. Почему в осадок выпадают основные соли ацетата железа?

5.2. К раствору $CuSO_4$ добавить раствор Na_2CO_3 . Почему в осадок выпадает малахит?

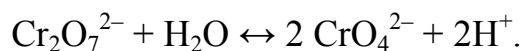
6. Смещение равновесия в растворе при образовании осадка

Исходные растворы:

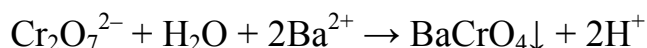
Соединения	$BaCl_2$	$K_2Cr_2O_7$
Молярная концентрация C , моль/л	0,5	0,5

$$\text{ПР}(\text{BaCr}_2\text{O}_7) = 10^{-8}; \quad \text{ПР}(\text{BaCrO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-10}.$$

Бихромат калия образует с ионами Ba^{2+} желтый осадок BaCrO_4 , а не BaCr_2O_7 . Причина этого заключается в следующем. В растворе, кроме $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, имеется небольшое количество CrO_4^{2-} — ионов, образующихся в результате взаимодействия $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — ионов с водой:



Концентрация ионов, однако, достаточна для того, чтобы $\text{ПР}(\text{BaCrO}_4)$ оказалась превышенным раньше, чем достигается $\text{ПР}(\text{BaCr}_2\text{O}_7)$. Поэтому именно BaCrO_4 и выпадает в осадок:



Осадок BaCrO_4 растворим в сильных кислотах и нерастворим в уксусной кислоте. Так как сильная кислота получается здесь при самой реакции, то часть осадка растворяется. Для полного осаждения BaCrO_4 к раствору необходимо добавить CH_3COONa , при этом часть ионов CH_3COO^- свяжет ионы H^+ в малодиссоциируемое соединение CH_3COOH . Остаток ацетата натрия с образующейся уксусной кислотой являются буферной смесью, в которой рН раствора остается постоянным равной 5.

Получить осадок BaCrO_4 . Как доказать, что это не бихромат бария?

7. Изменение состава осадка на воздухе.

7.1. Получить осадок гидроксида серебра. Какого он цвета? Что происходит с ним на воздухе? (осадок бурого цвета — оксид серебра).

7.2. Получить осадок гидроксида марганца (II). Какого он цвета? Что происходит с ним на воздухе?

$$\text{ПР}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 10^{-13}; \quad \text{ПР}(\text{Mn}(\text{OH})_4) = 10^{-56}.$$

7.3. Получить осадок гидроксида железа (II). Какого он цвета? Что происходит с ним на воздухе?

$$\text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3 \cdot 10^{-10}; \quad \text{ПР}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 6,3 \cdot 10^{-38}.$$

Требования к отчету: для каждого опыта написать уравнения протекающих химических реакций в молекулярном и ионном виде, сформулировать вывод, ответить на вопросы.

Контрольные вопросы и задания

1. Гетерогенные реакции ионного обмена, их значение.
2. Произведение растворимости (ПР), полнота осаждения, растворимость малорастворимых соединений (МРС) и факторы их определяющие. Оклюзия, изоморфизм, осаждаемая и определяемая формы веществ, солевой эффект.
3. Ионная сила раствора, активность и коэффициент активности ионов. Уравнения Дебая — Хюккеля для определения ионной силы раствора и коэффициента активности ионов.

4. Условия образования и растворения МРС в реакциях ионного обмена.
5. Факторы, позволяющие увеличить полноту осаждения, степень чистоты МРС, оценить химическую природу МРС.
6. Самостоятельное решение пяти расчетных задач на определение ПР, растворимости МРС, возможность образования осадков в реакциях ионного обмена с учетом и без учета ионной силы раствора.

Лабораторная работа № 7

Окислительно-восстановительные реакции

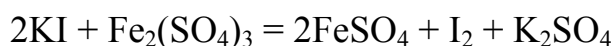
Цель работы: освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных процессов; методов расчета редокс-потенциалов и ЭДС.

Теоретическая часть

Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, называются *окислительно-восстановительными*. Изменение степени окисления атомов может происходить как при отдаче, так и при присоединении электронов. Присоединение электронов (процесс восстановления) приводит к уменьшению степени окисления, а отдача электронов (процесс окисления) — к увеличению степени окисления атомов.

Атом, присоединяющий электроны, называется *окислителем*. Атом, отдающий электроны, называется *восстановителем*. Способность окислителя к присоединению электронов и способность восстановителя к отдаче электронов можно количественно охарактеризовать с помощью величины, называемой *стандартным электродным потенциалом*, которая представляет собой разность потенциалов между окисленной и восстановленной формами данной окислительно-восстановительной пары. Стандартные электродные потенциалы окислительно-восстановительных пар измерены по отношению к стандартному электродному потенциалу водорода ($\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0$). Таким образом, можно сделать следующие выводы:

- 1) чем более положительно значение φ^0 окислительно-восстановительной пары, тем более сильным окислителем является ее окисленная форма и тем более слабым восстановителем — восстановленная;
- 2) чем более отрицательным является значение φ^0 окислительно-восстановительной пары, тем более сильным восстановителем является ее восстановленная форма и тем более слабым окислителем — окисленная;
- 3) любой окислитель может окислить любой восстановитель, имеющий меньшее значение стандартного потенциала;
- 4) любой восстановитель может восстановить любой окислитель, имеющий большее значение стандартного потенциала. Например, реакция:



протекает слева направо, поскольку стандартный потенциал пары $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ равен $\varphi^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ В}$ и больше, чем стандартный потенциал пары $\text{I}_2/2\text{I}^-$ ($\varphi^0 = +0,54 \text{ В}$), поэтому окислителем является Fe^{3+} , который и действует на восстановитель I^- . Разность потенциалов

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{окис-ля}}^0 - \varphi_{\text{восст-ля}}^0 = 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ В};$$

$\text{ЭДС} > 0$ — возможна прямая реакция.

Необходимо отметить, что значения стандартных электродных потенциалов можно использовать лишь при условии, если концентрации окисленной и восстановленной форм равны 1 моль/л. Если концентрации окисленной и восстановленной форм не равны между собой и не равны 1 моль/л, для нахождения величины окислительно-восстановительного потенциала системы необходимо воспользоваться уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg \frac{C_{\text{ок}}}{C_{\text{восст}}},$$

где φ — окислительно-восстановительный потенциал системы; φ^0 — стандартный электродный потенциал; z — число отданных или принятых электронов; $C_{\text{ок}}$ — концентрация окисленной формы; $C_{\text{восст}}$ — концентрация восстановленной формы.

Изменение концентраций окисленной и восстановленной форм, а также изменение рН приводят к изменению потенциала системы. Например, в полуреакции $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $\varphi^0 = +1,45 \text{ В}$, уравнение Нернста будет представлено следующим образом:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg \frac{C_{\text{ок}} \cdot C_{\text{H}^+}^6}{C_{\text{восст}}}.$$

Для полуреакции $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\varphi^0 = -0,93 \text{ В}$:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \lg \frac{C_{\text{SO}_4^{2-}}}{C_{\text{SO}_3^{2-}} \cdot C_{\text{OH}^-}^2}.$$

Уравнение окислительно-восстановительной реакции может быть составлено двумя методами: электронного баланса и ионно-электронного баланса.

Метод электронного баланса использует изменение степеней окисления атомов восстановителя и окислителя в результате отдачи или присоединения ими электронов. Большинство химических реакций протекает в водных растворах. Использование метода электронного баланса для составления окислительно-восстановительных реакций в этом случае приводит к упрощенному рассмотрению процесса перехода электронов от одних частиц к другим. Это упрощение в первую очередь связано с тем, что по этому методу не учитываются реально существующие в растворе частицы, а записываются только атомы, из-

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства молекулярных галогенов (*p*-элементов). Внести в две пробирки по 3—4 капли иодной воды. В первую пробирку добавить несколько капель хлорной воды, во вторую — сероводородной воды. Что происходит с окраской растворов в обеих пробирках? Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуются хлороводородная и иодноватая HIO_3 кислоты; во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции.

Опыт 3. Восстановительные свойства атомов *p*-элементов в отрицательной степени окисления. В две пробирки внести по 2—3 капли бромной воды. В первую пробирку добавить несколько капель раствора сульфида натрия, во вторую — 25 %-го раствора аммиака. Что происходит с окраской растворов? Написать уравнения реакций, учитывая, что одним из продуктов взаимодействия брома с сероводородом является сера, а во втором случае из аммиака образуется азот. В третью пробирку внести 2—3 капли иодида калия и добавить хлорной воды. Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Написать уравнение реакции. Чем являлись ионы Γ в данном окислительно-восстановительном процессе?

Опыт 4. Окислительные и восстановительные свойства атомов *p*- и *d*-элементов в промежуточных степенях окисления.

а) Соединения серы (+IV) в окислительно-восстановительных реакциях.

В первую пробирку с раствором дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и во вторую с раствором сульфида натрия Na_2S внести по несколько капель 2 н. серной кислоты и по 2—3 микрошпателя сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска в первой пробирке? Почему помутнел раствор во второй пробирке? Окислителем или восстановителем может являться в химических реакциях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Na_2S ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na_2SO_3 ? Написать уравнения проведенных реакций.

б) Окислительные и восстановительные свойства соединений олова (II).

Внести в пробирку по 2—3 капли растворов хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить окраску раствора и добавить к нему несколько капель раствора хлорида олова (II). Окрашивание раствора в интенсивно синий цвет обусловлено появлением ионов Fe^{2+} , образующих с $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ синий осадок. Хлорид олова (II) при этом переходит в хлорид олова (IV). В другую пробирку внести 5—6 капель хлорида олова (II) и кусочек цинка, наблюдать на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова. Написать уравнения реакций взаимодействия хлорида олова (II) с хлоридом железа (III) и с цинком. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этих реакциях?

Опыт 5. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов элементов с изменением степени их окисления. В две пробирки внести по 3 капли раствора перманганата калия и 2 н. раствора уксусной кислоты (для соз-

дания в растворе кислой среды) В одну пробирку прибавить несколько кристалликов сульфита натрия, в другую — 3 капли концентрированной серной кислоты (плотностью 1,84 г/см³). Отметить, где произошло обесцвечивание раствора перманганата калия. Написать уравнения реакций, учитывая, что перманганат калия переходит в кислой среде в соль марганца (II). Окислительные или восстановительные свойства проявляли соединения серы в проведенных реакциях?

Опыт 6. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления).

а) Реакция диспропорционирования сульфита натрия: в две пробирки поместить по 2—3 кристаллика сульфита натрия. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую закрепить в штативе и нагревать в течение 5—6 мин. Дать пробирке остыть. В обе пробирки внести по 5—6 капель дистиллированной воды, размешать стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавить в каждую пробирку по 2—3 капли раствора сульфата меди (II). Отметить окраску осадков в обеих пробирках. Запись данных опыта. Как объяснить различные окраски?

Черный осадок, полученный во второй пробирке, представляет собой сульфид меди. Какой продукт прокаливания сульфита натрия дал с сульфатом меди этот осадок? Написать уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия. Как изменялась степень окисления серы в данной реакции? Для каких степеней окисления серы возможны реакции диспропорционирования?

б) Реакция диспропорционирования бром: внести в пробирку 5—7 капель бромной воды и добавить к ней по каплям 2 н. раствор щелочи до обесцвечивания раствора. Написать уравнение реакции взаимодействия брома со щелочью, учитывая, что при этом получаются соли бромоводородной и бромноватистой HBrO₃ кислот. Указать, как изменяется степень окисления брома.

Опыт 7. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

а) Разложение нитрата меди: поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата меди Cu(NO₃)₂ · 3H₂O. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть маленьким пламенем горелки. Наблюдать изменение цвета взятой соли и выделение газов. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, диоксид азота и кислород. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди.

б) Разложение дихромата аммония: в фарфоровую чашечку поместить горкой несколько микрошпателей кристаллического дихромата аммония (NH₄)₂Cr₂O₇. В вершину горки вставить маленький кусочек ленты магния и зажечь ее. Через несколько секунд наблюдать бурное разложение соли. Написать уравнение реакции, учитывая, что зеленые окатыши представляют собой оксид хрома (III). Кроме него образуются азот и пары воды.

Опыт 8. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов на примере перманганата калия. В три пробирки внести по 3—4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2—3 капли 2 н, раствора серной кислоты, во вторую — столько же воды, в третью — такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3—4 мин отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях. Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} — зеленую, ион Mn^{2+} — слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен. Диоксид марганца и его гидроксид являются трудно растворимыми веществами бурого цвета.

Требования к отчету: в тетради записать уравнения окислительно-восстановительных реакций, определить окислитель и восстановитель, сформулировать вывод, ответить на вопросы.

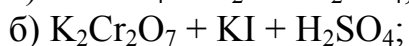
Контрольные вопросы и задания

1. Степень окисления и окислительно-восстановительные свойства соединений. Типичные окислители и восстановители.

2. Окислительно-восстановительные реакции: классификация, электронный и ионно-электронный баланс.

3. Факторы, определяющие скорость и природу продуктов окислительно-восстановительных реакций.

4. Составить уравнения окисления-восстановления, используя метод ионно-электронного баланса:



5. Расставить коэффициенты в уравнениях реакций, протекающих между веществами (метод электронного баланса):

а) взаимодействие разбавленной азотной кислоты с цинком, магнием, медью;

б) взаимодействие концентрированной кислот азотной, серной с магнием, цинком, медью.

6. Возможны ли окислительно-восстановительные реакции:



Задание выполнить, используя стандартные потенциалы и расчета ЭДС.

Лабораторная работа № 8
Количественное определение вещества в растворе
методом окислительно-восстановительного титрования.
Определение железа в растворе его соли

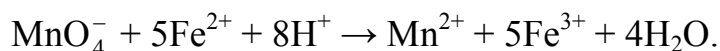
Цель работы: ознакомление с методом перманганатометрии и количественное определение ионов железа методом окислительно-восстановительного титрования.

Теоретическая часть

Одним из методов окислительно-восстановительного титрования является перманганатометрия. Метод перманганатометрии основан на реакциях окисления восстановителей перманганатом калия. Чаще всего титрование проводят в кислой среде. Это обусловлено тем, что в кислой среде MnO_4^- -ион, окрашивающий раствор в розовый цвет, восстанавливается до бесцветного иона Mn^{2+} , что позволяет достаточно точно фиксировать точку эквивалентности титрования без применения индикаторов. Кроме того, окислительная способность перманганата в кислой среде несравненно выше и, следовательно, область применения шире, чем в нейтральной и щелочной средах.

Определение железа и его соединений основан на титровании раствора, содержащего ион Fe^{2+} , раствором перманганата калия известной концентрации.

Реакция протекает по уравнению:



Если количество железа определяется в растворе, содержащем кроме ионов Fe^{2+} также ионы Fe^{3+} , то последние предварительно восстанавливают до железа (II). Так поступают, в частности, при анализе чугуна, стали и железных руд после растворения их в серной кислоте. Все операции приготовления рабочих растворов, содержащих ионы Fe^{2+} , и сам процесс титрования следует проводить по возможности быстро, чтобы сократить время контакта раствора с кислородом воздуха.

Экспериментальная часть

В мерную колбу вместимостью 100—200 мл получить у преподавателя точно отмеренный объем исследуемого раствора сульфата железа (II). Добавить в колбу 10 мл 4 н. раствора серной кислоты и до половины колбы дистиллированной воды. Целесообразно также прибавить 5—10 мл раствора фосфорной кислоты. Последняя с ионами Fe^{3+} , образующимся в процессе титрования, дает бесцветное комплексное соединение, благодаря чему в конце титрования окраска переходит из бесцветной в розовую. При отсутствии фосфорной кислоты окраска раствора в конечной точке титрования изменяется от желтой к розовой, что несколько затрудняет наблюдение розовой окраски.

Перемешать раствор круговыми движениями колбы, долить воды до метки и еще раз тщательно перемешать приготовленный раствор.

Наполнить бюретку 0,05 н. раствором перманганата калия и установить уровень раствора на нулевое деление бюретки.

Провести ориентировочное титрование рабочего раствора: взять в коническую колбочку пипеткой 10—20 мл раствора из мерной колбы и прибавлять к нему небольшими порциями раствор перманганата калия из бюретки до исчезающего в течение 30 с бледно-розового окрашивания титруемого раствора. Первые капли раствора перманганата обесцвечиваются довольно медленно. Но как только образуется в растворе немного Mn^{2+} ионов, являющихся катализатором для данной реакции, дальнейшее обесцвечивание перманганата до конца титрования происходит почти мгновенно. Провести три точных титрования и из сходящихся отсчетов, отличающихся не более, чем на 0,05 мл, взять среднее значение для проведения расчетов.

Записать в журнал данные опыта (табл. 9).

Таблица 9. Результаты эксперимента определения ионов железа методом окислительно-восстановительного титрования

Объем исследуемого раствора, полученного от преподавателя	V , мл
Объем колбы с рабочим раствором	V_k , мл
Объем пипетки	$V_{п}$, мл
Объем раствора $KMnO_4$, пошедшего на титрование	V_1 , мл
	V_2 , мл
	V_3 , мл
	$V_{ср}$, мл

Использовать полученные данные для проведения расчета.

Вычислить нормальную концентрацию $FeSO_4$ в исследуемом растворе и концентрацию ионов Fe^{2+} в нем в г/л. Для этого, исходя из экспериментальных данных, вычислить объем 0,05 н. раствора перманганата калия (в мл), который необходим для окисления Fe^{2+} -ионов в объеме V раствора, полученного от преподавателя (т. е. в объеме мерной колбы):

$$V(KMnO_4) = V_T \cdot V_k / V_{п}$$

Вычислить нормальность N_x исследуемого раствора, исходя из правила эквивалентности окислителя и восстановителя:

$$V \cdot N_x = V(KMnO_4) \cdot N(KMnO_4) = V(FeSO_4) \cdot N(FeSO_4)$$

Вычислить концентрацию ионов Fe^{2+} в исследуемом растворе в г/л. Какому количеству металлического железа соответствует содержание Fe^{2+} -ионов в объеме исследуемого раствора?

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицу, написать уравнение реакции, сделать расчеты, сформулировать вывод.

Лабораторная работа № 9

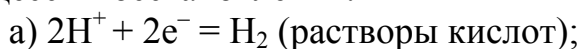
Электролиз водных растворов с инертными электродами

Цель работы: ознакомление с процессами, протекающими на электродах при электролизе, с расчетами количеств веществ, выделенных на электродах, выхода по току.

Теоретическая часть

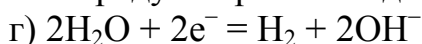
Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита (рис. 5). Различают катодный и анодный процессы: на катоде идет восстановление, а на аноде — окисление.

На катоде протекают следующие процессы восстановления:



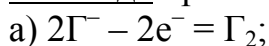
б) $\text{Me}^{z+} + z\text{e}^- = \text{Me}^0$ (расплавы солей и оксидов, а также водные растворы солей для металлов, расположенных в ряду напряжений после водорода);

в) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (водные растворы солей для металлов, расположенных в ряду напряжений до Mn^{2+});



$\text{Me}^{z+} + z\text{e}^- = \text{Me}^0$ (водные растворы солей для металлов, расположенных в ряду напряжений от Mn^{2+} до водорода).

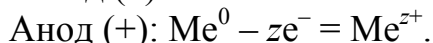
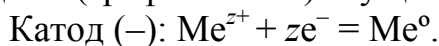
На аноде протекают следующие процессы окисления:



в) $4\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (водные растворы солей с кислородосодержащими анионами);



Эти процессы представлены в случае электролиза с нерастворимыми электродами (графитовыми). Существует вид электролиза с растворимым анодом.



Массы и объемы веществ, выделенных на электродах, определяются по закону Фарадея:

$$m = \frac{I \cdot \tau \cdot M_э}{F},$$

где I — сила тока, А; τ — время протекания электролиза, с; $M_э$ — молярная масса эквивалентов выделенных веществ, г/моль; F — постоянная Фарадея, 96500 Кл (если время протекания электролиза в часах, то $F = 26,8 \text{ А} \cdot \text{ч}$).

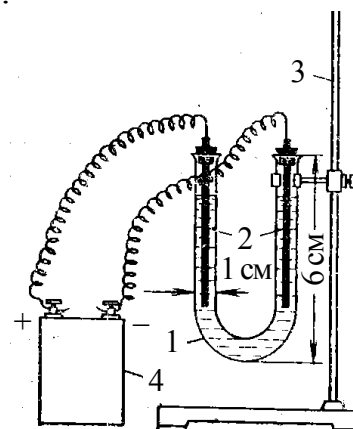


Рис. 5. Прибор для электролиза: 1 — U-образная трубка; 2 — электроды; 3 — штатив; 4 — батарейка

Экспериментальная часть

Опыт 1. Электролиз водного раствора иодида калия. В стакане приготовить раствор иодида калия, добавить 5—6 капель фенолфталеина и крахмала. Перемешав раствор, внести его в электролизер до заданного объема. Опустить графитовые электроды и присоединить к источнику питания. Отметить изменение цвета раствора около анода и катода. Написать уравнения катодного и анодного процессов. Объяснить причину изменения окраски в катодном и анодном пространствах.

Опыт 2. Электролиз растворов хлорида и сульфата меди. В двух стаканах приготовить растворы хлорида и сульфата меди. Поочередно опустить электроды, присоединив к источнику питания, и провести электролиз. Отметить изменения на электродах и написать уравнения катодного и анодного процессов.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия. В стакане приготовить раствор сульфата натрия, добавить раствор лакмуса. Полученный раствор внести в электролизер и пропустить через него ток. Отметить изменения окраски в обоих коленах электролизера. Какие вещества выделились на катоде и аноде? Объяснить изменение окраски лакмуса.

Требования к отчету: в тетради записать уравнения электролиза солей, процессы происходящие на катоде и аноде, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Электролиз расплавов и растворов электролитов: катодные и анодные процессы, последовательность деполяризации ионов на электродах, молекулярные уравнения реакций, законы Фарадея.

2. Написать схему электролиза нитрата серебра с растворимым анодом. Электролиз проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составить электронные уравнения катодного и анодного процессов. Какая масса вещества выделилась на катоде и какой объем газообразного продукта получилось на аноде?

3. Составить электронные уравнения, происходящих на графитовых электродах раствора KBr . Какая масса вещества выделилась на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

4. Составить электронные уравнения электролиза водного раствора хлорида олова (II).

5. При электролизе соли кадмия израсходовано 3434 Кл электричества. Выделилось 2 г кадмия. Чему равна молярная масса эквивалентов кадмия?

Лабораторная работа № 10

Коррозия металлов. Защита от коррозии

Цель работы: изучение условий возникновения коррозионных микроэлементов, влияния различных факторов на скорость электрохимической коррозии металлов: рН, пассиваторов и активаторов.

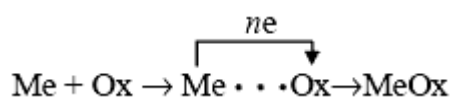
Теоретическая часть

Коррозия — самопроизвольное разрушение металлов в результате их окислительно-восстановительного взаимодействия с окружающей средой.

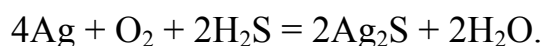
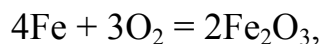
Процессы коррозии классифицируют по различным признакам:

- а) по геометрической картине разрушения металла: равномерная, пятнистая, точечная, питтинг, межкристаллитная, растрескивающая;
- б) по внешним условиям протекания: коррозия в сухих газах, атмосферная, почвенная (грунтовая), коррозия под действием блуждающих токов;
- в) по физико-химическому механизму: химическая и электрохимическая.

Химическая коррозия — процесс, в котором полуреакции окисления металла и восстановления окислителя происходят одновременно (при перескоке каждого отдельного электрона) и пространственно не разделены. Схематически это можно показать следующим образом

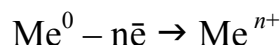


Химическая коррозия возникает при контакте металлов с сухими газами (кислород, хлор, сернистый газ и др.). При этом разрушение металла происходит вследствие окисления:

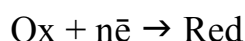


Электрохимическая коррозия возникает на поверхности металлов между участками с различными электродными потенциалами, связанное с появлением направленного движения электронов, т. е. электрического тока. Разрушение металлов происходит в результате наличия на поверхности множества микрогальванопар.

Механизм электрохимической коррозии. Коррозия металлов в средах, имеющих ионную проводимость, протекает через *анодное* окисление металлов:



и *катодное* восстановление окислителя (Ox):



Наиболее часто при коррозии наблюдается восстановление молекул кислорода:

- а) в нейтральной или щелочной среде: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$;

б) в кислой среде: $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$ и выделение водорода в кислой среде: $2H^+ + 2e^- = H_2$.

Ионы или молекулы, которые восстанавливаются на катоде, называются деполяризаторами. При атмосферной коррозии — коррозия во влажном воздухе при комнатной температуре — деполяризатором является кислород (коррозия с кислородной деполяризацией). Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с выделением водорода (коррозия с водородной деполяризацией).

Электроны в процессе коррозии не выходят из корродирующего металла, а двигаются внутри металла. Окислители играют двойную роль в коррозионных процессах. С одной стороны, они могут восстанавливаться и этим ускорять коррозию металлов, а с другой (для металла, способного к пассивации) — вызвать пассивацию металла и резкое торможение коррозии. Обычно это наблюдается на металлах, способных пассивироваться, таких, как хром, алюминий, титан, цирконий, никель, тантал и др.

Пассивностью металла называется состояние его повышенной коррозионной устойчивости, вызванное торможением анодного процесса.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Коррозия железа в контакте с цинком и оловом. В две пробирки налить до половины дистиллированной воды, 10 капель 0,05 М раствора серной кислоты (3–4 мл). Добавить две капли раствора феррицианида калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Приготовить две канцелярские скрепки; в одну зажать цинковую гранулу, в другую — оловянную. Одновременно опустить обе гранулы в разные пробирки и наблюдать за изменением окраски в них. Составить схемы действия образовавшихся гальванических пар. Объяснить выделение водорода в каждом случае.

Опыт 2. Влияние природы электролита на поведение контактирующих металлов. В две пробирки налить до половины дистиллированной воды. Затем в первую пробирку внести 10 капель 0,05 М раствора серной кислоты; во вторую — 10 капель 0,05 М едкого натра. В обе пробирки добавить по 2 капли раствора феррицианида калия $K_3[Fe(CN)_6]$. В пробирки одновременно опустить по скрепке в контакте с медной гранулой. Наблюдения записать. Составить схемы работы гальванических элементов.

Опыт 3. Оксидирование посредством обработки окислителем. Алюминиевую проволоку опустить в раствор разбавленной хлористоводородной кислоты. Как начнется реакция, вынуть проволоку из кислоты и тщательно промыть водой. Затем ее на некоторое время погрузить в холодную концентрированную азотную кислоту. Образец промыть водой и снова опустить в раствор хлористоводородной кислоты. Наблюдения записать. Как объяснить поведение алюминиевой проволоки до и после обработки азотной кислотой? Каков состав оксидной пленки?

Опыт 4. Разрушение оксидной защитной пленки. В две пробирки налейте растворы солей меди: в первую — $CuSO_4$; во вторую — $CuCl_2$. Затем в обе

пробирки опустите по грануле алюминия. В первом случае вытеснения меди не наблюдается, так как анион SO_4^{2-} не разрушает оксидную пленку на поверхности алюминия. Во втором случае происходит ее разрушение. Написать уравнение реакции взаимодействия Al с водой (после разрушения оксидной пленки).

Опыт 5. Влияние ингибитора на скорость коррозии железа. В две пробирки налить раствор 0,5 М HCl (~1/3 объема). В каждую добавить немного железных стружек. Пробирки немного нагреть. Когда выделение водорода станет интенсивным, добавить в одну из них немного уротропина. Какой наблюдается эффект? Что такое ингибиторы?

Требования к отчету: в тетради записать уравнения катодного и анодного процессов, происходящих при коррозии металлов, объяснить происходящие явления, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Анодные и катодные процессы при электрохимической коррозии. Схемы микрогальванических элементов.
2. Способы защиты металлов от коррозии.
3. Какие процессы протекают на катодных участках при коррозии, идущей:
 - а) с выделением газообразного водорода;
 - б) с поглощением растворенного кислорода?
4. Луженое и оцинкованное железо погрузили в морскую воду. Составить схемы катодного и анодного процессов микрогальванических пар.
5. Хром находится в паре с алюминием и оловом, погруженными в раствор хлористоводородной кислоты. В каком случае коррозия протекает более интенсивно? Составить схемы катодного и анодного процессов микрогальванических пар.
6. Медная заклепка находится на поверхности никеля. Как протекает атмосферная коррозия? Каков продукт коррозии?
7. Что такое пассивация?
8. Указать катодное и анодное покрытия для кобальта.

Лабораторная работа № 11

Определение жесткости и умягчение воды

Цель работы: проведение анализа воды на жесткость и умягчение воды.

Теоретическая часть

Жесткость — один из технологических показателей, принятых для характеристики состава и качества природных вод.

Жесткой называют воду с повышенным содержанием в ней растворимых солей кальция и магния. Сумма концентраций ионов кальция и магния и является количественной мерой жесткости воды.

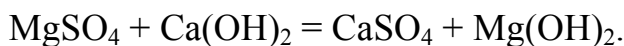
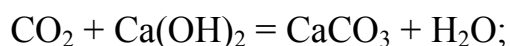
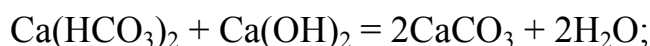
Общая жесткость (J_0) включает карбонатную жесткость (J_K), обусловленную содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, и некарбонатную ($J_{нк}$), обусловленную содержанием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния. Карбонатную жесткость можно снизить кипячением, поэтому такую жесткость называют временной. Некарбонатная жесткость не уменьшается при кипячении, поэтому ее называют постоянной.

Величину жесткости природных вод выражают в миллиэквивалентах на 1 л воды (мэкв/л). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,40 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} .

Для умягчения воды применяют специальные методы. Умягчение может быть осуществлено переводом солей жесткости в труднорастворимые или комплексные соединения, перегонкой воды, методом ионного обмена.

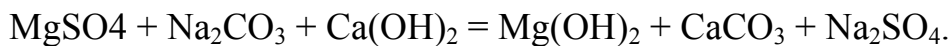
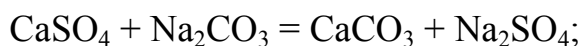
При умягчении воды методом осаждения соли жесткости переводят в следующие труднорастворимые соединения: карбонат кальция, гидроксид магния, трехзамещенные фосфаты. В зависимости от применяемого осадителя способы обработки называют известкованием, содоизвесткованием, фосфатированием.

Процессы, протекающие при известковании (обработка известью $Ca(OH)_2$), описываются уравнениями:



Постоянная жесткость известью не удаляется — изменяется ее состав: магниевая жесткость переходит в эквивалентное количество кальциевой.

Обработка воды содой (Na_2CO_3) и известью (содоизвесткование) может быть описана теми же уравнениями (кроме последнего) и в дополнение к ним следующими:



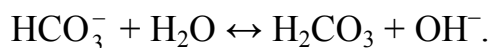
При содоизвестковании устраняется как временная, так и постоянная жесткость. Осаждение солей жесткости фосфатом натрия называется *фосфатированием воды*. Оно применяется и как самостоятельный метод умягчения и как метод доумягчения воды после предварительного снижения жесткости другими способами.

Умягчение воды переводом солей жесткости в комплексные соединения основано на образовании хорошо растворимых комплексных солей. На практи-

В основе этого метода лежит титрование воды в присутствии индикатора метилового оранжевого раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски индикатора в оранжевую.

Метилоранжевый — кислотно-основной индикатор, изменяющий свою окраску от красной при $\text{pH} < 3,1$ до желтой при $\text{pH} > 4,4$. В точке перехода 3,1 метилоранжевый имеет оранжевую окраску.

Анион HCO_3^- в воде гидролизуеться:



Поэтому при условии $\text{Ж}_к > 0$ вода имеет щелочную реакцию среды и метилоранжевый в ней окрашен в желтый цвет. При титровании раствором HCl такой воды протекает реакция нейтрализации:



Ионы H^+ нейтрализуют количество ионов OH^- , эквивалентное концентрации ионов HCO_3^- .

Анализ воды на жесткость предполагает обычно:

- а) определение общей жесткости, Ж_0 ;
- б) определение карбонатной жесткости, $\text{Ж}_к$;
- в) вычисление некарбонатной жесткости $\text{Ж}_{\text{нк}} = \text{Ж}_0 - \text{Ж}_к$.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение временной жесткости $\text{Ж}_к$. Способ основан на реакции между соляной кислотой и гидрокарбонатами. При титровании кислотой, добавленной в воду, индикатор метилоранж изменяет свою окраску, когда в растворе появляется небольшой избыток кислоты.

Отмерить с помощью мерного цилиндра в две колбы по 50 мл водопроводной воды и прибавить в каждую по 2—3 капли метилоранжа. Одна из колб будет служить контрольной. Во вторую колбу прилить из бюретки по каплям децинормальный раствор соляной кислоты до тех пор, пока от одной капли кислоты окраска из желтой перейдет в оранжевую, (цвет сравнивают с цветом в контрольной колбе). Титрование повторить 2—3 раза. Для расчетов принять средний результат. Расчет временной жесткости воды ($\text{Ж}_в$, ммоль/л экв) проводить по формуле

$$\text{Ж}_в = V_k \cdot C_k \cdot 1000 / V_в,$$

где; V_k — объем раствора кислоты, израсходованного на титрование; C_k — нормальная концентрация раствора кислоты; $V_в$ — объем воды, мл.

Опыт 2. Определение общей жесткости воды комплекснометрическим способом. Отобрать мерным цилиндром 100 мл воды и перенести его в коническую колбу. Добавить к исследуемой пробе 5 мл аммиачного буферного раствора и 5—7 капель индикатора кислотности хром синего К или несколько кристалликов (на кончике шпателя) эриохром черного Т.

Приготовленную пробу при постоянном помешивании оттитровать раствором комплексона до перехода розовой окраски индикатора в голубую. Результаты титрования записать. Повторить титрование еще раз. Если результаты двух титрований совпадут ($\leq 0,1$ мл), рассчитать общую жесткость воды. В противном случае оттитровать еще одну пробу. Найти среднее значение объема комплексона III, израсходованное на титрование воды.

Общую жесткость воды (J_0 , ммоль/л) рассчитывают по формуле

$$J_0 = N_2 \cdot V_2 \cdot 1000 / V_1,$$

где V_1 — объем анализируемой воды, мл; V_2 — объем раствора комплексона III, мл; N_2 — молярная концентрация раствора комплексона III, моль/л; 1000 — коэффициент перевода моль/л в ммоль/л.

Результаты опыта свести в табл. 10.

Таблица 10. Результаты эксперимента определения жесткости среды

Объем раствора комплексона III, V_2	Молярная концентрация комплексона III, N_2	Объем исследуемой пробы воды, V_1	Общая жесткость воды, J_0

Некарбонатную жесткость воды $J_{нк}$ найти по разности

$$J_{нк} = J_0 - J_к.$$

Опыт 3. Устранение жесткости воды. Наполнить пробирку на 1/2 объема известковой водой и пропустить через нее двуокись углерода.

Отметить появление осадка карбоната кальция. Продолжать пропускать CO_2 до растворения осадка, которое происходит вследствие образования кислой соли. Как называется вода, содержащая эту соль? Полученный раствор разделить на две части.

Устранить карбонатную жесткость двумя способами:

а) пробирку с раствором из первой части опыта закрепить в штативе и, осторожно нагревая, кипятить раствор до образования осадка карбоната кальция. Записать уравнение реакции и объяснить причину смещения равновесия вправо при повышении температуры. При нагревании воды происходит удаление части CO_2 , среда становится менее кислой и равновесие диссоциации иона HCO_3^- (из гидрокарбоната) смещается вправо.

Концентрация увеличивается и становится достаточной для образования осадка $CaCO_3$ (концентрация ионов и становится равной ПР).

б) Ко второй порции раствора добавить NaOH, получить тот же осадок. Объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости, растворение карбоната кальция в воде, содержащей . При этом следует учесть, что двуокись углерода с водой образует слабую угольную кислоту, которая диссоциирует главным образом по первой ступени.

Требования к отчету: в тетради заполнить таблицы, сделать расчеты, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие катионы называют ионами жесткости?
2. Какой технологический показатель качества воды называют жесткостью?
3. Как осуществить умягчение воды методом осаждения? Какие реагенты используют? Какие реакции протекают?
4. Можно ли умягчить воду с помощью ионного обмена?
5. Какой процесс следует проводить для умягчения воды: катионный или анионный? Почему?
6. Как определяют общую жесткость воды?
7. Как определяют карбонатную жесткость воды?
8. При определении общей жесткости воды на титровании 200 мл израсходовано 8 мл 0,1М раствора комплексона III. Вычислить общую жесткость воды.
9. Вычислить карбонатную жесткость воды, если на титрование 200 мл израсходовано 8 мл 0,05 М раствора HCl.

Лабораторная работа № 12 Общие химические свойства металлов

Цель работы: изучение химических свойств металлов.

Теоретическая часть

Металлы — вещества, отличительной особенностью которых в конденсированном состоянии является наличие свободных, не связанных с определенными атомами, электронов, способных перемещаться по всему объему тела. К общим физическим свойствам металлов относится их высокая электропроводность, высокая теплопроводность.

Изолированные атомы большинства металлов имеют на внешнем энергетическом уровне 1, 2 или 3 электрона. Лишь германий, олово, свинец имеют по 4 электрона, сурьма и висмут — по 5 электронов и только полоний — 6 электронов.

Химические свойства металлов определяются их способностью отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженный ион. Сам металл при этом окисляется, являясь восстановителем:



Мерой восстановительной активности металлов является величина энергии ионизации, которая показывает, сколько надо затратить энергии для перевода нейтрального атома в положительный ион. Чем меньше величина энергии ионизации, тем активнее металл, тем сильнее выражена его восстановительная способность.

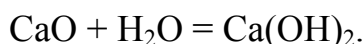
Металлы взаимодействуют при определенных условиях с кислородом, галогенами, углеродом, а затем с серой, фосфором, бором, мышьяком, образуя

при этом соответственно окислы, галиды, карбиды, нитриды, сульфиды, фосфиды, бориды, арсениды.

Отношение металлов к кислороду. Почти все металлы непосредственно взаимодействуют с кислородом, образуя оксиды. Свойства оксидов определяются характером металлов. Оксиды наиболее активных металлов обладают основными свойствами.

Все оксиды делят на три большие группы: основные, кислотные и амфотерные.

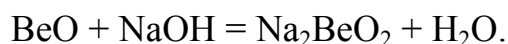
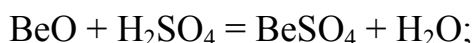
Основные оксиды при взаимодействии с H_2O дают основания



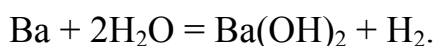
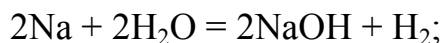
Кислотные оксиды, образованные металлами, при взаимодействии с водой дают кислоты:



Оксиды, проявляющие кислотные и основные свойства, называются амфотерными: BeO , Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 :

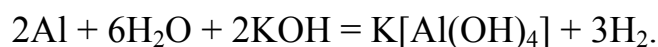
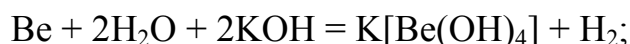
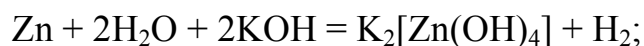


Отношение металлов к воде. Обладая, большим отрицательным значением стандартного электродного потенциала щелочные и щелочноземельные металлы при нормальных условиях легко окисляются водой.



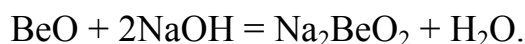
Свойства гидроксидов определяются характером металла. Характер гидроксидов металлов одного периода изменяется от типичных основных через амфотерные соединения к кислотным.

Отношение к щелочам. В водных растворах щелочей растворяются лишь те металлы, окислительно-восстановительные потенциалы взаимодействия которых с гидроксид ионами более отрицательны, чем потенциал восстановления воды (0,83 В) и которые образуют устойчивые анионные гидроксокомплексы. Этим условиям удовлетворяют, например, цинк, алюминий, бериллий:

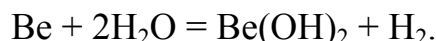


Процесс растворения металла в щелочи многостадийен и включает в себя следующие этапы:

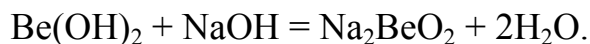
1. Растворение оксидной пленки на поверхности металла:



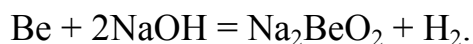
2. Растворение металла, освобожденного от пленки в воде:



3. Растворение амфотерного гидроксида в щелочи:

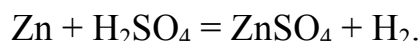
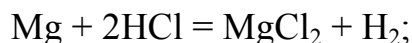


В итоге процессы взаимодействия металла со щелочами можно выразить суммарным уравнением:



Действие кислот на металлы. Почти все металлы окисляются кислотами. Этот окислительно-восстановительный процесс зависит как от активности металла, так и от свойств и концентрации кислоты.

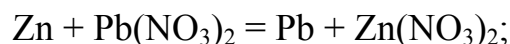
Соляная и разбавленная серная кислоты окисляют только те металлы, которые стоят в ряду напряжений до водорода, так как роль окислителя в них играют ионы водорода, восстанавливающиеся до свободного водорода, например:



Концентрированная серная кислота окисляет при нагревании почти все металлы (не окисляется только золото, платина и некоторые редкие металлы). Окислителем является ион SO_4^{2-} , который в зависимости от активности металла восстанавливается до SO_2 , свободной серы и даже сероводорода (H_2S).

Азотная кислота, как концентрированная, так и разбавленная, окисляет почти все металлы. Окислителем в азотной кислоте является ион NO_3^- . Концентрированная азотная кислота восстанавливается малоактивными металлами (например, Cu , Pb) до оксида азота (IV), а более активными металлами (например, Fe , Zn , Mg) до N_2O . Алюминий, железо, хром при действии на них концентрированной азотной кислоты «пассивируются». Покрываясь, тонкой пленкой оксида они перестают после этого подвергаться действию не только концентрированных, но и разбавленных кислот.

Вытеснение металлов друг другом. Способность металлов вытеснять друг друга связана со значениями их стандартных потенциалов. Металлы с более отрицательными потенциалами (более сильные восстановители) вытесняют металлы с более положительными потенциалами из растворов их солей, например:

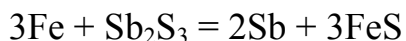


$$\varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,76 \text{ В} \quad \varphi^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13 \text{ В}.$$

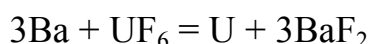
Металлы могут вытеснять друг друга и из расплавов их солей или оксидов, например:



(выделение железа и хрома из их оксидов, алюминием — алюминотермия);



(выделение сурьмы из ее сульфида железом — ферротермия);



(выделение урана из его фторида барием — бариотермия).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Взаимодействие алюминия со щелочами. В пробирку насыпать немного стружек алюминия и прилейте 30 % раствора гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ — водород. Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Каков механизм растворения алюминия в щелочах?

Опыт 2. Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной серной кислотой.

А) В три пробирки по кусочку положить металлического алюминия, цинка, меди, добавить несколько капель разбавленной серной кислоты. Исходя из положения этих металлов в ряду напряжений, сделать предположительный вывод о возможности протекания реакции между этими металлами и разбавленной серной кислотой. После доказательства взаимодействия металлов с кислотой опытным путем отметить различие в скорости протекания реакций. Доказать опытным путем, какой газ выделяется в результате реакции. Составить молекулярные и электронные балансы, указать, какой ион является в этих реакциях окислителем.

Б) Поместить в пробирку кусочек меди и добавьте 5—6 капель концентрированной серной кислоты (вытяжной шкаф). Какой газ образуется в результате реакции? Отметить цвет раствора и сделать вывод, какие ионы присутствуют в растворе. Составить молекулярные уравнения и электронный баланс.

В) Поместить в пробирку кусочек цинка и добавить 5—6 капель концентрированной серной кислоты (вытяжной шкаф). Пробирку немного подогреть. Какой газ выделяется? Продолжать нагревание. Наблюдается ли помутнение раствора? Объяснить причину. Продолжать нагревание. Чувствуется ли запах выделяющегося сероводорода? Написать уравнения происходящих реакций между цинком и концентрированной серной кислотой, отличающиеся друг от друга продуктами восстановления серной кислоты. Объяснить разницу в действии концентрированной серной кислоты на цинк и медь, используя данные таблицы нормальных электродных потенциалов. В чем принципиальное отличие этих реакций от реакции взаимодействия их с разбавленной серной кислотой.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной азотными кислотами.

А) В две пробирки поместить по кусочку меди и цинка и добавить 5—6 капель концентрированной азотной кислоты (вытяжной шкаф). Какой газ выделяется? Написать молекулярное уравнение и составить электронный баланс. Исходя из значений электродных потенциалов, ответить на вопрос, какие металлы взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой?

Б) В две пробирки положить по кусочку металлических цинка и меди. Добавить в обе пробирки по 5—6 капель разбавленной азотной кислоты. Составить молекулярные уравнения и электронно-ионные уравнения для процессов окисления-восстановления.

Требования к отчету: в тетради записать уравнения реакций, объяснить происходящие явления, сформулировать вывод, решить задачи.

Контрольные вопросы и задания

1. Как меняется восстановительная активность металлов в зависимости от положения в ряду напряжений?
2. Как взаимодействуют металлы (Fe, Zn, Mg) с разбавленными кислотами?
3. Как взаимодействуют металлы (Al, Си, Fe, Zn, Mg) с разбавленной серной кислотой?
4. Как взаимодействуют металлы (Ag, Cu, Zn) с концентрированными кислотами (серной кислотой и азотной кислотой)?
5. Как взаимодействуют металлы (Zn, Al) с растворами щелочей?

Лабораторная работа № 13 Технический анализ нефтепродуктов

Цель работы: ознакомление с видами топлива и их качественными характеристиками.

Теоретическая часть

В быту и технике используются в качестве топлива газообразные алканы (с открытой цепью) C₁—C₄ (метан, этан, пропан-бутановая смесь). Следующие представители от C₅ до C₁₅ — жидкости и углеводороды с числом атомов углерода более 15 — твердые вещества. Природные источники углеводородов — газ, нефть. В табл. 11 показан состав и применение отдельных фракций углеводородов, полученных при их разделении фракционной перегонкой.

Фракции смазочных масел, содержащие длинные цепи (C₂₀—C₃₄), при охлаждении кристаллизуются с образованием воскообразных веществ. Поэтому их специально охлаждают и фильтрованием удаляют эти вещества. Очищенный таким образом продукт (твердые алканы) называют *парафином*, температура плавления которого 50—55 °С.

Таблица 11. Состав и применение отдельных фракций углеводородов

Фракции	Температура кипения, °С	Число атомов углерода	Применение
Газ	Ниже 20	1—4	Топливо
Петролейный эфир	20—60	5—6	Растворитель
Лигроин — легкий бензин	60—100	6—7	Топливо
Бензин	40—205	5—10 (алканы, циклоалканы)	В двигателях внутреннего сгорания
Керосин	175—235	12—18	В двигателях тракторов, форсунках ракетных двигателей
Газойль (соляровое масло)	Выше 275	12 и более	Топливо, смазки
Смазочные масла	Нелетучая фракция	Длинные цепи, связанные циклами	Смазки
Асфальт	Нелетучие твердые	Полициклические углеводороды	В строительстве

Для получения дополнительного количества бензина твердые углеводороды подвергают высокотемпературному расщеплению — *крекингу*, при этом образуются алканы с меньшим числом атомов углерода (жидкие) и алкены — непредельные соединения, являющиеся сырьем для получения важнейших органических веществ — смол, пластмасс, волокон.

Процесс *каталитического риформинга* (превращение алканов и циклоалканов в ароматические соединения) позволяет повысить качество бензина. Кроме ароматических соединений, качественный бензин должен содержать разветвленные алканы, например, изооктан 2,2,4-триметилпентан.

Основная реакция при использовании углеводородов как топлива — горение с образованием диоксида углерода и воды (экзотермическая реакция). При некачественном топливе мягкий взрыв смеси топлива сменяется детонацией, которая уменьшает мощность двигателя. Уменьшение детонации осуществляют добавлением тетраэтилсвинца и улучшением качественного состава топлива. Испытание чистых соединений показало, что детонационные свойства углеводородов очень сильно зависят от структуры соединений. Относительная детонационная способность характеризуется *октановым числом* (о. ч.). Была выбрана произвольная шкала, причем н-гептану, который сильно детонирует, приписано о. ч. = 0, а изооктану — 100. Готовят различные смеси н-гептана и изооктана — эталоны, а затем сравнивают исследуемые образцы на детонационную стойкость. Если исследуемый образец проявил детонационный эффект, равный по составу 60 % изооктана и 40 % н-гептана, то о. ч. исследуемого образца составляет 60.

Химический состав топлива оказывает большое влияние на эксплуатационные качества. Ароматические углеводороды повышают антидетонационные свойства. Поэтому в топливо добавляют алкилбензолы, бензол, толуол, кумол. Однако повышенное содержание аренов снижает теплотворную способность топлива, ухудшает его воспламеняемость. Одной из характеристик топлива является со-

держание непредельных углеводородов, примесь которых приводит к нарушению стабильности топлива, особенно при его нагревании в период эксплуатации.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Основные показатели бензина.

а) Определение плотности пикнометрическим методом. Пикнометр заполнить бензином до метки (предварительно взвешенный на аналитических весах). Затем его поместить в термостат при 20 °С на 15—20 мин до тех пор, пока не перестанет меняться объем бензина. Излишек бензина снять фильтровальной бумагой. После термостата пикнометр взвесить на аналитических весах. Расчет плотности произвести по формуле

$$\rho = \frac{m_3 - m_2}{m_1 - m_2},$$

где m_1 — масса пикнометра с водой (г); m_2 — масса пустого пикнометра (г); m_3 — масса пикнометра с бензином (г).

б) Определение плотности бензина с помощью нефтенсиметра. Цилиндр заполнить бензином и измерить плотность с помощью нефтенсиметра. Расчет ведется относительно плотности воды при 4 °С. Поэтому изображают ρ_4^{20} . Все значения приводят к 20 °С. В связи с тем, что бензин имеет различную вязкость при разной температуре, а также различное расширение, то в расчет вводят поправки:

$$\rho_4^{20} = \rho_4^t + \gamma(t - 20),$$

где ρ_4^t — плотность при температуре испытания, г/см³; γ — средняя температурная поправка на 1°; t — температура, при которой проводится опыт, °С.

в) Качественное определение воды. Присутствие воды в нефтепродуктах нежелательно. При низких температурах образуются кристаллы льда, что может привести к серьезным повреждениям двигателя. Для обнаружения воды проводят пробу Клиффорда. 2—3 мл бензина встряхивают с порошком перманганата калия. При наличии в анализируемом образце влаги появляется слабо-розовое окрашивание.

г) Определение кислотного числа. *Кислотное число* — это количество мг КОН, приходящееся на 100 мл бензина. 10 мл пробы, взятой с помощью пипетки, переносят в коническую колбу емкостью 250 мл и титруют 0,025 н раствором КОН в присутствии фенолфталеина до появления исчезающей розовой окраски. Размерность кислотного числа — мг/100 мл:

$$\text{Кислотное число} = \frac{1,4V \cdot 100}{10},$$

где 1,4 — титр КОН, мг/мл; V — объем КОН, мл.

д) Определение щелочности. *Щелочность* — это количество мг H₂SO₄, приходящееся на 100 мл бензина. 10 мл пробы, взятой с помощью пипетки, пе-

перенести в коническую колбу емкостью 250 мл и титруют 0,025 н раствором H_2SO_4 в присутствии метилового оранжевого до изменения окраски, мг/100 мл:

$$\text{Щелочность} = \frac{1,225V \cdot 100}{10},$$

где 1,225 — титр H_2SO_4 , мг/мл; V — объем H_2SO_4 , мл.

е) Определение вязкости. Для определения вязкости используются стеклянные вискозиметры, в которых испытуемая жидкость протекает через капиллярные трубки, определенного диаметра. Отмечая время протекания жидкости через капилляр, можно подсчитать величину ее вязкости.

Вязкость — внутреннее трение, свойство нефтепродукта оказывать сопротивление перемещению одной части относительно другой. Обычно определяют динамическую вязкость — сила сопротивления двух слоев жидкости площадью 1 см^2 , находящихся на расстоянии 1 см друг от друга и перемещающихся со скоростью 1 см/с.

Единица динамической вязкости (η) — *пуаз* (г/(см × с)), используется также *сантипуаз* (сп), сотая часть пуаза.

Расчет вязкости произвести по формуле

$$\eta = K \cdot t \cdot \rho,$$

где K — константа вискозиметра; t — время истечения бензина, с; ρ — плотность бензина, г/см³

Опыт 2. Основные показатели керосина, дизельного топлива:

Методика проведения работы аналогична опыту 1:

- а) определение плотности керосина и дизельного топлива с помощью нефтенсиметра;
- б) определение вязкости;
- в) определение кислотного числа.

Опыт 3. Анализ моторного масла. Нефтяные масла используют для смазки и поэтому называют *смазочными маслами* (моторные, промышленные и др.). Их основные функции — уменьшить трение между поверхностями, предотвратить износ материала. Другое их назначение — снятие выделяющегося при трении тепла.

а) Определение содержания солей. Метод заключается в экстрагировании солей из нефтепродукта горячей водой, а затем оттитровывании водной вытяжки хлоридов раствором азотнокислой ртути в присутствии дифенилкарбазида. Пробу моторного масла (10 мл) перенести в делительную воронку. Налить горячей воды и встряхивать в течение 1—2 мин. Нижний слой слить в мерную колбу на 100 мл. Обработку горячей водой повторить и снова нижний слой перенести в мерную колбу. Содержимое колбы довести до метки.

25 мл полученного раствора перенести в колбу для титрования, добавить 3—4 капли дифенилкарбазида и титровать 0,01 н раствором нитрата ртути (II)

до появления синей окраски. Титрование повторить 2—3 раза. Для расчета проводят контрольное титрование 25 мл дистиллированной воды.

Содержание солей, X , мг/мл:

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \cdot 0,5846 \cdot 1000A}{V},$$

где V_1 — объем 0,01 н раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, мл; V_2 — контрольное титрование, мл; A — соотношение между емкостью мерной колбы и пипетки; V — объем моторного масла, мл; 0,5846 — титр $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ по NaCl , мг/мл.

б) Качественный метод определения воды в маслах. При нагревании масла до 150 °С содержащаяся в нем вода будет образовывать пену, вызывать треск и помутнение масла.

в) Определение кислотного числа. Кислотное число — это количество мг КОН, приходящееся на 1 г масла. В конической колбе 5 г масла растворяют в 50 мл нейтрализованной спиртобензольной смеси и отитровывают 0,025 н раствором КОН в присутствии фенолфталеина, мг/г:

$$\text{Кислотное число} = V \cdot 1,4/g,$$

где V — объем КОН, мл; 1,4 — титр КОН, мг/мл; g — навеска масла, г.

г) Определение йодного числа. *Йодное число* — количество иода в граммах, которое может присоединиться к 100 г масла. Эта характеристика устанавливает содержание непредельных углеводородов в нефтепродуктах. В коническую колбу отвесить 0,1—0,5 г масла, растворить в 10 мл спирта, нагревать на водяной бане. Затем прибавить 25 мл 0,2 н раствора йода и 200 мл воды. Полученную эмульсию взболтать, а избыток йода титровать 0,1 н раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала, г/100 г:

$$\text{Йодное число} = \frac{(C_{31}V_1 - C_{32}V_2) \cdot 127 \cdot 100}{g},$$

где C_{31} — молярная концентрация эквивалентов раствора иода, моль/л; V_1 — объем раствора йода, л; C_{32} — молярная концентрация эквивалентов тиосульфата натрия, моль/л; V_2 — объем тиосульфата натрия, л; 127 — молярная масса эквивалентов йода, г/моль; g — навеска масла, г.

д) Определение температуры застывания. Температуру застывания определяют до образования вязкой неподвижной массы, что при наклоне стандартной пробирки с маслом под углом 45° уровень масла остается неподвижной в течение 1 мин. Определение температуры застывания проводят в криоскопе с охлаждающей смесью (на 100 г снега добавить 33 г поваренной соли). Пробирку с маслом вначале выдержать на водяной бане до 35 °С. Потом пробирку обернуть досуха и поместить в криоскоп. При этом постоянно наблюдать за температурой, наклонив прибор на 45 °С в течение 1 мин. Затем пробирку вытащить из охлаждающей смеси и наблюдать за смещением мениска. Фиксировать температуру застывания.

Опыт 4. Определение коэффициента рефракции. Коэффициент рефракции или показатель преломления является характеристикой индивидуальных соединений (n_D^{20}) и определяют с помощью прибора — рефрактометра ИРФ-454. Принцип действия рефрактометра основан на явлении полного внутреннего отражения при прохождении светом границы раздела двух сред с разными показателями преломления. Показатель преломления прозрачных сред определяется в проходящем свете, а полупрозрачных и мутных — в отраженном.

На чистую полированную поверхность измерительной призмы стеклянной палочкой или пипеткой осторожно, не касаясь призмы, нанести две-три капли образца нефтепродукта (бензина, керосина). Опустить осветительную призму и прижать ее крючком. Полученные показания n_D^{20} для образцов сравнить с данными приложения (табл. Пб) и установить наиболее близкий по значению углеводород, входящий в состав нефтепродукта.

Требования к отчету: в тетради записать наблюдаемые явления, объяснить происходящие явления, сделать расчеты, сформулировать вывод, ответить на вопросы.

Контрольные вопросы и задания

1. Состав нефтепродуктов.
2. Что показывает кислотное число и щелочность?
3. Как определяется содержание солей в моторном масле?
4. Для какого нефтепродукта определяется йодное число?
5. Что такое рефракция? Что показывает коэффициент рефракции?
6. Что показывает октановое число?

Лабораторная работа № 14 **Знакомство с аналитической химией. Качественные реакции катионов I—III аналитических групп**

Цель работы: изучение качественных реакций и свойств катионов I—III аналитических групп.

Теоретическая часть

Аналитическая классификация катионов связана с их разделением на аналитические группы при последовательном действии групповыми реагентами. В основу классификации ионов положено различие в растворимости образуемых ими соединений, позволяющее отделять одни группы ионов от других.

Кислотно-щелочная классификация катионов I—III групп:

Номер группы	Катионы
I	NH_4^+ , Na^+ , K^+
II	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
III	Ag^+ , Hg^+ , Pb^{2+}

При изучении аналитических реакций катионов все этапы работы следует фиксировать в лабораторном журнале. Форма записи приведена в табл. 12.

Таблица 12. Реакции обнаружения ионов аммония

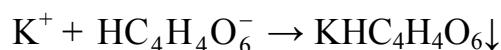
Реагент	Уравнение реакции	Наблюдения. Условия проведения реакции
NaOH	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выделяется газообразный аммиак, красная лакмусовая бумага синееет. Реакцию следует проводить в газовой камере

Экспериментальная часть

Реакции катионов I группы

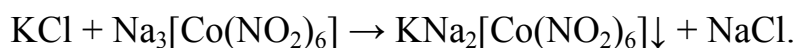
Реакции K^+ -ионов

1. **Винная кислота $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$** дает с растворами солей калия белый кристаллический осадок гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$:



Выполнение реакции. К 2—3 каплям раствора, содержащего ионы калия, прибавить 2—3 капли раствора винной кислоты и 2—3 капли раствора CH_3COONa . Для ускорения образования осадка потереть стеклянной палочкой по стенкам пробирки. Выпадает белый кристаллический осадок.

2. **Гексанитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$** образует с ионами калия желтый осадок $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$:



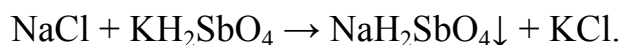
Выполнение реакции. К 2—3 каплям раствора, содержащего ионы калия, прибавить 2—3 капли раствора реагента и слегка нагреть на водяной бане. Образуется желтый осадок.

3. **Окрашивание пламени.** Летучие соли калия окрашивают пламя в бледно-фиолетовый цвет.

Выполнение реакции. Взять нихромовую проволочку, один конец которой загнут в ушко, убедиться, прежде всего в том, что проволочка чистая, т.е. при прокаливании не окрашивает несветящееся пламя горелки. Если окрашивание возникает, смочить проволочку раствором HCl и прокалывать до тех пор, пока окрашивание не исчезнет. После этого раскаленную проволочку окунуть в насыщенный раствор соли калия, внести в несветящуюся часть пламени и рассмотреть характерное бледно-фиолетовое окрашивание.

Реакции Na^+ -ионов

1. **Дигидроантимонат калия KH_2SbO_4** дает с растворами солей натрия белый кристаллический осадок дигидроантимоната натрия:



Выполнение реакции. К 2—3 каплям раствора, содержащего ионы натрия, прибавить 2—3 капли раствора реагента. Для ускорения образования осадка потереть стеклянной палочкой по стенкам пробирки. Выпадает белый кристаллический осадок.

2. **Микрокристаллоскопическая реакция с цинкуранилацетатом**, который образует с нейтральным или уксуснокислым раствором соли натрия желтоватый кристаллический осадок состава



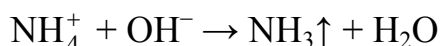
Выполнение реакции. Поместить на предметное стекло каплю исследуемого раствора соли натрия, осторожно выпарить ее досуха. Сухой остаток после охлаждения обработать каплей раствора цинкуранилацетата и через несколько минут рассмотреть под микроскопом желтоватые кристаллы. Они представляют собой правильные тетраэдры или октаэдры.

3. **Окрашивание пламени.** Летучие соли натрия окрашивают пламя в ярко-желтый цвет.

Выполнение реакции. Реакцию провести так же, как аналогичную реакцию калия.

Реакции NH_4^+ -ионов

1. **Едкие щелочи NaOH, KOH** выделяют из растворов солей аммония при нагревании газообразный аммиак:



Выполнение реакции. На часовое стекло поместить 1—2 капли раствора соли аммония, 2—3 капли раствора щелочи и накрыть другим часовым стеклом, с прикрепленной к его вогнутой стороне влажной индикаторной лакмусовой бумажкой. В полученной таким образом газовой камере индикаторная бумага синееет, так как выделяющийся при реакции аммиак, растворяясь в воде, образует гидроксид аммония.

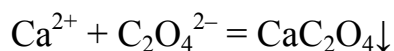
2. **Реактив Несслера**, т. е. раствор комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ в KOH, образует с ионами аммония оранжевый осадок:



Реакции катионов II группы

Реакции Ca^{2+} -ионов

1. **Оксалат аммония** $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ образует с ионами кальция кристаллический осадок CaC_2O_4 :



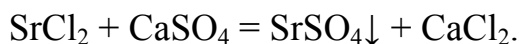
2. **Серная кислота (микрокристаллоскопическая реакция).** В разбавленных растворах ион кальция образует с серной кислотой характерные игольчатые кристаллы (снежинки) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Выполнение реакции. На предметное стекло поместить каплю раствора соли кальция, рядом поместить каплю серной кислоты. Стеклопалочкой соединить капли, дать постоять и рассмотреть под микроскопом кристаллы (главным образом по краям капли).

3. **Окрашивание пламени.** Летучие соли кальция окрашивают пламя горелки кирпично-красный цвет.

Реакции Sr²⁺-ионов

1. **Гипсовая вода** (насыщенный водный раствор CaSO₄ · 2H₂O) образует с ионами стронция белый кристаллический осадок:

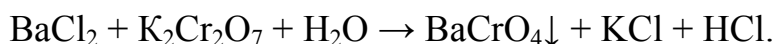


Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора, содержащего ионы стронция, прибавить равный объем гипсовой воды и потереть стеклопалочкой по стенкам пробирки, нагреть на водяной бане 10 мин. Образуется муть.

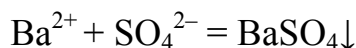
2. **Окрашивание пламени.** Летучие соли стронция окрашивают пламя горелки карминово-красный цвет.

Реакции Ba²⁺-ионов

1. **Дихромат калия** K₂Cr₂O₇ образует с ионами бария желтый кристаллический осадок:



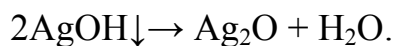
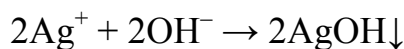
2. **Серная кислота и ее соли** образуют с ионами бария белый кристаллический осадок BaSO₄, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах:



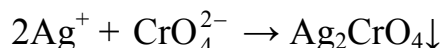
Реакции катионов III группы

Реакции Ag⁺-ионов

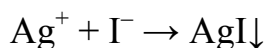
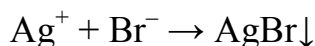
1. **Щелочи NaOH и KOH** дают с ионами серебра бурый осадок Ag₂O, который образуется вследствие распада неустойчивого гидроксида серебра:



2. **Хромат калия K₂CrO₄** образует с ионами серебра осадок Ag₂CrO₄ кирпично-красного цвета:



3. **Растворы бромидов и иодидов** (ионы Br⁻, I⁻) дают с ионами серебра бледно-желтый осадок AgBr и желтый AgI:



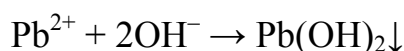
4. **Восстановление Ag^+ до металлического серебра** формальдегидом НСОН :



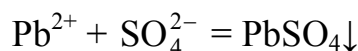
Выполнение реакции. К нескольким каплям раствора, содержащего ионы серебра, прибавить 10 капель воды, 8—10 капель раствора NH_4OH и несколько капель раствора формальдегида (формалина). Погрузить пробирки в горячую водяную баню и наблюдать образование блестящего зеркала металлического серебра.

Реакции Pb^{2+} -ионов

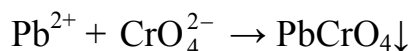
1. **Щелочи NaOH и KOH** дают с ионами свинца белый осадок гидроксида свинца:



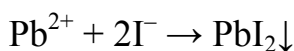
2. **Серная кислота и ее растворимые соли** образуют с ионами свинца белый кристаллический осадок PbSO_4 :



3. **Хромат калия K_2CrO_4** образует с ионами свинца осадок PbCrO_4 желтого цвета:

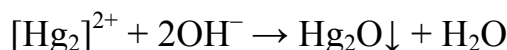


4. **Раствор иодида калия KI** дает с ионами свинца желтый осадок PbI_2 :



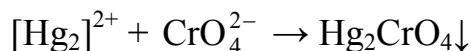
Реакции $[\text{Hg}_2]^{2+}$ -ионов

1. **Щелочи NaOH и KOH** дают с ионами $[\text{Hg}_2]^{2+}$ черный осадок оксида ртути (I):

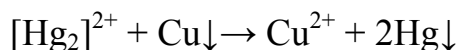


2. **Аммиак NH_4OH** взаимодействует с нитратом ртути (I) с образованием черного осадка металлической ртути и соли основания Милона.

3. **Хромат калия K_2CrO_4** образует с ионами ртути (I) осадок Hg_2CrO_4 красного цвета:



4. **Восстановление $[\text{Hg}_2]^{2+}$ до металлической ртути.** Если пометстить каплю раствора ртути (I) на блестящую медную монету и дать постоять, то на пластинке образуется серое пятно металлической ртути:



Требования к отчету: в тетради записать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме с названиями аналитических реагентов и полученных продуктов, ответить на вопросы.

Контрольные вопросы и задания

1. На чем основан кислотно-щелочной метод анализа?
2. Какие групповые реагенты применяют для осаждения катионов I—III групп?
3. Какие виды реакций применяют при изучении качественных реакций катионов? Приведите примеры.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная учебная литература

Афони́на, Л. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Л. И. Афони́на, А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). — Новосибирск : НГТУ, 2013. — 104 с. — Режим доступа: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823>.

Чи́кин, Е. В. Химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Е. В. Чи́кин ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). — Томск : Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, 2012. — 170 с. — Режим доступа: <http://www.biblioclub.ru/index.php?page=book&id=208956>.

Дополнительная учебная и учебно-методическая литература

Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс] : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афони́на ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). — Новосибирск : НГТУ, 2013. — 119 с. — Режим доступа: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228947>.

Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия [Текст] : учеб. для студ. хим.-технол. спец. вузов / Н. С. Ахметов. — 7-е изд., стер. — Москва : Высш. шк., 2006. — 743 с.

Балецкая, Л. Г. Неорганическая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. вузов / Л. Г. Балецкая. — Ростов н/Д : Феникс, 2010. — 317 с. — (Высшее образование).

Гельфман, М. И. Неорганическая химия [Текст] : учеб. пособие для студ., обучающихся по технол. направлениям и спец. / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — Санкт-Петербург : Лань, 2007. — 528 с. — (Учебники для вузов. Специальная литература).

Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии [Текст] : учеб. пособие для студ. [хим.-технол. спец.] / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — Москва : АСТ. — [Б. м.] : Астрель, 2007. — 383 с. — (Высшая школа).

Егорова, О. А. Основы качественного и количественного анализа [Электронный ресурс] : конспект лекций / О. А. Егорова ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). — Москва : Российский университет дружбы народов, 2013. — 142 с. — Режим доступа: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=226462>.

Егорова, О. А. Химия [Электронный ресурс] : конспект лекций для студентов 1 курса инженерного факультета направлений ИМБ, ИДБ / О. А. Егорова, О. В. Ковальчукова ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). — Москва : Российский университет дружбы народов, 2011. — 156 с. — Режим доступа: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=116319>.

Уга́й, Я. А. Общая и неорганическая химия [Текст] : учеб. для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я. А. Уга́й. — Изд. 4-е, стер. — Москва : Высш. шк., 2004. — 527 с.

Справочно-библиографическая литература

Краткая химическая энциклопедия [Текст] : в 5-ти томах. Т. 5. Т—Я / гл. ред. И. Л. Кнунянц. — Москва : Сов. энциклопедия, 1967. — 1182 с. — (Энциклопедии. Словари. Справочники).

Лидин, Р. А. Справочник по общей и неорганической химии [Текст] : Химические элементы. Атомы, молекулы, ионы. Простые и сложные вещества. Водные растворы. Физические величины и их единицы / Р. А. Лидин. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : КолосС, 2008. — 350 с.

Общая и неорганическая химия. Учебный справочник [Электронный ресурс] . — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2012. — 80 с. — Режим доступа: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=239713>.

Рабинович, В. А. Краткий химический справочник [Текст] / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин ; под общ. ред.: А. А. Потехина, А. И. Ефимова. — Ленинград : Химия, 1991. — 432 с.

Химия [Текст] : большой энциклопедический словарь / гл. ред. И. Л. Кнунянц. — 2-е (репринт.) изд. — Москва : Большая Рос. энциклопедия, 1998. — 792 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ. СПРАВОЧНЫЕ ДАННЫЕ

Таблица П1. Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление		Температура, °С	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,58	11,9	23	2,81	21,1
15	1,68	12,6	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,6
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,76	28,1
20	2,33	17,5	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

Таблица П2. Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	$\Delta G^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta H^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta S^{\circ}298$ КДж/(моль · К)
Ag	0	0	47,69
Ag ₂ O	-10,82	-30,56	121,81
AgCl	-109,7	-127,07	96,07
AgBr	-94,9	-99,16	107,1
AgJ	-66,3	-64,2	144,2
Al	0	0	28,31
Al ₂ O ₃	-1580	-1674	50,94
Al(OH) ₃	-1139,7	-1605,5	85,35
Al ₂ (SO ₄) ₃		-3434,0	239,2
BaO	-528,4	-557,9	70,29
Ba(OH) ₂		-946,1	103,8
BaCO ₃	-1139	-1202	112,1
BaSO ₄	-352	-1465	131,8
Br ₂	3,14	30,92	245,35
Br	0	0	152,3
C (графит)	0	0	5,74
C (алмаз)	2,866	1,897	2,38
CO (г)	-138,1	-110,5	197,4
CO ₂ (г)	-394,1	-396,3	213,6
CA ₄ (г)	-50,6	-74,85	186,19
CCl ₄ (г)	63,95	-106,7	309,7
C ₂ H ₂ (г)	209,2	226,75	200,8
C ₂ H ₄ (г)	68,2	52,28	219,4
C ₂ H ₆ (г)	-32,9	-84,67	229,5
C ₃ H ₈ (г)	-107,15	-104	269,9
C ₃ H ₆ (г)	62,7	20,42	226,9
C ₄ H ₁₀ (г)	-17,15	-124,7	310,0
C ₄ H ₈ (г)	71,5	1,17	307,4
C ₆ H ₆ (г)	129,7	82,93	269,2
C ₆ H ₆ (ж)	124,5	49,0	173,2
CH ₃ OH (ж)	-166,1	-238,6	126,8
C ₂ H ₅ OH (ж)	174,8	-277,6	160,4
CS ₂ (г)	65,06	115,3	237,8

Вещество	$\Delta G^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta H^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta S^{\circ}298$ КДж/(моль · К)
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	-604,2	-635,1	39,70
Ca(OH) ₂ (к)	-896,7	-986,2	76,98
CaCO ₃ (к)	-1128,8	-1206	92,90
CaCl ₂ (к)	-750,2	-785,8	113,8
CaSO ₄ (к)	-1318,3	-1424	106,7
Cd (к)	0	0	51,76
CdO (к)	-125,0	-256,1	54,8
Cd(OH) ₂ (к)	-475,5	-553,2	95,4
CdCl ₂ (к)	-342,6	-389,0	115,3
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1058	-1141	81,1
CrO ₃ (к)	-505,8	-594,5	72,0
Cr(OH) ₃ (к)	-902,5	-1033,9	80,30
Cu (к)	0	0	33,30
CuO (к)	-127	-165,0	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	-359,4	-448,5	79,50
CuSO ₄	-661,9	-771,1	113,3
F ₂ (г)	0	0	202,9
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-244,3	-263,7	58,78
Fe ₂ O ₃ (к)	-741,5	-821,32	89,96
Fe(OH) ₂ (к)	-483,5	-568,0	79,5
Fe(OH) ₃ (к)	-699,6	-824,2	96,2
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (к)		-291,85	44,1
H ₂ O (ж)	-237,2	-285,84	70,1
H ₂ O (г)	-228,4	-241,84	188,8
H ₂ S (г)	-33,3	-20,15	205,64
HF (г)	-296,6	-270,7	173,5
HCl (г)	-95,27	-92,3	186,7
HB (г)	-53,5	-35,98	198,5
HJ (г)	1,3	25,4	206,3
HNO ₃ (ж)	-110,4	-173,2	156,16
H ₃ PO ₄ (к)	-1129	-1283,6	176,15
H ₂ SO ₄ (ж)	-690,3	-805,0	156,9
J ₂ (г)	19,37	62,24	260,6
J ₂ (к)	0	0	116,7
KOH (к)		-425,9	59,41
LiOH (к)	-443,9	-487,8	42,70
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	-569,4	-601,2	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	-833,8	-824,7	63,14
MgCO ₃ (к)	-102,9	-1096	65,69
MgSO ₄ (к)	-1173,7	-1279	91,63
MnO ₂ (к)	-466,1	-519,4	53,14
Mn(OH) ₂ (к)	-616,4	-693,7	88,28
MnCl ₂ (к)	-441,4	-468,6	117,15

Вещество	$\Delta G^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta H^{\circ}298$ КДж/моль	$\Delta S^{\circ}298$ КДж/(моль · К)
N ₂ (г)	0	0	191,5
NH ₃ (г)	-16,7	-46,9	192,5
N ₂ H ₄ (г)	149,2	50,4	121,3
NH ₄ OH (р)	-254,2	-361,2	165,4
NH ₄ Cl (к)	-203,9	-315,4	94,56
(NH ₄) ₂ SO ₄ (к)	-900,3	-1179,3	220,3
NO (г)	86,7	90,37	210,6
NO ₂ (г)	51,8	33,50	240,45
N ₂ O ₄ (г)	98,28	9,66	304,3
NaF (к)	-543,5	-570,3	51,3
NaCl (к)	-384,9	-410	72,8
NaBr (к)	-347,7	-359,8	83,7
NaJ (к)	-284,5	-287,9	92,2
NaOH (к)	-381,1	-427,8	64,18
Na ₂ SO ₄ (к)	-1267	-1384	149,4
Na ₂ CO ₃ (к)	-1048	-1129	136,0
Ni (к)	0	0	29,86
NiO (к)	-216,5	-239,5	38,0
Ni(OH) ₂ (к)	-453,1	-538,0	79,5
O (г)	231,7	249,18	169,95
O ₂ (г)	0	0	205,0
O ₃ (г)	163,4	142,3	238,8
PH ₃ (г)	13,4	5,4	210,2
Pb (к)	0	0	64,9
PbBr ₂ (к)	-260,4	-277,0	161,4
PbCl ₂ (к)	-314,0	-359,1	136,4
PbJ ₂ (к)	-173,8	-175,1	176,4
PbS (к)	-92,7	-94,8	92,2
PbSO ₄ (к)	-811,2	-918,1	147,28
PbO (к)	-188,5	-217,8	69,45
PbO ₂ (к)	-219,0	-276,6	76,44
SO ₂ (г)	-300,4	-296,9	248,1
SO ₃ (г)	-370,4	-395,2	256,23
SiO ₂ (α-кварца)	-847,2	-853,3	42,09
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	-318,2	-349,0	43,5
Zn(OH) ₂ (к) ₂	-554,4	-642,2	84,9
ZnS (к)	-239,8	-201	57,7
ZnSO ₄ (к)	-870,7	-978,2	124,6

Таблица ПЗ. Плотность растворов некоторых солей

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/мл						
	NaCl	KCl	NH ₄ Cl	(NH ₄) ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O
1	1,007	1,005	1,001	1,004	1,009	1,007	1,004
2	1,014	1,011	1,004	1,010	1,019	1,016	1,008
3	1,022	1,017	1,008	1,016	1,029	1,026	1,012
4	1,029	1,024	1,011	1,022	1,040	1,035	1,016
5	1,036	1,030	1,014	1,028	1,050	1,044	1,020
6	1,044	1,037	1,017	1,034	1,061	1,053	1,024
7	1,051	1,043	1,020	1,040	1,072	1,063	1,028
8	1,058	1,050	1,023	1,046	1,083	1,072	1,032
9	1,065	1,056	1,026	1,051	1,094	1,082	1,036
10	1,073	1,063	1,029	1,057	1,105	1,091	1,040
11	1,081	1,070	1,031	1,063	1,117	1,101	1,044
12	1,089	1,077	1,034	1,060	1,129	1,111	1,048
13	1,096	1,083	1,037	1,075	1,140	1,121	1,052
14	1,104	1,090	1,040	1,081	1,152	1,131	1,056
16	1,119	1,104	1,046	1,092	1,176	1,141	1,064
18	1,135	1,113	1,051	1,104	1,201	–	1,072
19	1,143	1,126	1,054	1,109	1,213	–	1,077
20	1,151	1,133	1,057	1,115	1,226	–	1,081
21	1,159	1,140	1,059	1,121	1,239	–	1,085
22	–	–	1,062	1,127	1,252	–	–
24	–	–	1,067	–	1,257	–	–
26	–	–	1,073	–	1,306	–	–
28	–	–	–	–	1,333	–	–

Таблица П4. Плотность растворов серной кислоты, г/мл

ω, %	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	22
ρ	1,012	1,025	1,038	1,052	1,066	1,080	1,095	1,109	1,124	1,139	1,155
ω, %	24	26	28	30	32	34	36	38	40	42	44
ρ	1,170	1,186	1,202	1,219	1,235	1,252	1,268	1,286	1,303	1,321	1,337
ω, %	46	48	50	52	54	56	58	60	62	64	66
ρ	1,357	1,376	1,395	1,415	1,435	1,456	1,477	1,498	1,520	1,542	1,565
ω, %	68	70	72	74	76	78	80	82	84	86	88
ρ	1,587	1,611	1,634	1,657	1,681	1,704	1,727	1,749	1,769	1,802	1,814

Таблица П5. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов (t = 25 °C)

Вещество	K	Вещество	K
HCOOH	$K = 1,77 \cdot 10^{-4}$	H ₃ BO ₄	$K = 5,8 \cdot 10^{-10}$
CH ₃ COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$		$K = 1,8 \cdot 10^{-13}$
HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-10}$		$K = 1,6 \cdot 10^{-14}$
H ₂ CO ₃	$K = 4,45 \cdot 10^{-7}$	H ₂ O	$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$
	$K = 4,8 \cdot 10^{-11}$	NH ₄ OH	$K = 1,79 \cdot 10^{-5}$
HF	$K = 6,61 \cdot 10^{-4}$	Al(OH) ₃	$K = 1,38 \cdot 10^{-9}$
HNO ₂	$K = 4 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	$K = 4,4 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SO ₃	$K = 1,7 \cdot 10^{-2}$		$K = 1,5 \cdot 10^{-9}$
	H ₂ S	$K = 6,3 \cdot 10^{-8}$	Ca(OH) ₂
		$K = 1,1 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₂

Вещество	К	Вещество	К
H ₂ SiO ₃	K = 1,3 · 10 ⁻¹⁰ K = 2 · 10 ⁻¹²	Fe(OH) ₃	K = 1,82 · 10 ⁻¹¹ K = 1,35 · 10 ⁻¹²
H ₃ PO ₄	K = 7,5 · 10 ⁻³ K = 6,31 · 10 ⁻⁸ K = 1,3 · 10 ⁻¹²	Cu(OH) ₂	K = 3,4 · 10 ⁻⁷
		Ni(OH) ₂	K = 2,5 · 10 ⁻⁵
		Cr(OH) ₃	K = 1 · 10 ⁻¹⁰
HAiO ₂	K = 6 · 10 ⁻¹³	Ag(OH)	K = 1,1 · 10 ⁻⁴
		Pb(OH) ₂	K = 9,6 · 10 ⁻⁴

Таблица П6. Показатели, нормируемые ГОСТами и ТУ для некоторых нефтепродуктов

Нефтепродукт	Температура застывания, °С	Плотность	Коэффициент рефракции	Йодное число, г/100 г	Кислотное число, мг/г	Вязкость, сп
Бензин	Нет свед.	0,7—0,8	1,38—1,41	Нет свед.	400 мг/100 мл	0,53
Керосин	Нет свед.	0,81—0,84	Нет свед.	Нет свед.	Нет свед.	1,8—1,9
Нефть	Нет свед.	0,73—0,94	Нет свед.	Нет свед.	Нет свед.	Нет свед.
Бензол	Нет свед.	0,88	1,501	Нет свед.	Нет свед.	0,65
Масло	-15 - -30	0,91—0,97	1,47—1,48	119—144	0,4—2,25	51,6—84
Уайт-спирит	Нет свед.	Нет свед.	1,42—1,44	Нет свед.	Нет свед.	Нет свед.
Толуол	Нет свед.	0,867	1,4969	Нет свед.	Нет свед.	0,59
Октан	Нет свед.	Нет свед.	1,3975	Нет свед.	Нет свед.	Нет свед.

Таблица П7. Некоторые физические константы

Константа	Обозначение	Значение
Авогадро постоянная	<i>N_A</i>	6.022 · 10 ²³ моль ⁻¹
Газовая постоянная	<i>R</i>	8,314 Дж · К ⁻¹
Фарадея постоянная	<i>F</i>	96484 Кл · моль ⁻¹

Таблица П8. Соотношения между некоторыми внесистемными единицами и СИ

Величина	Единица измерения	Эквивалент в СИ
Длина	Микрон или микрометр (мкм)	1 · 10 ⁻⁵ м
	Ангстрем (Å)	1 · 10 ⁻¹⁰ м
Давление	Атмосфера (атм)	1,013 · 10 ⁵ Па
	Миллиметр ртутного столба (мм рт. ст.)	133,322 Па
Энергия, работа, количество теплоты	Электронвольт (эВ)	1,60 · 10 ⁻¹⁹ Дж
	Калория (кал)	4,184 Дж
	Килокалория (ккал)	4184 Дж
Температура	°С	(°С + 273,16) К