

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«ПЕНЗЕНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

ПЕНЗА 2016

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Пензенский государственный университет» (ПГУ)

Общая и неорганическая химия

Лабораторный практикум

Составители:

Ю. П. Перелыгин, И. Г. Кольчугина,
Т. К. Семченко, С. В. Кабанов

Под редакцией Ю. П. Перелыгина

Пенза
Издательство ПГУ
2016

УДК 546
О-28

Р е ц е н з е н т

доктор медицинских наук, профессор,
заведующая кафедрой «Общая и клиническая фармакология»
Пензенского государственного университета
И. Я. Мусеева

Общая и неорганическая химия : лаб. практикум / сост.:
О-28 Ю. П. Перелыгин, И. Г. Кольчугина, Т. К. Семченко, С. В. Кабанов ; под ред. Ю. П. Перелыгина. – Пенза : Изд-во ПГУ, 2016. – 100 с.

Приводятся рекомендации по выполнению лабораторных и практических работ по некоторым разделам общей и неорганической химии.

Работа подготовлена на кафедре «Химия» Пензенского государственного университета в соответствии с требованиями ФГОС 3+ и предназначена для студентов, обучающихся по специальности «Фармация».

УДК 546

© Пензенский государственный
университет, 2016

*Медик без довольного познания химии
совершенен быть не может.*

М. В. Ломоносов

Правила работы студентов в химической лаборатории

Порядок работы и оформления отчета

Лабораторные работы по общей химии проводят в специально оборудованной химической лаборатории. Выполнение работ связано с использованием оборудования, химической посуды и реактивов, способных нанести травмы при неумелом обращении. Поэтому от студентов требуется работать аккуратно и внимательно, строго соблюдать «Правила техники безопасности».

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

- предварительно повторить теоретический материал соответствующей темы по учебнику и конспекту лекций и ознакомиться с содержанием лабораторной работы;
- проверить наличие на лабораторном столе необходимого оборудования и реактивов для данной работы или опыта;
- уяснить и точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве;
- соблюдать все меры предосторожности, указанные в инструкции или сообщенные преподавателем устно;
- внимательно следить за ходом опыта. В случае неудачной постановки опыта следует обратиться к преподавателю;
- все записи наблюдений делать сразу же после окончания опыта в лабораторном журнале;
- после окончания работы вымыть использованную посуду и привести в порядок рабочее место.

Отчет о выполнении лабораторной работы должен содержать следующие сведения:

- 1) номер работы и ее название;

- 2) дату выполнения работы;
- 3) цель работы;
- 4) номер и название опыта;
- 5) рисунки и схемы используемых приборов;
- 6) наблюдения;
- 7) уравнения протекающих реакций;
- 8) расчеты, таблицы, графики;
- 9) выводы.

Отчет о проведенной работе проверяет и подписывает преподаватель.

Реактивы и обращение с ними

При пользовании реактивами необходимо соблюдать следующие правила:

- растворы и твердые вещества для проведения опытов необходимо брать в таком количестве и такой концентрации, как это указано в инструкции. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве;
- все склянки с растворами и сухими веществами держать закрытыми, открывать их только во время употребления;
- не путать пробки от склянок, а также пипетки для взятия реактивов;
- при пользовании пипетками следить за тем, чтобы кончик пипетки не касался внутренних стенок пробирки. В случае загрязнения пипетки промыть ее дистиллированной водой;
- излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят;
- после употребления реактива склянку ставить на место;
- просыпанные и пролитые реактивы необходимо сразу убрать, а стол – вымыть;
- нельзя пробовать вещества на вкус. Все реактивы в той или иной степени ядовиты;
- остатки солей серебра, а также концентрированных кислот и щелочей выливать в специальные емкости, находящиеся в вытяжных шкафах.

Техника безопасности при работе в химической лаборатории

1. Лабораторный стол содержать в чистоте и порядке, не загромождать лишними предметами, в том числе портфелями и сумками.

2. Пользоваться только чистой химической посудой.
3. Аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. Остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щетки.
4. Все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу.
5. Не выполнять дополнительных опытов без разрешения преподавателя.
6. При определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25–30 см от лица, направляя к себе струю газа движениями ладони.
7. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.
8. При разбавлении кислот их приливать в воду, а не наоборот.
9. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону находящихся рядом людей.
10. Запрещается принимать пищу в химической лаборатории, пить воду из лабораторной посуды, курить.
11. По окончании работы выключить из сети все электроприборы и убрать рабочее место.
12. Обо всех несчастных случаях немедленно сообщить преподавателю или лаборанту.

Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории

Раны. В химических лабораториях наиболее часты ранения при порезах стеклом. В этом случае надо внимательно осмотреть рану и удалить остатки стекла ватой, смоченной спиртом или раствором перманганата калия, очистить поверхность вокруг раны от грязи и крови, обработать края раны йодной настойкой. Если кровь продолжает сочиться, применить кровоостанавливающее средство – раствор пероксида водорода. Наложить на рану стерильную салфетку и плотно забинтовать ее.

Термические ожоги. При небольших ожогах горячими предметами пораженный участок обработать раствором перманганата калия или 96 %-го этилового спирта, делая примочки в течение 2–3 мин. Затем смазать обожженное место глицерином или мазью от ожогов. При сильных ожогах на пораженный участок наложить нетугую сухую повязку из стерильного бинта, а пострадавшего немедленно доставить к врачу.

Ожоги концентрированными кислотами. При попадании концентрированных кислот на руки и лицо пораженный участок немедленно промыть в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем приложить ватный тампон, смоченный 2 %-м раствором гидрокарбоната натрия (питьевой соды).

При ожогах полости рта кислотами после промывки проточной водой необходимо несколько раз прополоскать рот раствором гидрокарбоната натрия.

При попадании капель кислоты в глаза промыть в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем 2 %-м раствором гидрокарбоната натрия. После оказания помощи пострадавшего направить на консультацию в медицинское учреждение.

Ожоги концентрированными щелочами. При попадании растворов щелочей на кожу пораженный участок немедленно промыть в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем сделать примочку 2 %-м раствором уксусной кислоты.

При поражении глаз щелочами необходимо в течение 15–20 мин промывать их фонтанчиком проточной воды, а затем ополоснуть 2 %-м раствором борной кислоты.

Лабораторные работы

Лабораторная работа № 1

Классы неорганических соединений

Цели работы: приобретение навыков составления формул веществ по названиям и названий по формулам; экспериментальное определение свойств некоторых классов неорганических соединений.

Общие сведения

Все неорганические соединения можно разделить на четыре класса: бинарные соединения, кислоты, основания, соли.

Класс бинарных соединений. Систематические названия бинарных соединений (т.е. состоящих из двух элементов) состоят из слова, образованного от латинского корня – названия электроотрицательного элемента – с суффиксом -ид, и русского слова – названия электроположительного элемента в родительном падеже. Например, Al_2O_3 – оксид алюминия, где -окс- – корень слова «оксигениум» – латинского названия кислорода: CaC_2 – карбид кальция; Na_3N – нитрид натрия; RbF – фторид рубидия; KH – гидрид калия и т.д.

Наиболее распространена большая группа бинарных соединений – оксиды. Это соединения с кислородом, в которых валентность кислорода равна двум. Если элемент обладает переменной валентностью и с кислородом образует несколько соединений, то в этом случае после названия оксида в скобках указывается валентность элемента, образующего оксид: Cu_2O – оксид меди (I); CuO – оксид меди (II). Классификация оксидов может быть представлена схемой (рис. 1).

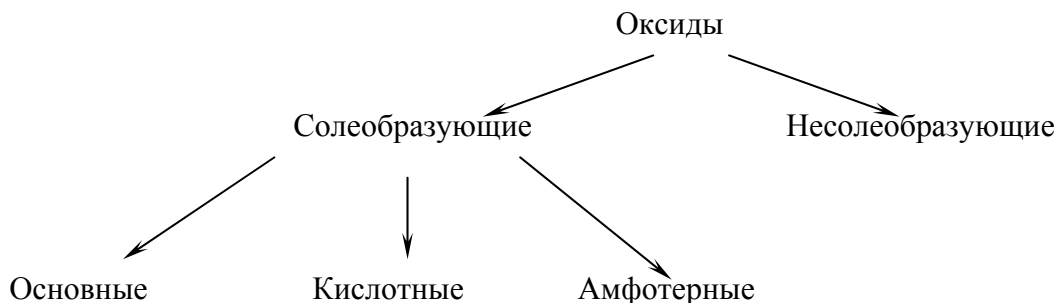


Рис. 1

Основные оксиды при взаимодействии с кислотными оксидами образуют соли. Основным оксидам соответствуют основания (гидроксиды). Например, оксиду калия K_2O соответствует основание KOH – гидроксид калия; оксиду CaO – основание $Ca(OH)_2$ и т.д.

Кислотные оксиды образуют соли при взаимодействии с гидроксидами и с основными оксидами, а присоединяя воду, образуют кислоты. Например, оксид кремния SiO_2 – кремниевую кислоту H_2SiO_3 ; оксид азота (V) N_2O_5 – азотную кислоту HNO_3 .

Амфотерные оксиды образуют соли при взаимодействии и с кислотами, и с гидроксидами. Им соответствуют амфотерные гидроксиды. К амфотерным оксидам относятся ZnO , Al_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO , Cr_2O_3 и т.п.

Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с гидроксидами. К ним относятся NO , CO , N_2O и др.

Класс кислот. Молекулы кислот содержат атомы водорода и кислотного остатка (табл. 1). По наличию атомов кислорода кислоты делятся на кислородосодержащие и бескислородные.

Таблица 1

Формула кислоты	Название кислоты	Формула аниона	Название аниона
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
H_3BO_3	Борная (ортоборная)	BO_3^{3-}	Борат (ортоборат)
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Йодоводородная	I^-	Йодид
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат
$HMnO_4$	Марганцовая	MnO_4^-	Перманганат
H_3AsO_4	Мышьяковая	AsO_4^{3-}	Арсенат
H_3PO_4	Ортофосфорная	PO_4^{3-}	Фосфат (ортофосфат)
H_2SO_4	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Серноводородная	S^{2-}	Сульфид
H_2CO_3	Угльная	CO_3^{2-}	Карбонат
HCl	Хлороводородная	Cl^-	Хлорид
$HClO_4$	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
$HClO_3$	Хлорноватая	$HClO_3^-$	Хлорат
H_2CrO_4	Хромовая	CrO_4^{2-}	Хромат
HCN	Циановодородная	CN^-	Цианид

Названия бескислородных кислот даются так: HCl – хлороводород; H_2S – сероводород и т.д. Традиционные названия кислородосодержащим кислотам дают по наименованию атома-кислотообразователя (угольная кислота, где углерод – кислотообразователь) и т.п. Если кислотообразователь имеет различные степени окисления, то высшей из них соответствует суффикс -н(ая) или -ов(ая), а низшей – -ист(ая). Например HNO_3 – азотная, а HNO_2 – азотистая кислота.

Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, содержащих по одному атому данного элемента в молекуле, то название кислоты с наименьшим числом атомов кислорода снабжается приставкой мета-, а с наибольшим – орто-. Например, HPO_4 – метафосфорная, а H_3PO_4 – ортофосфорная кислота.

Класс оснований. Молекулы оснований (гидроксидов) состоят из одного атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (OH^-). Основания бывают:

1) растворимые в воде – щелочи, наиболее важные из которых – NaOH – гидроксид натрия, KOH – гидроксид калия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция;

2) нерастворимые в воде.

Основания взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями.

Класс солей. Соли – это продукты частичного или полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или частичного или полного замещения гидроксогрупп в молекуле гидроксида кислотными остатками (рис. 2).

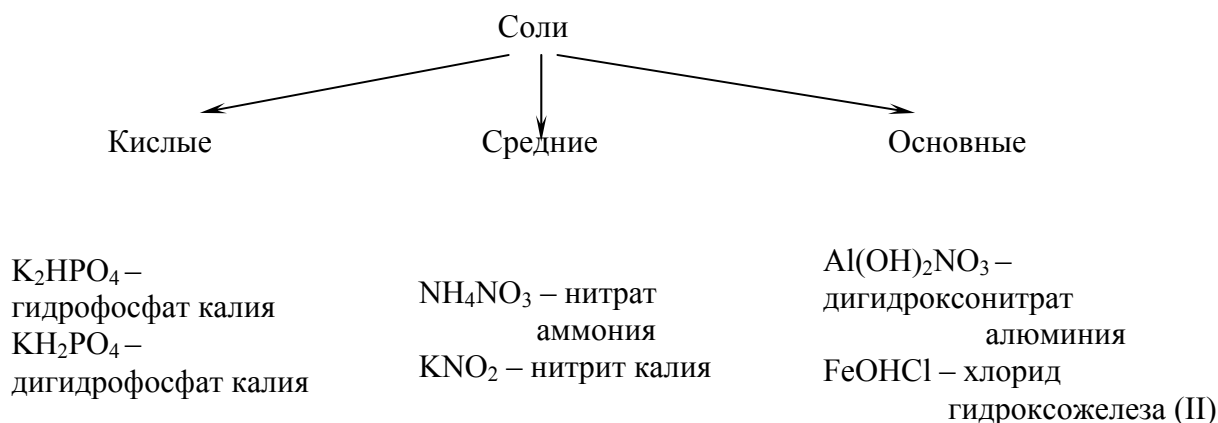


Рис. 2

Экспериментальная часть

Реагенты: сера, стружка магния, раствор KOH , растворы солей: CuSO_4 , NiSO_4 , NiCl_2 , FeCl_3 , NaCl , Na_2CO_3 , ZnSO_4 . Индикаторы: лакмус и фенолфталеин.

Оборудование: пробирки, колбы, железная ложечка, пинцет, спиртовка.

Опыт 1. Получение оксида серы (IV) и сернистой кислоты.

Налить в коническую колбу немного дистиллированной воды. Нагреть в железной ложечке на спиртовке серу до воспламенения и опустить ложечку в колбу, не касаясь воды, прикрыв колбу крышкой. После сгорания серы убрать ложечку и, оставив крышку, перемешать содержимое колбы. Испытать полученный раствор индикатором (лакмусовая бумага, метиловый оранжевый). Как изменяется цвет индикатора?

- Запишите уравнения реакций. Охарактеризуйте полученную кислоту.

Опыт 2. Получение оксида магния и его гидроксида.

Взять пинцетом немного стружки магния и поджечь ее на спиртовке. После сгорания поместить стружку в пробирку с водой и перемешать. Испытать полученный раствор фенолфталеином.

- Что наблюдаете? Запишите уравнения проводимых реакций.

Опыт 3. Получение нерастворимого в воде основания (гидроксида).

На лабораторном столе выбрать два раствора соли того металла, основания которых будут нерастворимы.

Налить немного растворов этих солей в две пробирки и добавить в каждую раствор щелочи – KOH.

- Опишите характер и цвет получившихся осадков.
- Запишите уравнение реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Получение нерастворимой соли реакцией обмена.

Выбрать на лабораторном столе такую пару реактивов, при взаимодействии которых образуются нерастворимые соли. Прodelать данный опыт в пробирке.

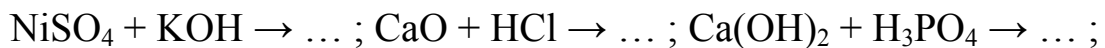
- Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В каком случае могут получиться кислые или основные соли?

Вопросы для защиты работы

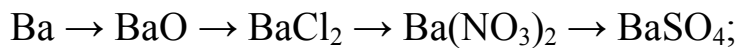
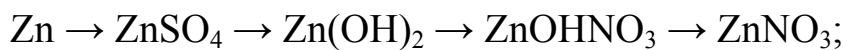
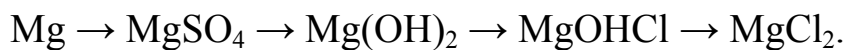
1. Дайте названия следующим соединениям: Na_2S ; NaHS ; NaNH_2 ; HMnO_4 ; BaTiO_3 ; $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$; Na_2ZnO_2 ; HN_4Cl ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$; H_2CrO_4 ; KHSO_3 .

К каким классам неорганических соединений они относятся?

2. Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах:



3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



4. Какие бывают кислоты?

5. Какие бывают соли?

Лабораторная работа № 2

Расчет и приготовление растворов

Цели работы: освоение методики расчета и приготовления растворов определенной концентрации; приобретение навыков работы по приготовлению растворов различной концентрации с использованием необходимой мерной посуды.

Общие сведения

Раствором называется гомогенная система (твердая, жидкая, газообразная), состоящая из двух или более компонентов, относительные количества которых могут изменяться в широких пределах.

Отношение количества растворенного вещества к массе (или объему) раствора (или растворителя) указывает на концентрацию раствора, которая выражается различными способами.

Процентная концентрация показывает, сколько единиц массы растворенного вещества содержится в 100 единицах массы раствора. Зависимость между процентной концентрацией раствора (C), массой растворенного вещества (m_1) и массой раствора (m) выражается соотношением

$$C\% = 100 \frac{m_1}{m}. \quad (1)$$

Масса раствора равна произведению объема раствора (V) на его плотность (ρ), тогда:

$$C\% = \frac{m_1}{\rho V} 100 \%. \quad (2)$$

Молярная концентрация раствора показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Молярная концентрация (моль/л) выражается формулой

$$C_M = \frac{m_1}{MV}, \quad (3)$$

где m_1 – масса растворенного вещества, г; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объем раствора, л.

Нормальная концентрация, или молярная концентрация эквивалента, показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора (моль-экв/л):

$$C\left(\frac{1}{z} X\right) = C_H = \frac{m_1}{M_z V}, \quad (4)$$

где M_2 – молярная эквивалентная масса растворенного вещества, моль-экв; V – объем раствора, л.

Моляльная концентрация раствора показывает число молей растворенного вещества, приходящееся на 1 кг растворителя (моль/кг):

$$C_m = \frac{m_1}{Mm_2}, \quad (5)$$

где m_2 – масса растворителя, кг; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Молярная доля вещества в растворе (N_i) равна отношению числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, содержащихся в растворе:

$$N_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^n n_i},$$

где n_i – число молей вещества в растворе; $\sum_{i=1}^n n_i$ – сумма молей всех веществ, находящихся в растворе.

Рассмотрим расчеты определения количества воды и веществ для приготовления различных растворов.

Раствор с точно известной концентрацией может быть получен растворением навески вещества в известном объеме или установлением концентрации по другому раствору, который заранее стандартизирован. В первом случае получается раствор с приготовленным титром, во втором – с установленным титром. Навеска – порция вещества, точно взвешенная на весах. **Титр** – способ выражения концентрации, показывающий массу вещества, соответствующую 1 мл раствора титранта.

Растворы с известной концентрацией (приготовленным титром), которые служат для определения концентрации других растворов, называются стандартными или рабочими. Это некоторые растворы кислот, щелочей, солей.

Способы их приготовления:

- 1) из точной навески (масса, взвешенная на аналитических весах);
- 2) из неточной навески (масса, взвешенная на технических весах);
- 3) разбавлением (добавлением воды к более концентрированному раствору).

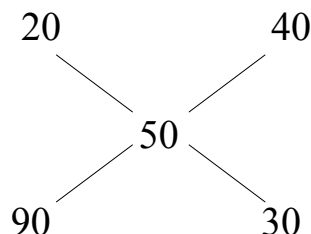
Растворы из точной навески можно приготовить для немногих веществ, которые должны отвечать следующим требованиям: химиче-

ски чистое вещество, постоянный состав, устойчивость вещества на воздухе и в растворе. К ним относятся: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – щавелевая кислота, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ – тетраборат натрия, бура, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия и др.

Приготовление раствора
с определенной процентной концентрацией
из растворов с различными процентными концентрациями

Пример 1. Сколько граммов 20 %-го раствора КОН надо прибавить к 250 г 90 %-го раствора, чтобы получить 50 %-й раствор КОН?

Концентрации исходных растворов (20 и 90) записываем в двух углах левой стороны квадрата. На пересечении диагоналей записываем значение концентрации, которую нужно получить (50). Затем в направлении диагоналей производим вычитание из большей концентрации меньшей и полученные разности записываем в двух других углах квадрата:



Числа 40 и 30 показывают, в каком соотношении должны быть смешаны исходные растворы.

Следовательно, на 40 весовых частей 20 %-го раствора нужно взять 30 весовых частей 90 %-го раствора, т.е. смешать их в соотношении 40:30. Массы исходных растворов, необходимые для приготовления, обратно пропорциональны разностям между концентрацией смеси и концентрациями исходных растворов:

$$\frac{x}{250} = \frac{40}{30}; \quad x = \frac{1000}{3} = 333,3 \text{ г.}$$

Ответ: для получения 50 %-го раствора КОН к 250 г 90 %-го раствора надо прибавить 333,3 г 20 %-го раствора КОН.

Приготовление растворов с массовой долей
(процентной концентрацией)

Пример 2. Как приготовить 500 г раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ с $C\% = 10\%$?

$$C\% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} 100\%.$$

1. Определяем массу $C_6H_{12}O_6$ согласно формуле

$$m_{\text{в-ва}} = \frac{C m_{\text{р-ра}}}{100 \%} = \frac{10 \cdot 500}{100} = 50 \text{ г.}$$

2. Определяем массу воды согласно формуле

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}};$$

$$m(H_2O) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 500 - 50 = 450 \text{ г.}$$

Согласно формуле $\rho = \frac{m}{V}$, где ρ – плотность, m – масса, V – объем, определяем $V(H_2O)$:

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \frac{450}{1} = 450 \text{ мл.}$$

Ответ: чтобы приготовить 500 г раствора $C_6H_{12}O_6$ с $C = 10 \%$, нужно отвесить на весах 50 г вещества, отмерить мерной посудой 450 мл воды. Все это поместить в стакан (колбу) и перемешать стеклянной палочкой. С помощью ареометра определить плотность полученного раствора и по табл. 2 уточнить его концентрацию.

Таблица 2

Массовая доля, %	Na_2CO_3	$NaCl$	$C_6H_{12}O_6$
1	1,0086	1,0053	1,0021
2	1,0190	1,0125	1,0060
4	1,0398	1,0268	1,0139
6	1,0606	1,0413	1,0219
8	1,0816	1,0559	1,0299
10	1,1029	1,0707	1,0381
12	1,1244	1,0857	1,0465

Приготовление раствора определенной концентрации из раствора с другой концентрацией

Пример 3. Как приготовить 100 мл 0,25 М раствора $MgSO_4$ из 1 н. раствора $MgSO_4$?

1. Рассчитаем массу вещества, содержащегося в 100 мл = 0,1 л 0,25 М раствора.

Воспользуемся формулой

$$C_M = \frac{m_1}{MV}; \quad M_{MgSO_4} = 120 \text{ г/моль};$$

$$m_1 = C_M MV = 0,25 \cdot 120 \cdot 0,1 = 3 \text{ г.}$$

2. Рассчитаем, какой объем MgSO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1 н. необходимо взять для приготовления требуемого раствора.

$$f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/z = 1/2;$$

$$M_3(\text{MgSO}_4) = \frac{120 \text{ г/моль}}{2} = 60 \text{ г/моль}.$$

$$C\left(\frac{1}{2}\text{MgSO}_4\right) = \frac{m_1}{M_3 V},$$

$$V = \frac{m_1}{M_3 C\left(\frac{1}{2}\text{MgSO}_4\right)} = \frac{3}{60 \cdot 1} = 0,05 \text{ л} = 50 \text{ мл}.$$

Ответ: чтобы приготовить 100 мл 0,25 М раствора MgSO_4 из 1 н. раствора MgSO_4 , нужно отмерить бюреткой 50 мл раствора MgSO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1 н., перенести раствор в мерную колбу на 100 мл, а затем довести объем раствора дистиллированной водой до метки.

Экспериментальная часть

Оборудование: мерные цилиндры, пипетки, бюретки, мерные колбы, химические стаканы, технические весы, ареометр, колба, мензурка, стакан, воронка, пробирка, стеклянная палочка и трубка (рис. 3).



Пипетки

Бюретка

Мерная колба

Коническая колба

Рис. 3

Реагенты: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, хлорид натрия, сульфат меди и никеля.

Опыт 1. Приготовление 250 г 6 %-го раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Провести опыт в такой последовательности:

- 1) произвести расчет, определяя необходимое количество H_2O и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ для приготовления раствора;
- 2) взвесить рассчитанную навеску на техномических весах с точностью до 0,01 г;

3) перенести навеску в химический стакан и растворить в рассчитанном количестве воды;

4) перелить полученный раствор в цилиндр и ареометром измерить его плотность. По табл. 2 найти его концентрацию в процентах;

5) вычислить молярность и нормальность полученного раствора.

Опыт 2. Приготовление 100 мл физиологического раствора – раствора NaCl 0,9 % ($\rho = 1,0053$ г/мл) из 1 М раствора NaCl.

Провести опыт в такой последовательности:

1) произвести расчет, определяя необходимый объем NaCl для приготовления раствора;

2) отмерить бюреткой необходимый объем раствора NaCl;

3) перенести раствор в мерную колбу;

4) довести объем раствора дистиллированной водой до необходимой метки;

5) ареометром измерить его плотность;

6) вычислить молярность и нормальность полученного раствора.

Опыт 3. Приготовление растворов с заданными концентрациями.

При дальнейшем выполнении экспериментальной работы каждый студент самостоятельно решает задачи и готовит растворы согласно приведенным ниже вариантам, указанным преподавателем:

- Рассчитайте объемы и массы веществ, необходимых для приготовления:

- 250 мл 10 %-го раствора CuSO_4 ($\rho = 1,107$ г/мл) исходя из $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;

- 200 мл 0,1 М раствора NiSO_4 ($\rho = 1,02$ г/мл) исходя из $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;

- 100 мл физиологического раствора – раствора NaCl 0,9 % ($\rho = 1,0053$ г/мл) из сухого NaCl;

- 100 мл 3 %-го раствора NaCl из 1 М раствора NaCl;

- 100 мл 0,01 н. раствора NaCl из 1 М раствора NaCl.

При защите данной лабораторной работы студент представляет выполненные расчеты своего варианта.

Плотности водных растворов (г/см³) при 20 °С для ряда веществ представлены в табл. 2.

Вопросы для защиты работы

1. Какие системы называются растворами?
2. Привести примеры твердых, жидких и газообразных растворов.
3. Какие эффекты сопровождают образование растворов?
4. Какие виды концентраций вам известны?
5. Опишите основные виды химической посуды.
6. Что показывает титр раствора?

Лабораторная работа № 3

Химическое равновесие

Цели работы: выяснение зависимости химического равновесия от концентрации реагирующих веществ; наблюдение обратимости смещения химического равновесия.

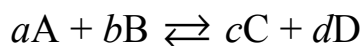
Общие сведения

Понятие состояния химического равновесия применимо только к обратимым реакциям, т.е. к тем, которые могут протекать одновременно в прямом и обратном направлениях.

Химическое равновесие – это состояние системы, в котором прямая и обратная реакции протекают с одинаковой скоростью. При этом концентрации веществ остаются неизменными – создается впечатление, что в системе не происходит никакого движения, поэтому состояние равновесия часто называют квазистационарным. Однако и прямая, и обратная реакции протекают, причем сколько вещества вступает в реакцию в единицу времени в ходе прямой реакции, столько же образуется его в единицу времени в ходе обратной реакции.

Состояние химического равновесия характеризуется константой равновесия.

Например, для гомогенной реакции



выражение для скорости прямой реакции в соответствии с законом действия масс:

$$v_{\text{пр}} = K_{\text{пр}}[A]^a [B]^b,$$

где $K_{\text{пр}}$ – константа скорости прямой реакции; $[A]$ и $[B]$ – концентрации веществ.

Аналогично для обратной реакции:

$$v_{\text{обр}} = K_{\text{обр}}[C]^c [D]^d.$$

Так как в состоянии равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, то

$$K_{\text{пр}}[A]^a [B]^b = K_{\text{обр}}[C]^c [D]^d,$$

отсюда

$$K_{\text{равн}} = K_{\text{пр}} / K_{\text{обр}} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b.$$

Состояние равновесия характеризуется постоянством определяющих его параметров – температуры, концентрации реагирующих веществ, давления. При изменении хотя бы одного из этих параметров

состояние равновесия нарушается: скорость одного из направлений реакции (прямого или обратного) начинает превышать скорость другого направления и концентрации веществ изменяются. Этот процесс будет происходить до тех пор, пока скорости прямой и обратной реакций снова не будут равны и не наступит новое состояние равновесия. При этом говорят, что химическое равновесие сместилось.

В соответствии с **принципом Ле Шателье** при изменении одного из параметров, определяющих состояние химического равновесия, оно (равновесие) смещается в направлении, которое уменьшает внешнее воздействие, т.е. направлено против этого воздействия. Например, при повышении температуры равновесие смещается в эндотермическом направлении реакции, так как в этом случае за счет поглощения тепла температура в системе снизится, что направлено против внешнего воздействия.

Рассмотрим изменение давления. Поскольку давление в системе создается преимущественно газами, то при его снижении равновесие сместится в сторону большего количества газообразных веществ, что будет способствовать определенному повышению давления и опять направлено против воздействия извне.

Возможность протекания химической реакции определяется на основании расчета энергии Гиббса (изобарно-изотермический потенциал)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Это общая движущая сила процесса, представляющая разность энтальпийного (ΔH) и энтропийного ($T\Delta S$) факторов. Критерием возможности протекания процесса (мерой химического сродства) является убыль энергии Гиббса системы ($\Delta G < 0$). Чем отрицательнее ΔG , тем дальше система от состояния химического равновесия и тем более она реакционно-способна. При повышении температуры возрастает роль энтропийного фактора (со знаком минус). Следовательно, возможность протекания реакции при этом условии возрастает.

Если $\Delta G > 0$, то процесс самопроизвольно не пойдет, при $\Delta G = 0$ наступает состояние равновесия. Температура, при которой наступает состояние равновесия, определяется по уравнению

$$T = \Delta H / \Delta S.$$

Константа равновесия химической реакции связана с ΔG следующим уравнением:

$$\lg K_{\text{равн}} = - \Delta G / 2,3RT,$$

где R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/(моль·К)); T – температура, при которой определяется ΔG .

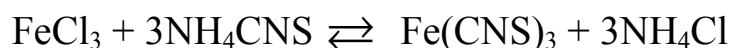
Экспериментальная часть

Реагенты: растворы FeCl_3 – насыщенный и 0,001 н., растворы NH_4CNS – насыщенный и 0,001 н., кристаллический NH_4Cl ; раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – 1М, NaOH – 30 или 40 %, в бюксах – концентрированный раствор аммиака и концентрированный раствор соляной кислоты.

Оборудование: пробирки, колбы, стеклянная трубка с двумя пробками, пинцет и вата.

Опыт 1. Зависимость положения химического равновесия от концентрации реагирующих веществ.

В основе изучения этой зависимости лежит реакция



Образующийся в результате реакции роданид железа окрашен в кроваво-красный цвет, в связи с чем интенсивность окраски позволяет судить о сдвиге химического равновесия.

Для определения зависимости следует:

- 1) слить в одной пробирке 0,001 н. растворы хлорида железа и роданида аммония;
- 2) разлить полученный раствор в четыре пробирки;
- 3) в одну пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, в третью – несколько кристалликов хлорида аммония; четвертую пробирку оставить для сравнения;
- 4) отметить изменение интенсивности окраски в пробирках по сравнению с контрольной. Результаты наблюдений свести в табл. 3.

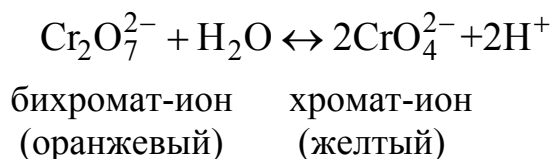
Таблица 3

Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление или усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)

- В конце опыта запишите выражение константы химического равновесия исследуемой реакции. Объясните полученные результаты с точки зрения принципа Ле Шателье.

Опыт 2. Обратимость смещения химического равновесия.

Хромат- и бихромат-ионы в водном растворе находятся в равновесии:



Изменение концентрации H^+ вызывает смещение этого равновесия.

Для проведения опыта следует:

- 1) налить в пробирку 1 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- 2) добавить к раствору по каплям концентрированный раствор щелочи. Наблюдать изменение окраски;
- 3) к желтому раствору добавить по каплям концентрированную серную кислоту, наблюдать появление оранжевой окраски;
- 4) к оранжевому раствору прибавить щелочь и убедиться, что он снова становится желтым.

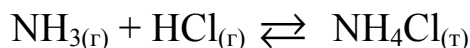
• Объясните наблюдаемые явления с точки зрения принципа Ле Шателье.

Опыт 3. Образование хлорида аммония.

В длинную стеклянную трубку с одного конца положить комочек ваты, смоченный концентрированным раствором аммиака, и закрыть пробкой, с другой стороны трубки положить комочек ваты, смоченный концентрированным раствором соляной кислоты, и закрыть пробкой. (Осторожно, вату брать пинцетом!!!).

Трубку необходимо вращать, и через некоторое время в ней появится белое колечко хлорида аммония, его количество будет увеличиваться.

- Опишите свои наблюдения.
- Вычислите температуру (T) равновесия обратимого процесса



1. Аналитическим методом. Для этого по термодинамическим константам (табл. 4) найдите $\Delta H_{\text{x.p.}}^0$; $\Delta S_{\text{x.p.}}^0$; $\Delta G_{\text{x.p.}}^0$ и температуру, при которой наступит равновесие.

Таблица 4

Термодинамические константы	$\text{NH}_{3(\text{r})}$	$\text{HCl}_{(\text{r})}$	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})}$
ΔH^0 , кДж/моль	-46,19	-92,3	-315,39
S^0 , Дж/(моль·К)	192,5	186,7	94,56

2. Графическим методом. Рассчитайте значения ΔG для разных температур, запишите в табл. 5 и постройте график зависимости энергии Гиббса от температуры.

Таблица 5

T, K	298	500	600	650	700	750
$\Delta G, \text{кДж}$						

Вопросы к защите работы

1. Определите термодинамические условия равновесия. В чем заключается роль энтальпийного и энтропийного факторов?

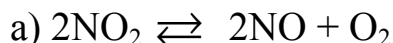
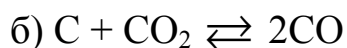
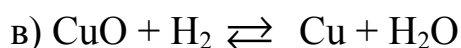
2. Что такое принцип энергетического сопряжения?

3. Приведите примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Что такое гомеостаз и стационарное состояние живого организма?

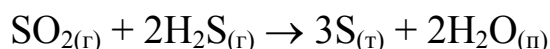
4. Какое состояние называют химическим равновесием? Какие реакции называются обратимыми и необратимыми по направлению реакции? Каков физический смысл константы химического равновесия?

5. Запишите уравнения изотермы и изобары химической реакции.

6. Выведите выражения для констант химического равновесия следующих реакций исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций:



7. Определите, в какую сторону сместится равновесие в реакции:



а) при увеличении концентрации H_2S ;

б) увеличении давления в системе;

в) увеличении общего объема системы.

Лабораторная работа № 4

Растворы электролитов

Цели работы: закрепление теоретических знаний по теме занятия; изучение зависимости степени диссоциации от различных факторов (природы вещества, концентрации, природы растворителя, температуры).

Общие сведения

Электролитами называются вещества, которые в среде с высокой диэлектрической постоянной (вода, спирты и др.) распадаются на ионы. Процесс распада вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Диссоциация веществ на ионы сопровождается взаимодействием ионов с полярными молекулами среды. Если средой является вода, процесс взаимодействия ионов с полярными молекулами воды называется гидратацией.

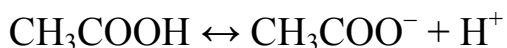
Процесс электролитической диссоциации является обратимым процессом, характеризующимся наличием в момент равновесия не только ионов, но и недиссоциированных молекул. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита называется степенью электролитической диссоциации (α).

По величине степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные, средние и слабые.

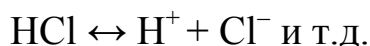
Почти все соли относятся к группе сильных электролитов. Соли – вещества с ионным типом связи, поэтому ионы растворяющихся веществ взаимодействуют с диполями воды и переходят в раствор в виде гидратированных ионов.

При растворении вещества с ковалентной сильно полярной связью (хлороводород, бромоводород, йодоводород) имеет место диполь-дипольное взаимодействие молекул воды и молекул вещества.

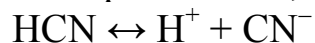
В результате этого взаимодействия происходит гетеролитический разрыв некоторых молекул вещества с образованием гидратированных ионов. Между нераспавшимися молекулами и ионами устанавливается равновесие. Так, уксусная кислота в воде диссоциирует по следующей реакции:



Степень диссоциации зависит как от природы и концентрации вещества, так и от природы растворителя. В водном растворе HCl, HBr, HI являются сильными кислотами. Схема диссоциации их такова:



При растворении вещества с ковалентной неполярной или мало-полярной связью (например, сахар, глюкоза, мочеви́на) образования гидратированных ионов не происходит. В растворе содержатся только молекулы растворенного вещества. В растворе слабого электролита, например HCN, устанавливается равновесие, определяемое уравнением



Применяя к этому равновесию закон действия масс, получаем выражение константы равновесия:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 5 \cdot 10^{-10}.$$

В этом случае константа равновесия, т.е. отношение произведения концентрации ионов к концентрации недиссоциированных молекул слабого электролита в момент равновесия, называется константой электролитической диссоциации.

Все биожидкости организма наряду с неэлектролитами содержат электролиты.

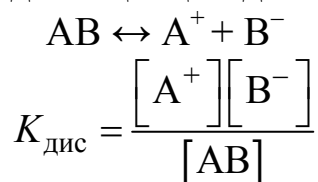
Растворы электролитов являются ионными проводниками (проводниками второго рода). В них наблюдается отклонение от законов Вант Гоффа и Рауля. Вант Гофф ввел в уравнение поправочный изотонический коэффициент i , который показывает, во сколько раз в растворе электролита возрастает количество частиц по сравнению с числом молекул, введенных в раствор ($\pi = IC_{\text{м}}RT$). Величина i тесно связана со степенью диссоциации α .

Для неэлектролитов $\alpha = 0, i = 1$.

Для электролитов $\alpha < 1, i > 0$.

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

Слабые электролиты диссоциируют обратимо, и можно вычислить константу равновесия или диссоциации для процесса диссоциации.



Заменив все концентрации на полную молярную концентрацию C и степень диссоциации α , получим:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}.$$

Если $\alpha \ll 1$, то по закону разведения Оствальда

$$K_{\text{дис}} = C\alpha^2;$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C}}.$$

Сильные электролиты диссоциируют необратимо, и для их характеристики введено понятие «активность» (a), которое учитывает межионное взаимодействие и определяется следующим уравнением:

$$a = \gamma c,$$

где γ – коэффициент активности.

Экспериментальная часть

Реагенты: 0,1 М растворы HCl и CH₃COOH, KOH и NH₄OH, NaCl и сахарозы, мочевины. Вода дистиллированная и водопроводная. Кристаллики бромида меди (II), 0,1 н. растворы соляной и уксусной кислот, растворы сульфата натрия и алюминия, хлорида бария, нитрата свинца, хлорида натрия, йодида калия.

Оборудование: прибор для измерения электропроводности, пробирки, колбы.

Опыт 1. Исследование электропроводности растворов.

1.1. Электролиты и неэлектролиты.

Стакан на 50 мл поочередно наполнить 0,1 М растворами HCl и CH₃COOH, KOH и NH₄OH, NaCl и сахарозы, мочевины, водой дистиллированной и водопроводной. Прибор включить в электрическую цепь и проверить электропроводность. Что называется неэлектролитом и электролитом?

- Запишите уравнения электролитической диссоциации указанных веществ. Объясните различие в поведении веществ в воде.

1.2. *Влияние природы растворителя на процесс диссоциации.* Проверить электропроводность хлороводорода в воде и бензоле.

- Объясните различие в поведении HCl в разных растворителях.

1.3. *Влияние концентрации электролита на электропроводность.*

Налить в стакан концентрированной уксусной кислоты и проверить ее электропроводность. Затем в стакан прибавить дистиллированной воды и снова проверить электропроводность. Постепенно разбавляя кислоту и повторяя опыт, проследить, как меняется электропроводность в зависимости от концентрации.

- Объясните результаты опыта. Сделайте выводы.

Опыт 2. Гидратация ионов меди.

В пробирку налить 0,5 мл ацетона и поместить несколько кристаллов CuBr_2 . Каков цвет полученного раствора? Прибавить по каплям воду в пробирку и следить за изменением окраски.

- Составьте уравнение реакции гидратации иона меди и отметьте цвет гидратированного иона.

Опыт 3. Сравнение химической активности электролитов.

В две пробирки налить по 2 мл 0,1 н. растворов соляной и уксусной кислоты и поместить несколько кристаллов карбоната магния. В какой пробирке процесс идет более энергично?

- Напишите уравнения протекающих реакций. Сделайте вывод.

Опыт 4. Смещение ионного равновесия в растворе слабого электролита.

Равновесие в растворе слабой кислоты.

В две пробирки налить по 2 мл 0,1 М раствора уксусной кислоты и по 3 капли индикатора метилового оранжевого. Отметить окраску растворов.

- Учитывая, что электролитическая диссоциация уксусной кислоты протекает согласно уравнению



составьте уравнение константы электролитической диссоциации и поясните, какими ионами определяются свойства кислот.

В одну пробирку добавить несколько кристаллов NaCH_3COO и сравнить цвета растворов в пробирках.

- Объясните, что произошло с равновесием в растворе уксусной кислоты при добавлении ацетата натрия.

Опыт 5. Ионные реакции.

5.1. Взаимодействие сильных электролитов с образованием осадка.

В две пробирки налить по 1 мл 0,1 М раствора Na_2SO_4 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, прилить по 0,5 мл раствора BaCl_2 .

- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

5.2. Нейтрализация сильной кислоты щелочью.

В пробирку с 0,1 М раствором HCl и универсальным индикатором добавить 0,1 М раствор NaOH до изменения окраски индикатора ($\text{pH} = 7$).

- Запишите уравнение реакции в ионном виде.

Вопросы к защите работы

1. Что показывает изотонический коэффициент Вант Гоффа? В чем заключается его физический смысл?

2. Перечислите основные положения теории электролитической диссоциации (С. Аррениус, И. А. Каблуков).

3. Запишите формулы для расчета ионной силы раствора, коэффициента активности и активности ионов.

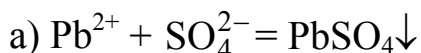
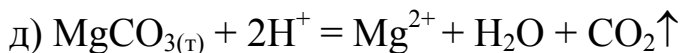
4. Как записывается константа ионизации слабого электролита?

5. Сформулируйте закон разведения Оствальда.

6. Объясните, почему растворы слабых электролитов характеризуют величиной степени диссоциации, растворы сильных электролитов – величиной «кажущейся» степени диссоциации.

7. Какие ионы образуются при растворении в воде следующих соединений: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, RbOH , Na_2HPO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2S , HClO_4 ?

8. Запишите молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими краткими ионными уравнениями:



9. Запишите математическое выражение закона разбавления. Пользуясь зависимостью, определите степень диссоциации уксусной кислоты при следующих концентрациях: 1,0; 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001. Константа диссоциации CH_3COOH равна $1,75 \cdot 10^{-5}$. Постройте на основании произведенного расчета график зависимости α от концентрации.

Лабораторная работа № 5

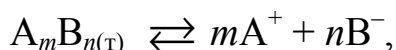
Гетерогенные равновесия

Цели работы: закрепление теоретических знаний по теме занятия; изучение условий образования и растворения осадков малодиссоциирующих веществ.

Общие сведения

Гетерогенные равновесия играют в жизнедеятельности организма важную роль. Один из примеров такого равновесия – это формирование костной ткани в живом организме, неорганическую основу которой составляет фосфат кальция. При неблагоприятных условиях возможны нарушения нормально протекающих процессов, приводящие к патологии и образованию твердой фазы в тканях организма – образование камней в желче- и мочевыводящих системах, отложение уратов при подагре и др. Поэтому изучение гетерогенных равновесий необходимо для понимания закономерностей образования и растворения малорастворимых соединений в живых организмах.

Произведение растворимости. Гетерогенное равновесие «осадок $\rightleftharpoons$ насыщенный раствор» подчиняется правилу произведения растворимости. В насыщенном растворе малорастворимого электролита **произведение концентраций ионов в степени стехиометрических коэффициентов есть величина постоянная при данной температуре.** Для электролита, диссоциация которого описывается уравнением



произведение растворимости записывается в виде:

$$ПР A_mB_n = [A^{+}]^m [B^{-}]^n.$$

Если в насыщенном растворе малорастворимого соединения произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, превышает произведение растворимости:

$$ПР A_mB_n < [A^{+}]^m [B^{-}]^n,$$

то наблюдаются смещение равновесия в сторону образования твердой фазы и выделение осадка.

Если же произведение растворимости не превышено:

$$ПР A_mB_n > [A^{+}]^m [B^{-}]^n,$$

то образования осадка не происходит. Следует отметить, что ПР – величина безразмерная, а концентрации ионов при этом выражаются в моль на литр.

Экспериментальная часть

Реагенты: хлорид железа (III); растворы нитрата свинца, хлороводородной кислоты, хлорида натрия, хлорида кальция.

Оборудование: пробирки и колбы.

Опыт. Гетерогенные равновесия. Образование и растворение осадков.

1. В пробирке смешать 2 мл раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с концентрацией 0,5 моль/л с 6 мл раствора NaCl ($C = 1$ моль/л). Выпавший тяжелый осадок хлорида свинца быстро оседает на дне пробирки. Проверить полноту осаждения осадка, прибавив к жидкости над осадком одну-две капли раствора HCl с концентрацией 2 моль/л. В случае полного осаждения свинца в виде PbCl_2 раствор над осадком не должен мутнеть. Добиться полноты осаждения PbCl_2 . Слить раствор с осадка. Светлый раствор разделить на две части. К одной прибавить две-три капли раствора Na_2SO_4 ($C = 1$ моль/л).

- Наблюдается ли образование осадка сульфата свинца?
- Запишите значения $K_s(\text{PbCl}_2)$ и $K_s(\text{PbSO}_4)^1$, сравните их и объясните наблюдаемое явление.

К другой части насыщенного раствора PbCl_2 прибавить раствор KI ($C = 1$ моль/л).

- Что наблюдается?
- Объясните наблюдения, используя данные по растворимости PbCl_2 и PbI_2 .
- Напишите молекулярно-ионное уравнение наблюдаемых превращений.

2. Отлить в пробирку 2 мл раствора CaCl_2 ($C = 0,5$ моль/л) и прибавить к нему 2 мл раствора $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ той же концентрации.

- Образуется ли осадок кальция оксалата?

Разделить содержимое пробирки вместе с осадком на две части. К одной прибавить 2 мл раствора HCl ($C = 1$ моль/л), а к другой – 1 мл раствора уксусной кислоты той же концентрации.

- В обеих ли пробирках растворился осадок кальция оксалата?

¹ См. приложение учебно-методического пособия: Общая и неорганическая химия : учеб.-метод. пособие / сост.: Ю. П. Перельгин, И. Г. Кольчугина, Т. К. Семченко, С. В. Кабанов ; под ред. Ю. П. Перельгина. – Пенза : Изд-во ПГУ, 2013.

- Объясните результат опыта, используя данные по растворимости оксалата кальция, а также константы кислотности уксусной и щавелевой кислот¹.
- Напишите молекулярно-ионное уравнение наблюдаемых превращений.
- Рассчитайте, образуется ли осадок оксалата кальция, если смешать равные объемы насыщенного раствора хлорида кальция и оксалата натрия с концентрацией 0,2 моль/л.

Вопросы к защите работы

1. Что называется произведением растворимости? От каких факторов оно зависит?
2. На примере какого закона выводится выражение ПР?
3. Напишите выражение ПР карбоната серебра, фосфата кальция. Можно ли с помощью ПР охарактеризовать растворимость этих веществ?
4. Объясните, почему оксалат кальция растворяется в соляной кислоте и не растворяется в уксусной.
5. Каковы условия растворения и образования осадков?
6. Как повлияет на растворимость бромида серебра добавление в раствор бромида натрия?
7. Приведите примеры гетерогенных процессов, возникающих в живых системах при патологии.

¹ См. приложение учебно-методического пособия: Общая и неорганическая химия : учеб.-метод. пособие / сост.: Ю. П. Перельгин, И. Г. Кольчугина, Т. К. Семченко, С. В. Кабанов ; под ред. Ю. П. Перельгина. – Пенза : Изд-во ПГУ, 2013.

Лабораторная работа № 6

Гидролиз солей

Цели работы: приобретение навыков расчета и измерения pH растворов кислот, солей и оснований; выработка навыков составления ионных и молекулярных уравнений гидролиза.

Общие сведения

Гидролизом солей называется химическое взаимодействие ионов соли с полярными молекулами воды. Результатом гидролиза является изменение реакции среды (pH) и образование слабодиссоциирующих продуктов (молекул или ионов). Диссоциация продуктов гидролиза подавляется присутствием в растворе одноименных ионов соли.

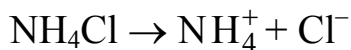
Равновесие в большинстве случаев оказывается сильно смещенным в сторону исходных веществ из-за ничтожно малой диссоциации воды. (Константа диссоциации воды равна $1,8 \cdot 10^{-16}$.)

Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами (NaCl , KNO_3 , Rb_2SO_4 и др.), не содержат в своем составе ионов, способных к взаимодействию с водой, поэтому гидролизу не подвергаются. Реакция среды в растворе таких солей нейтральная ($\text{pH} = 7$). Для остальных солей возможны три типа гидролиза в зависимости от типа солей.

Гидролиз по катиону характеризует соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием (NH_4Cl , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$). В этом случае катион соли связывает ионы OH^- воды, что смещает равновесие системы $\text{HON} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ вправо. В результате в растворе увеличивается концентрация ионов и среда становится кислой.

Чтобы записать уравнения гидролиза, удобно работать по следующему алгоритму:

- 1) определить природу соли и записать схему диссоциации ее:

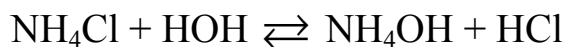


соль сильной кислоты и слабого основания;

- 2) записать уравнение гидролиза по катиону в краткой форме:



- 3) записать уравнение гидролиза в молекулярной форме, назвать продукты гидролиза:



слабое	сильная
основание	кислота

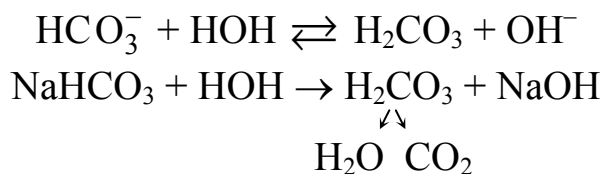
Реакция среды в растворе этой соли – кислая. Если катион многозарядный (Zn^{2+} , Al^{3+}), гидролиз при обычных условиях протекает по первой ступени с образованием продуктов гидролиза – гидрокатионов $ZnOH^+$, $AlOH^{2+}$ – или в молекулярной форме – основных солей.

Гидролиз по аниону характеризует соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием (KCH_3COO , Na_2CO_3 , Rb_3PO_4 и др.). В этом случае анион соли связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^- , среда щелочная, $pH > 7$. Используя алгоритм, запишем уравнения гидролиза соли, образованной слабой двухосновной кислотой (H_2CO_3) и сильным основанием ($NaOH$):

1. $Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$
2. $CO_3^{2-} + HON \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
3. $Na_2CO_3 + HON \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$

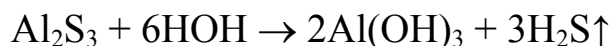
Продуктами гидролиза являются кислая соль гидрокарбонат натрия и гидроксид натрия.

Реакция среды в растворе Na_2CO_3 щелочная, $pH > 7$. По первой ступени образуется кислая соль. Если сильно нагреть, то гидролиз усиливается и может происходить по второй ступени:



Гидролиз по катиону и аниону свойствен солям, образованным слабой кислотой и слабым основанием (NH_4CN , NH_4CH_3COO и др.). Реакция среды в растворах таких солей слабокислая или слабощелочная ($pH \approx 7$) и определяется соотношением констант диссоциации продуктов гидролиза.

Для солей, образованных слабым многозарядным основанием и слабой многоосновной кислотой, свойствен полный гидролиз, т.е. необратимое разложение солей водой, например Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $Al_2(CO_3)_3$ и т.д.



Водные растворы таких солей не существуют.

Главным источником энергии для многих биологических процессов является аденозинтрифосфат (АТФ), который, подвергаясь гидролизу при $pH > 7$, переходит в аденозиндифосфат (АДФ), выделяет энергию:



Экспериментальная часть

Реагенты: универсальный индикатор, растворы хлорида хрома, нитрата алюминия и натрия, сульфата натрия, ацетата натрия, сульфита натрия и карбоната натрия.

Оборудование: бюретки, пипетки, колбы, рН-метр.

Опыт 1. Влияние природы соли на механизм и характер гидролиза.

На часовое стекло поместить четыре полоски индикаторной бумаги и на каждую капнуть по две-три капли растворов: вода дистиллированная, карбонат натрия, нитрат алюминия, нитрат натрия или калия. Результаты опыта записать в табл. 6 и дать обоснование каждому примеру гидролиза соли.

Таблица 6

Формула вещества	Название вещества	Окраска индикатора	Реакция среды	рН	Название продуктов гидролиза
НОН Na ₂ CO ₃ Al(NO ₃) ₃ NaNO ₃					

- Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза карбоната натрия и нитрата алюминия по первой степени.

Опыт 2 (демонстрационный). Определение рН растворов солей с помощью рН-метра.

1. Определить рН растворов солей из опыта 1 с помощью рН-метра. Данные измерений записать в таблицу предыдущего опыта.

2. Измерить рН 0,1 М растворов следующих солей: ацетата натрия, сульфита натрия и карбоната натрия.

- Расположите заданные соли в ряд по уменьшению степени гидролиза.

- Дайте обоснование процессу и запишите уравнения гидролиза.

Опыт 3 (демонстрационный). Влияние температуры на степень гидролиза.

1. Измерить рН 0,01 М раствора соли хлорид хрома (III) при 25, 50 и 100 °С с помощью рН-метра.

- Запишите данные.

2. Измерить рН 0,1 М раствора соли ацетата натрия при тех же температурах и тем же прибором.

- Дайте обоснование процесса, запишите уравнение гидролиза.

Опыт 4. Полный гидролиз.

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора нитрата алюминия и 1–2 мл раствора карбоната натрия.

- Опишите наблюдения.

При смешивании растворов солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$), а также сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3), гидролизу подвергаются многозарядные ионы (Al^{3+}) и (CO_3^{2-}), и в результате процесс идет до конца:



- Восстановите коэффициенты и запишите уравнение в ионной форме.

Опыт 5. Приготовление растворов кислот и оснований и расчет значений pH.

1. Рассчитать и приготовить 100 мл 2 %-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,009$ г/мл) из 1 М раствора HCl .

- Рассчитайте и определите с помощью pH-метра или индикаторной бумаги pH полученного раствора. Сравните расчет с измерением.

2. Рассчитать и приготовить 100 мл 3 %-го раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,035$ г/мл) из 1 н. раствора NaOH .

- Рассчитайте и определите с помощью pH-метра или индикаторной бумаги pH полученного раствора. Сравните расчет с измерением.

- Разбавьте раствор водой до 200 мл и повторите расчет и измерение.

Вопросы к защите работы

1. Приведите определение кислот и оснований, принятых в протолитической теории и теории Аррениуса. Чем они отличаются?

2. Приведите уравнение реакции автопротолиза воды и константу равновесия этого процесса.

3. Запишите уравнения для расчета pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующих солей.

4. Приведите примеры амфотерных электролитов (амфолитов).

5. Какие из указанных солей подвергаются гидролизу и какие не подвергаются: нитрат калия, сульфат железа (II), хлорид кальция, сульфид натрия, ацетат свинца, карбонат калия, нитрат аммония, сульфат цезия, нитрит натрия, иодид калия, цианид аммония? Дайте обоснование.

6. От каких факторов зависит степень гидролиза солей?

7. Какую биологическую роль играют процессы гидролиза в биологических системах?

Лабораторная работа № 7

Окислительно-восстановительные реакции.

Редокс-потенциал

Цели работы: закрепление теоретических знаний по окислительно-восстановительным реакциям (ОВР), подбор коэффициентов методами электронного баланса и электронно-ионных полуреакций, экспериментальное подтверждение окислительно-восстановительных свойств веществ; ознакомление с понятием окислительно-восстановительного (редокс) потенциала и его использование для определения направления течения ОВР.

Общие сведения

В отличие от реакций обмена окислительно-восстановительные процессы характеризуются изменением степени окисления реагентов. Вещества, принимающие электроны, называются окислителями. Вещества, отдающие электроны, – восстановители. Процесс отдачи электронов называется окислением, а процесс принятия электронов – восстановлением. Следовательно, восстановитель всегда окисляется, а окислитель – восстанавливается.

При определении степени окисления (с.о.) следует иметь в виду:

- молекула в целом электронейтральна, т.е. суммы отрицательных и положительных зарядов равны;
- с.о. некоторых ионов постоянна: у иона фтора –1, у кислорода –2, кроме OF_2 , где с.о. кислорода +2; у водорода с.о. +1, кроме гидридов, где с.о. водорода –1; у всех *s*-металлов с.о. постоянна и соответствует номеру группы. В молекулах простых веществ с.о. равна нулю.

Коэффициенты в уравнениях ОВР могут быть найдены методами электронного баланса или электронно-ионных уравнений.

Рассмотрим **метод электронного баланса**: в основе метода лежит правило о том, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.

В реакции



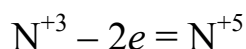
последовательность операции выравнивания коэффициентов следующая:

- определяем с.о. всех атомов до и после реакции и подчеркиваем элементы, изменившие с.о.;

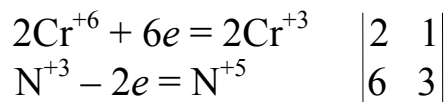
– составляем электронные уравнения передачи электронов:
процесс восстановления:



процесс окисления:



Следовательно, бихромат калия является окислителем, нитрит калия – восстановителем; за вертикальную черту по диагонали выставим коэффициенты, которые показывают число отданных и принятых электронов:



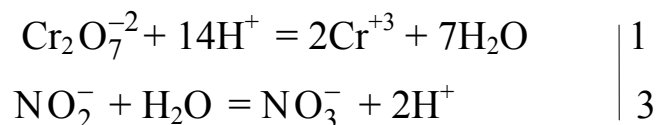
В этом примере одна молекула бихромата калия принимает шесть электронов, которые отдают три молекулы нитрита калия. Эти коэффициенты выставляются в уравнение:



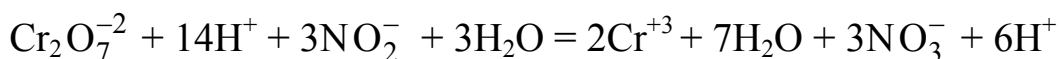
Затем уравниваются остальные элементы, чтобы в итоге соблюдался закон сохранения массы. Проверка правильности уравнения производится по кислороду.

Схемы электронных уравнений, которые используются для уравнивания, являются формальными и не дают представления о характере частиц, реально участвующих в реакции. Этого недостатка лишен метод электронно-ионных уравнений, который называют **методом полуреакций**.

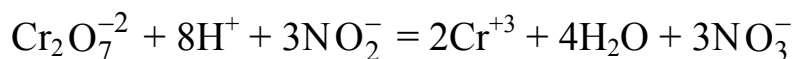
Для приведенного выше примера окислительно-восстановительный процесс выразится следующими электронно-ионными уравнениями:



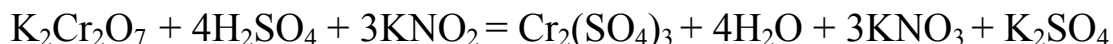
В данных уравнениях сначала выполняется закон сохранения массы; число принятых и отданных электронов находится по правилу суммы зарядов: так, в первом уравнении сумма зарядов в левой части $(-2 + 14) = +12$, а в правой части $(+6 + 0) = +6$; сумма зарядов будет одинаковой, если к левой части уравнения прибавить шесть электронов. Учитывая коэффициент за вертикальной чертой, суммируем полуреакции:



или



и молекулярном виде:



Гетерогенные окислительно-восстановительные системы. В окислительно-восстановительных гетерогенных системах восстановленная и окисленная формы находятся в разных фазах, например: Me (ВФ, твердая фаза) – $n\bar{e} \leftrightarrow \text{Me}^{n+}$ (ОФ, раствор). На границе раздела фаз возникает двойной электрический слой, что приводит к появлению скачка потенциала ($\varphi_{\text{Me/Me}^{n+}}$). Его абсолютная величина определению не поддается, однако легко измеряется разность двух скачков, которая называется электродвижущей силой гальванического элемента (ЭДС). Если в таких устройствах условно считать потенциал какого-то электрода равным нулю, то измерением ЭДС можно получить относительные значения других электродных потенциалов, что важно для сравнительной количественной характеристики окислительно-восстановительной способности различных систем.

Условно за нуль при любой температуре принят потенциал нормального или стандартного водородного электрода, который состоит из платиновой пластинки, покрытой платиновой чернью и частично погруженной в раствор кислоты с активностью ионов $a_{\text{H}^+} = 1$. Электрод омывается газообразным водородом под давлением $1,013 \cdot 10^5$ Па, это приводит к образованию системы



Для измерения электродных потенциалов, например меди, составляется гальванический элемент по схеме на рис. 4.

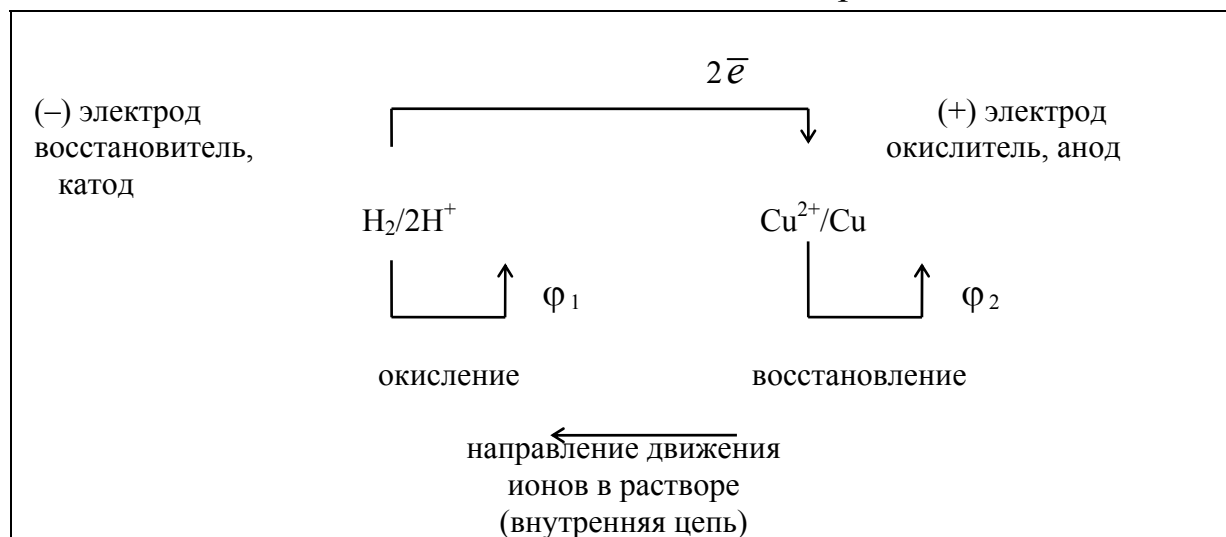
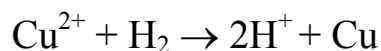


Рис. 4

ЭДС гальванического элемента определяют вычитанием электродного потенциала отрицательного полюса из электродного потенциала положительного полюса: $\text{ЭДС} = \varphi_1 - \varphi_2$.

В основе работы составленного элемента лежит реакция



Его ЭДС равна

$$\varphi(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) - \varphi(2\text{H}^+ / \text{H}_2),$$

откуда

$$\varphi(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = \text{ЭДС} + \varphi(2\text{H}^+ / \text{H}_2).$$

Так как $\varphi(2\text{H}^+ / \text{H}_2)$ принят за 0, то $\varphi(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = \text{ЭДС} = 0,34 \text{ В}$ при стандартных условиях.

Электродные потенциалы металлов, измеренные по отношению к водородному электроду при стандартных условиях, т.е. при концентрации ионов металла в растворе, равной 1 моль/л ($a = 1$), и температуре 25°C (298 К), называют стандартными.

Величина электродных потенциалов зависит от концентрации ионов металла в растворе его соли (C_i), их заряда (n) и температуры (T), что находит выражение в формуле Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_i,$$

при $T = 298 \text{ К}$:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_i;$$

при $C = 1 \text{ моль/л}$ $\varphi = \varphi^0$.

Величина ЭДС и изменение энергии Гиббса для химического процесса, лежащего в основе работы гальванического элемента, связаны соотношением $\Delta G_{298}^0 = -nFE$.

Данное соотношение находит применение для определения ΔG окислительно-восстановительных реакций в растворах по измеренной величине ЭДС гальванических элементов, в которых они могут протекать, а также для выяснения возможности работы гальванического элемента на той или иной реакции, если для нее значение ΔG известно.

Гомогенные окислительно-восстановительные системы. В гомогенных окислительно-восстановительных системах ОФ и ВФ находятся в одной фазе. В этих случаях при составлении гальванических

цепей в растворы, находящиеся в полуэлементах, вводятся инертные электроды (платиновые). Электродные потенциалы таких систем называют окислительно-восстановительными или редокс-потенциалами. Их стандартные значения также находятся по водородному электроду.

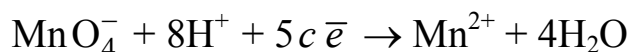
Пользуясь таблицами редокс-потенциалов и зная, что в качестве окислителя всегда действует ОФ с большим алгебраическим значением потенциала, можно определить возможность и направленность тех или иных окислительно-восстановительных реакций. При одинаковом или очень близком значении электродных потенциалов двух систем реакция между ними не имеет преимущественного направления и обе системы находятся в состоянии подвижного равновесия. Различия между редокс-потенциалами таких систем можно увеличить повышением концентрации ОФ одной и ВФ другой системы, в результате чего появляется возможность направления процесса.

Для гомогенных окислительно-восстановительных систем уравнение Нернста имеет вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{(C_{\text{ОФ}})^x}{(C_{\text{ВФ}})^y},$$

где n – число электронов, принимаемых частицей окислителя; x и y – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

В окислительно-восстановительных реакциях могут участвовать молекулы воды (постоянная концентрация) и ионы H^+ и OH^- , переменная концентрация которых входит в уравнение Нернста. Так, для полуреакции:



$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

или

$$\varphi = \varphi^0 + 0,012 \lg \frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]} - 0,095 \text{pH}.$$

Очевидно, чем кислее раствор, т.е. чем меньше значение pH, тем большее значение имеет электродный потенциал.

Экспериментальная часть

Реагенты: растворы бихромата калия, нитрита натрия, серной кислоты, перманганата калия, сульфита натрия, гидроксида натрия или

калия, дистиллированная вода, цинк, перекись водорода, сульфид свинца, сульфат или хлорид хрома, йодид калия.

Оборудование: пробирки и колбы.

Опыт 1. Окислительные свойства бихромата калия.

В пробирку налить 1–2 мл раствора бихромата калия, добавить серной кислоты, а затем прибавить немного раствора нитрита натрия до изменения окраски.

- Опишите ваши наблюдения.
- Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций.
- Сделайте вывод о свойствах бихромата калия.

Опыт 2. Вытеснение водорода из кислоты металлами.

В пробирку налить немного серной кислоты, а затем положить кусочек цинка.

- Опишите ваши наблюдения.
- Составьте уравнение реакции.
- Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите значения электродных потенциалов окислителя и восстановителя.
- Какие металлы могут являться восстановителями по отношению к водороду?

Опыт 3. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.

В три пробирки прилить по 1 мл раствора перманганата калия и добавить: в первую – раствор серной кислоты, во вторую – воду, в третью – раствор гидроксида натрия или калия, а затем во все три пробирки прилить раствор сульфита натрия.

- Опишите ваши наблюдения. Почему раствор в третьей пробирке меняет окраску?
- Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций.
- Сделайте вывод.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

4.1. Восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку с 3–4 каплями 3 %-го раствора пероксида водорода, подкисленного 2 н. раствором серной кислоты, добавить 2–3 капли 0,1 н. раствора перманганата калия.

- Наблюдайте обесцвечивание раствора и выделение кислорода (проба с тлеющей лучиной).

- Напишите уравнение реакции взаимодействия пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде.

4.2. *Окисление сульфида свинца пероксидом водорода.*

К нескольким каплям раствора нитрата свинца добавить 1 каплю раствора сульфида натрия.

- Каков цвет полученного осадка?

Слить с осадка раствор и добавить к осадку несколько капель 30 %-го раствора пероксида водорода.

- Как изменяется цвет осадка?

- Напишите уравнение реакции окисления сульфида свинца (II) в сульфат свинца (II).

4.3. *Окисление хлорида хрома (III) пероксидом водорода.*

В пробирку с 2–3 каплями 0,1 н. раствора хлорида хрома (III) по каплям добавлять 1 н. раствор гидроксида калия сначала до получения осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$, а затем в избытке щелочи его растворить. К прозрачному зеленому раствору добавить 4–5 капель 3 %-го раствора пероксида водорода.

- Наблюдайте изменение цвета раствора.

- Напишите уравнение реакции превращения тетрагидроксохромата (III) калия в хромат калия.

4.4. *Окисление йодида калия пероксидом водорода.*

В пробирку с 3–4 каплями 0,1 н. раствора йодида калия, подкисленного разбавленным раствором серной кислоты, добавить 3–4 капли 3 %-го раствора пероксида водорода.

- Наблюдайте изменение цвета раствора.

- Напишите уравнение реакции.

Вопросы к защите работы

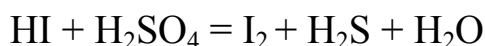
1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

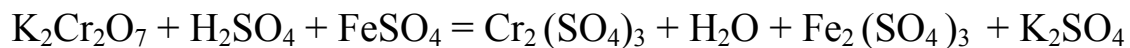
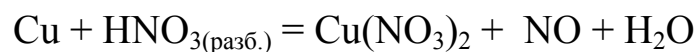
2. Что такое степень окисления и как она подсчитывается?

3. Какие методы расстановки коэффициентов вам известны?

4. Исходя из степени окисления серы укажите, какое из соединений может быть только окислителем, а какое – только восстановителем: H_2SO_4 , H_2S , Na_2SO_4 .

5. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях:





Для всех реакций укажите окислитель и восстановитель.

6. Как измеряется окислительно-восстановительный потенциал?
7. Каким образом можно определить направление протекания окислительно-восстановительной реакции?
8. Какие свойства проявляет H_2O_2 в опыте 4?

Лабораторная работа № 8

Комплексные соединения

Цель работы: ознакомление со свойствами комплексных соединений.

Общие сведения

Комплексные соединения (координационные соединения) – соединения сложного состава, в которых можно выделить центральный атом (комплексобразователь) и непосредственно связанные с ним молекулы или ионы, так называемые лиганды, или адденты. Центральный атом и лиганды образуют внутреннюю сферу, комплекс (при написании формул его заключают в квадратные скобки), молекулы или ионы, окружающие комплекс, составляют внешнюю сферу. Например, в комплексном соединении $\text{CoBr}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ кобальт (III) является комплексобразователем или центральным атомом. Его окружают лиганды – отрицательные ионы или нейтральные молекулы, как в данном соединении NH_3 , H_2O . Комплексобразователь (Co) и лиганды (NH_3 , H_2O) составляют внутреннюю сферу комплексного соединения. Общее число лигандов, окружающих комплексобразователя, для кобальта (III) равно шести. За пределами внутренней сферы находится внешняя сфера, в нее входят ионы брома.

Химическая связь в комплексных соединениях, в которых хоть один или несколько атомов образуют большее число связей, чем допускает высшая формальная валентность этих атомов, называется координационной. Различают двухцентровые (донорно-акцепторные) и многоцентровые координационные связи. К первым относят связи, образование которых (формирование заполненной двумя электронами, связывающей двухцентровой молекулярной орбитали) можно описать как передачу электронной пары, локализованной на одном из атомных центров лиганда (донора), на свободную орбиталь атома-комплексобразователя (акцептора). Такие координационные связи способны образовывать атомы как непереходных, так и переходных элементов, но более характерны они для последних, так как их вакантные *d*- и *f*-орбитали имеют низко расположенные энергетические уровни, что облегчает акцептирование электронных пар с валентных орбиталей лиганда. В случае многоцентровой координационной связи результирующая молекулярная орбиталь делокализована.

Ионы, находящиеся во внешней сфере, связаны с комплексным ионом в основном силами электростатического взаимодействия и в растворах легко отщепляются подобно ионам сильных электролитов.

Комплексные ионы, будучи устойчивыми в водных растворах, могут в какой-то степени диссоциировать. Этот процесс является обратимым и характеризуется константой равновесия, которая называется в данном случае константой нестойкости комплекса. Так, для реакции $[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$ константа нестойкости комплекса равна:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^4}{[\text{HgI}_4^{2-}]} = 1,5 \cdot 10^{-31}.$$

Очевидно, что чем большую устойчивость проявляет комплексный ион, тем меньше его константа нестойкости.

Экспериментальная часть

Оборудование: пробирки.

Реагенты: водные растворы солей хрома (III), цинка, железа (III), никеля, свинца и меди, растворы сульфида натрия, щавелевой кислоты, гидроксида натрия, аммиака, хлорида натрия, ферроцианида калия, нитрата серебра, тиосульфата натрия.

Опыт 1. Комплексы анионного типа.

1.1. Получение гидроксокомплексов хрома (III) и цинка.

В двух пробирках получить гидроксиды хрома (III) и цинка, добавив к 3–4 каплям 0,1 М раствора хлорида или сульфата хрома и сульфата цинка 1–2 капли 1 М раствора гидроксида натрия. Сравнить цвет полученных осадков. Затем в обе пробирки добавить раствор гидроксида натрия до полного растворения осадка.

- Отметьте цвет растворов.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Координационное число катиона цинка равно 4, а хрома (III) – 6.
- Назовите полученные комплексные соединения.
- Напишите уравнение диссоциации и константы нестойкости полученных комплексов.

1.2. Получение галогенидного комплекса свинца.

В пробирку с раствором соли свинца (II) прилить несколько капель раствора соли хлорида натрия до образования осадка. Отметить его цвет. Затем добавить еще раствор хлорида натрия до полного растворения выпавшего осадка.

- Отметьте цвет раствора.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Координационное число катиона свинца равно 4.
- Назовите полученное комплексное соединение.
- Напишите диссоциацию полученного комплекса.

Опыт 2. Комплексы катионного типа.

2.1. Получение аммиачных комплексов меди.

В пробирку с раствором сульфата меди прилить несколько капель раствора гидроксида аммония до образования осадка. Отметить его цвет. Затем добавить дополнительно раствор гидроксида аммония до полного растворения выпавшего осадка.

- Отметьте цвет раствора.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Координационное число катиона меди равно 4.

- Назовите полученное комплексное соединение.
- Напишите уравнение диссоциации полученного комплекса.

2.2. Разрушение аммиачного комплекса меди.

К полученному в предыдущем опыте раствору комплекса меди с аммиаком добавить несколько капель раствора сульфида натрия.

- Отметьте цвет осадка.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Получение соединений, содержащих комплексный анион и катион.

К 1 мл раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ добавить раствор сульфата никеля. К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля прилить раствор аммиака до полного растворения осадка и образования бледно-лиловых кристаллов комплекса $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
- Назовите полученное комплексное соединение.
- Напишите уравнение диссоциации полученного комплекса.

Опыт 4. Циклические комплексы. Получение оксалатного комплекса железа (III).

В пробирке получить гидроксид железа (III), добавив к 3–4 каплям раствора хлорида железа (III) раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. К полученному осадку добавить насыщенный раствор щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$).

- Наблюдайте растворение осадка и обесцвечивание раствора.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
- Назовите полученное комплексное соединение.
- Напишите уравнение диссоциации и константу нестойкости полученного комплекса $[Fe(C_2O_4)_3]^{-3}$.

Опыт 5. Получение тиосульфатного комплекса серебра.

В пробирку внести 5–6 капель 0,1 н. раствора нитрата серебра и добавлять по каплям 0,5 н. раствор тиосульфата натрия до выпадения

осадка тиосульфата серебра. Отметить цвет осадка. Затем быстро, чтобы избежать разложения тиосульфата серебра с образованием сульфида серебра черного цвета, добавить избыток 0,5 н. раствора тиосульфата натрия до полного растворения осадка.

- Отметьте цвет раствора.
- Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. (Координационное число Ag^+ равно 2.)
- Назовите полученное комплексное соединение.

Опыт 6. Получение и разрушение хлорида диамминсеребра (I).

В пробирку к 2–4 каплям 0,1 н. раствора нитрата серебра добавить несколько капель 0,5 н. раствора хлорида калия (натрия) до выпадения белого осадка хлорида серебра. Раствор с осадка слить и к осадку добавить 25 %-й раствор аммиака до полного растворения. Отметить цвет раствора.

Полученный раствор аммиачного комплекса серебра (I) разделить на две части. К первой части добавить 2 н. раствор азотной кислоты до выпадения осадка. Ко второй части раствора добавить раствор сульфида натрия до выпадения осадка.

- Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения хлорида серебра, образования и разрушения хлорида диамминсеребра (I). Координационное число Ag^+ равно 2.

Вопросы к защите работы

1. Какие соединения называют комплексными (координационными)?
2. Каков состав комплексных соединений?
3. Как классифицируют комплексные соединения?
4. Опишите характер химической связи в комплексных соединениях.
5. Назовите следующие комплексные соединения, определите заряды комплексных частиц, координационное число комплексообразователя, напишите математическое выражение константы нестойкости последнего соединения и предложите химический способ его разрушения $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}[\text{Hg}(\text{Br})_3]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
6. Напишите уравнение диссоциации следующих комплексных соединений: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.
7. Как определяется степень устойчивости комплексного иона в водном растворе?

Лабораторная работа № 9

Общие свойства s-элементов

Цели работы: ознакомление с классификацией биогенных элементов; изучение экспериментальных свойств s-элементов; определение всех видов жесткости воды с помощью комплексонометрического титрования.

Общие сведения

Классификация биогенных элементов

Элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности различных клеток и организмов, называют *биогенными элементами*.

Согласно теории В. И. Вернадского биосфера – часть земной оболочки, занятая растительными и животными организмами; биосфера – это определенным образом организованная среда, переработанная живыми организмами и космическими излучениями и приспособленная к жизни.

Верхняя граница биосферы (тропосфера) находится на высоте 12–15 км, а нижняя (литосфера) – на глубине до 5 км.

Распространенность элементов в земной коре различна. Около 50 % ее массы приходится на кислород, более 25 % – на кремний. Восемнадцать элементов: J, Si, Al, Fe, Ca, Na, K, Mg, H, Ti, C, Cl, P, S, N, Mn, F, Ba – составляют 99,8 % массы земной коры. На долю всех остальных элементов приходится лишь 0,2 %.

Согласно В. И. Вернадскому живые организмы (живое вещество) принимают активное участие в перераспределении химических элементов в земной коре. Минералы, природные химические вещества образуются в биосфере в различных количествах благодаря деятельности живого вещества.

Содержание элементов в живых организмах определяется следующими факторами:

1) зарядом ядра атома элемента (содержание элементов, находящихся в организме в виде ионов, с ростом заряда ядра в группе увеличивается до элемента с оптимальным ионным радиусом, а затем уменьшается);

2) распространенностью элементов в земной коре. Большую долю вещества живых организмов составляют элементы, которые имеют довольно высокую распространенность в земной коре. Но эта закономерность соблюдается не всегда;

3)растворимостью природных элементов в воде. Несмотря на высокое содержание алюминия и кремния в земной коре, их содержание в живых организмах незначительно, так как природные соединения SiO_2 и Al_2O_3 практически нерастворимы, поэтому они не усваиваются живыми организмами;

4)естественным отбором при создании биосистем.

В результате естественного отбора основу живых систем составляют шесть элементов: С, Н, О, N, Р, S, получивших название *органогенов*. Содержание этих элементов в организме – 97,4 %.

Следует отметить Fe и Mg, составляющие активные центры ферментов. Для органогенов характерно образование водорастворимых соединений, что способствует их концентрированию в живых организмах. К безусловно биогенным элементам относятся Na, K, Mg, Ca. Биогенность лития, рубидия и стронция доказывается. С бериллием и барием приходится сталкиваться чаще как с элементами токсичными, чем биогенными.

Биогенность установлена для 24 элементов. Главная функция макроэлементов состоит в построении тканей, поддержании постоянства осмотического давления, ионного и кислотно-основного состава.

Микроэлементы входят в состав ферментов, гормонов, витаминов, участвуют в обмене веществ, тканевом дыхании, обезвреживании токсических веществ.

Для организма вреден и недостаток, и избыток биогенных элементов, так как при этом нарушается химический гомеостаз – баланс оптимальных концентраций биогенных элементов.

Основой для изучения биологической роли элементов является периодический закон Д. И. Менделеева. Физиологическая и патологическая роль определяется строением атома элемента и его положением в Периодической системе Д. И. Менделеева.

Общая характеристика s-элементов

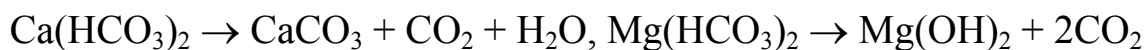
В организме человека s-элементы присутствуют в виде катионов, которые находятся в гидратированном состоянии, либо чаще в виде центральных атомов сложных комплексных соединений. Катион водорода H^+ в водных растворах всегда находится в виде иона оксония H_3O^+ либо ковалентно связан с различными анионами и молекулами растворенных веществ. Катионы остальных s-элементов имеют 2- (Li^+ и Be^{2+}) или 8-электронную оболочку, обладают довольно сильно поляризирующими свойствами, слабо поляризуются сами. Такие катионы

называются жесткими. Связи этих катионов в соединениях ионные или сильно полярные. Большинство соединений *s*-элементов хорошо растворимы в воде и полярных растворителях. Катионы *s*-элементов IА-группы дают малорастворимые вещества только с некоторыми анионами большого радиуса, например гексанитрокобальтат-ионами. Катионы *s*-элементов II группы образуют значительное число малорастворимых соединений, что объясняется их сильным поляризующим действием и электростатическим притяжением аниона. Сульфаты, карбонаты, фосфаты, оксалаты в воде растворимы мало, причем их растворимость понижается от кальция к барию. Большинство реакций катионов этой группы, приводящих к образованию осадков, имеют аналитическое значение и применяются для разделения и обнаружения отдельных катионов.

В растворах катионы *s*-элементов бесцветны, окраска их соединений обусловлена цветом анионов (хромат-, дихромат-, перманганат-ионов). Соли катионов многих *s*-элементов окрашивают пламя в различный цвет.

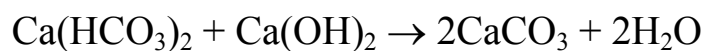
Жесткость воды. Методы устранения жесткости

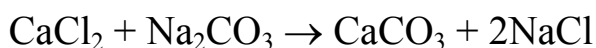
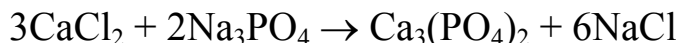
Жесткость воды – это совокупность свойств воды, обусловленных наличием в ней многозарядных катионов, прежде всего катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . *Общая жесткость воды* – это суммарное число миллимолей эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды (ммоль/л). Общая жесткость складывается из гидрокарбонатной (временной) и некарбонатной (постоянной) жесткости воды. Первая вызвана присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, вторая – наличием водорастворимых сульфатов, хлоридов, силикатов, нитратов и гидрофосфатов этих металлов. Суть устранения жесткости воды заключается в связывании ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} за счет перевода их в нерастворимые соединения. При длительном кипячении воды, содержащей гидрокарбонаты кальция и магния, в ней появляется осадок за счет протекания реакций:



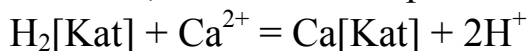
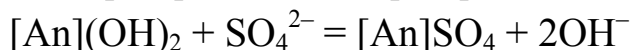
Таким образом, гидрокарбонатная жесткость легко устраняется кипячением воды, поэтому ее называют *временной жесткостью*.

Постоянную жесткость устранить кипячением не удастся. В этом случае для удаления ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в воду добавляют соответствующие реагенты, например гашеную известь, карбонат или фосфат натрия. При этом будут протекать реакции:





В настоящее время для устранения жесткости воды широко применяют ионообменные смолы – иониты, с помощью которых можно осуществить полное обессоливание воды. Катионы металлов связываются с помощью катионитов, а анионы задерживаются анионитами:



Жесткость природных вод изменяется в широких пределах. Различают воду мягкую (общая жесткость до 2 ммоль/л), средней жесткости (2–10 ммоль/л) и жесткую (более 10 ммоль/л). В жесткой воде плохо развариваются мясо и овощи. Она не дает пены с мылом, так как содержащиеся в мыле растворимые натриевые соли жирных кислот переходят в нерастворимые кальциевые соли тех же кислот. Жесткую воду нельзя использовать в качестве питьевой, так как ее употребление может привести к нарушению осмотического давления жидких сред организма. Верхний предел жесткости воды в системах водоснабжения составляет 7 ммоль/л (в исключительных случаях – до 10 ммоль/л).

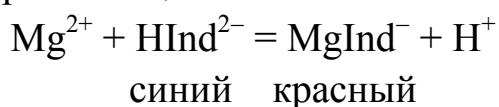
Определение жесткости воды необходимо для санитарно-химического контроля за состоянием питьевой воды.

Для установления точки эквивалентности применяют так называемые *металлоиндикаторы*. Это сложные органические вещества, образующие подобно комплексам с катионами металлов хелатные, но ярко окрашенные соединения. При этом прочность таких соединений должна быть меньше, чем прочность комплекса «металл–комплексон». Еще одно требование к веществам, выполняющим функции индикаторов, состоит в том, что окраска соединения «металл–индикатор» должна четко отличаться от окраски свободных молекул индикатора.

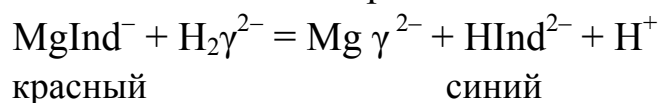
Поскольку существует много катионов, определяемых комплексонометрически, общее число индикаторов этого метода довольно велико. При определении катионов кальция и магния используется эриохром черный Т. Рассмотрим принцип индикации точки эквивалентности в комплексонометрическом титровании на примере использования этого вещества.

Эриохром черный Т представляет собой трехпротонную кислоту и может быть записан сокращенно в виде H_3Ind . В водном растворе он

образует анионы HInd^{2-} синего цвета. С ионами Mg^{2+} ионы индикатора образуют комплекс красного цвета:



Пока индикатор связан в комплекс с ионами магния, раствор имеет красный цвет. Однако этот комплекс ($K_{\text{нест}} = 1 \cdot 10^{-7}$) менее прочен, чем комплекс Mg^{2+} с комплексоном III ($K_{\text{нест}} = 2 \cdot 10^{-9}$). При титровании раствора, содержащего соли магния в присутствии эриохрома черного Т, сначала комплексон III реагирует со свободными ионами магния, а затем происходят разрушение комплекса MgInd^- и переход окраски в точке эквивалентности из красной в синюю:



Если раствор содержит одновременно ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} , то комплексон III реагирует сначала с Ca^{2+} , так как с последним он образует более прочный комплекс, чем с Mg^{2+} . Поэтому с эриохромом черным Т можно определять суммарное содержание ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} .

Другим часто применяемым в аналогичных определениях индикатором является мурексид.

Следует отметить, что индикаторы, используемые при комплексометрических определениях, изменяют свою окраску также и с изменением рН раствора, но титрование проводят обычно в буферных растворах, чем достигается постоянство рН и стабильность окраски внутрикомплексного соединения «металл–индикатор».

Экспериментальная часть

Оборудование: пробирки, спиртовка, нихромовая проволока, колбы и бюретки; мерный цилиндр на 100 мл для отмеривания воды; мерный цилиндр на 10 мл для отмеривания буферной смеси; колбы для титрования (3 шт. на 250 мл); воронки (для бюретки и для фильтрования воды); бумажные фильтры; дозатор для пипеток или резиновая груша; электроплитка.

Реактивы: калиевая соль ортосурьмяной кислоты, соль фосфорной кислоты, водный раствор аммиака, водопроводная вода для исследования, раствор трилона Б с установленной концентрацией (0,05 М); аммиачная буферная смесь (рН 8...10); индикатор – спиртовой раствор эриохрома черного Т, соли s-металлов, раствор трилона Б, соли винной кислоты, гексанитрокобальтат натрия, щавелевая кислота, индикатор—мурексид.

Опыт 1. Окрашивание пламени летучими соединениями металлов.

Нихромовую проволочку промыть в соляной кислоте и прокалить в пламени горелки. Внести ее в раствор соли калия, а затем в несветящееся пламя горелки.

- Отметьте окраску пламени.

То же самое сделать с растворами солей кальция, бария, стронция, лития и натрия.

Опыт 2. Характерные реакции катионов натрия и калия.

2.1. Реакция на ионы натрия.

К раствору соли натрия добавить приблизительно равный объем соли гексагидроксостибата (V) калия $K[Sb(OH)_6]$. Если осадок сразу не образуется (из-за пересыщения), необходимо потереть внутреннюю стенку пробирки стеклянной палочкой.

- Отметьте цвет осадка.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2.2. Реакция на ионы калия с гидротартратом натрия.

К раствору соли калия прилить раствор гидротартрата натрия $NaHC_4H_4O_6$. Если осадок $KHC_4H_4O_6$ сразу не образуется (из-за пересыщения), необходимо потереть внутреннюю стенку пробирки стеклянной палочкой. Реакция должна проводиться на холоду в нейтральной среде.

- Отметьте цвет осадка.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2.3. Реакция на ионы калия с гексанитрокобальтатом (III) натрия.

К раствору соли калия, подкисленному уксусной кислотой, прилить раствор гексанитрокобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Образуется осадок $NaK_2[Co(NO_2)_6]$.

- Отметьте цвет осадка.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Характерная реакция катиона магния.

К 1–2 мл раствора соли магния добавить такое же количество раствора NH_4OH и 3–4 мл раствора NH_4Cl . Выпадающий осадок растворяется. К полученному раствору добавить 2–3 мл гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Образуется малорастворимый в воде, но растворимый в кислотах $Mg(NH_4)PO_4$.

- Отметьте цвет осадка.
- Объясните изменение цвета осадка.
- Объясните, почему реакцию проводят в присутствии хлорида аммония.
- Запишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение гидроксида магния и растворение его в растворах соляной кислоты и хлорида аммония.

В три пробирки внести по 1–2 мл 0,5 н. раствора хлорида магния и по 1–2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметить образование осадков. Затем в первую пробирку добавить несколько капель 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора хлорида аммония до растворения осадков. К содержимому третьей пробирки добавить избыток 2 н. раствора гидроксида натрия.

- Почему гидроксид магния растворяется в растворе хлорида аммония?
- Напишите уравнения реакций образования гидроксида магния и его растворения в соляной кислоте и в растворе хлорида аммония в молекулярном и ионном виде.
- Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида магния.

Опыт 5. Свойства катионов Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

5.1. Сравнение растворимости солей кальция и бария.

Прилить в пробирку 1–2 мл раствора соли бария и добавить столько же по объему насыщенного раствора сульфата кальция.

- Что наблюдаете? Образуется ли осадок при добавлении к раствору соли кальция насыщенного раствора сульфата бария?
- Сделайте вывод о растворимости CaSO_4 и BaSO_4 . Сравните константы растворимости.

5.2. Взаимодействие солей кальция, стронция и бария с хроматом калия.

В три пробирки внести по 1–2 мл солей кальция, стронция и бария. В каждую пробирку добавить 1–2 мл раствора хромата калия (натрия).

- Отметьте цвет образовавшихся осадков.
- Проверьте растворимость осадков в уксусной кислоте.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 6. Гидролиз солей элементов щелочных и щелочно-земельных металлов.

В три пробирки внести по 3–5 капель 0,5 н. растворов следующих солей: в первую пробирку – карбоната натрия, во вторую – хло-

рида кальция и в третью – хлорида магния. Обмакнуть стеклянную палочку в раствор в пробирке 1 и смочить мокрой палочкой универсальную индикаторную бумагу. Сравнить окраску бумаги с цветной шкалой индикатора.

- Запишите цвет бумаги и значение pH.

Ополоснуть стеклянную палочку водой и повторить опыт с раствором соли в пробирке 2 и т.д.

- Какие из указанных солей подвергаются гидролизу? Почему?
- Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде по первой ступени.

Опыт 7. Комплексометрическое определение жесткости воды.

7.1. Определение общей жесткости (ОЖ) воды.

Мерным цилиндром перенести в колбу для титрования 100 мл водопроводной воды, добавить 5 мл аммиачной буферной смеси (мерный цилиндр на 10 мл) и 5–7 капель индикатора эриохрома черного Т. Содержимое колбы титровать раствором трилона Б с установленной концентрацией до перехода окраски из *винно-красной* в *синюю*. В конце титрования раствор трилона Б медленно добавлять по 1 капле, чтобы красный оттенок раствора совершенно исчез. Титрование повторять до получения трех сходящихся результатов, рассчитать средний V (тр. Б/ОЖ).

7.2. Определить постоянную жесткость (ПЖ) воды.

Для этого 100 мл водопроводной воды кипятить в течение 10 мин, отфильтровать образовавшийся осадок, к фильтрату добавить 5 мл аммиачной буферной смеси, 5–7 капель индикатора и титровать рабочим раствором трилона Б так же, как и при определении общей жесткости. По результатам трех сходящихся титрований найти V (тр. Б/ПЖ).

Результаты титрований внести в табл. 7.

Таблица 7

Номер титрования	$V(\text{H}_2\text{O})$, мл	$C(\text{тр. Б})$, моль/л	$V(\text{тр. Б/ОЖ})$, мл	$V(\text{тр. Б/ПЖ})$, мл
1	100			
2	100			
3	100			

- По результатам титрования рассчитайте общую, постоянную и временную (ВЖ) жесткость водопроводной воды:

$$\text{ОЖ} = \frac{2C(\text{тр. Б})V(\text{тр. Б/ОЖ})}{V(\text{H}_2\text{O})}1000;$$

$$\text{ПЖ} = \frac{2C(\text{тр. Б})V(\text{тр. Б/ПЖ})}{V(\text{H}_2\text{O})}1000;$$

$$\text{ВЖ} = \text{ОЖ} - \text{ПЖ},$$

где $C(\text{тр. Б})$ – молярная концентрация трилона Б, моль/л; $V(\text{тр. Б})$ – объем титранта, израсходованного на титрование анализируемой пробы воды, мл; $V(\text{H}_2\text{O})$ – объем воды, взятый для анализа, мл.

Множители 2 и 1000 введены в формулу для расчета общей жесткости воды с целью получения конечного результата в виде суммарного числа миллимолей эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} (множитель 2) в одном литре воды (множитель 1000).

- Оформите протокол лабораторной работы. Особое внимание обратите на характеристику соединений, которые обуславливают все виды жесткости воды, и на процессы, происходящие при кипячении воды.

- Запишите уравнение реакции, протекающей при титровании, поясните механизм действия индикатора и роль аммиачной буферной смеси.

- В выводе приведите числовые результаты для ОЖ, ПЖ, ВЖ и оцените качество водопроводной воды согласно ГОСТу.

Вопросы к защите работы

1. Напишите электронные конфигурации s -элементов I и II групп периодической системы. Какие из них являются полными аналогами, а какие – неполными?

2. В виде каких минералов встречаются на земле щелочные и щелочно-земельные металлы?

3. Как изменяются радиусы атомов и ионов, потенциалы ионизации в рядах Li–Cs и Be–Ra?

4. Как изменяются плотности металлов, температуры плавления и кипения в рядах Li–Cs и Be–Ra?

5. Почему щелочные металлы не используются для восстановления менее активных металлов из водных растворов?

6. На чем основано использование пероксидов щелочных металлов для регенерации кислорода в изолированных системах?

7. В чем проявляется отличие химии бериллия от химии остальных s -элементов?

8. Какую роль играют ионы биогенных элементов в живом организме?

9. На чем основано применение в медицине гипертонического раствора NaCl?

10. При повышенной кислотности желудочного сока применение какого из препаратов – NaHCO_3 или MgO – сопровождается меньшим побочным эффектом?

11. Какие элементы входят в состав зубов и костей?

12. Почему ион Ba^{2+} токсичен для организма?

13. Почему рентгеноконтрастное вещество BaSO_4 принимают внутрь при рентгеновской диагностике заболеваний пищеварительного тракта без опасений?

14. Что такое жесткость воды?

15. Каким образом можно избавиться от солей жесткости?

Лабораторная работа № 10

Химические свойства *p*-элементов и их соединений

Цели работы: изучение на практике свойств *p*-элементов; проведение и анализ качественных реакций на ионы и соединения некоторых *p*-элементов.

Общие сведения

Общая характеристика *p*-элементов

В периодической системе *p*-элементы выделяют блок в виде прямоугольника, в вершинах которого расположены В, Тl, Ne, Rn. Все элементы, лежащие на диагонали В–At и выше, являются неметаллами и образуют ковалентные соединения и анионы. Остальные *p*-элементы (за исключением In, Tl, Po, Bi) являются амфотерными элементами и образуют как катионы, так и анионы, причем и те и другие сильно гидролизуются.

Большинство *p*-элементов-неметаллов – биогенные (за исключением благородных газов, теллура и астата). Из *p*-элементов-металлов к биогенным относят Al и Sn. Свинец обладает ядовитыми свойствами, угнетая, в частности, синтез гемоглобина в организме.

К *p*-элементам относятся элементы подгрупп IIIA–VIIIA Периодической системы Д. И. Менделеева. Из них образуют катионы и имеют наибольшее практическое значение Al, Pb, As. Гидроксиды *p*-элементов обладают амфотерными свойствами.

Эти элементы (кроме Al) образуют катионы различных степеней окисления. Они обладают сильным поляризующим действием вследствие увеличения заряда ядра и уменьшения радиуса, которое обуславливает образование многих соединений с ковалентными связями, обладающих малой растворимостью в воде (сульфиды, фосфаты, гидроксиды и др.). Их соли с сильными кислотами хорошо растворимы в воде, за исключением сульфата и хлорида свинца. Катионы *p*-элементов бесцветны, однако вследствие высокой поляризующей способности могут образовывать окрашенные соединения с рядом бесцветных анионов (сульфиды, йодиды). Соли *p*-элементов обладают высокой способностью к реакции гидролиза по катиону. Степень гидролиза солей повышается с понижением степени окисления элементов. Катионы *p*-элементов склонны к образованию комплексных соединений благодаря наличию свободных *p*-орбиталей и высоких поляризу-

ющих свойств. Комплексные соединения они образуют как с неорганическими (йодид-, бромид-, хлорид-ионы), так и с органическими лигандами. Обладая переменной валентностью, *p*-элементы легко вступают в реакции окисления-восстановления.

В силу амфотерности гидроксиды *p*-элементов переходят в анионы кислородных кислот в щелочной среде. В виде катионов они существуют в основном в кислой среде, в которой следует проводить их обнаружение, как и в нейтральной среде.

p-элементы-неметаллы

Пять главных (макробиогенных) *p*-элементов жизни – O, C, N, P и S – это основной строительный материал, из которого сложены молекулы белков, жиров, углеводов, нуклеиновых кислот. Из низкомолекулярных соединений *p*-элементов наибольшее значение в жизнедеятельности организма имеют оксоанионы CO_3^{2-} , HCO_3^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CH_3COO^- , PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , SO_4^{2-} и галогенид-ионы. Большое значение в круговороте азота в природе играют нитраты и нитриты.

Высокой способностью к образованию анионов обладают *p*-элементы, расположенные в верхнем правом углу таблицы Д. И. Менделеева. Поскольку *p*-элементы имеют переменную степень окисления, они способны к образованию различных кислот, причем сила этих кислот возрастает с увеличением степени окисления элемента. Большинство *p*-элементов образует кислородные кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 и др.), лишь только элементы подгрупп VIA и VIIA могут образовывать бескислородные кислоты, представляющие собой растворы их соединений с водородом (HF , HBr , HCl , H_2S и др.).

По окислительно-восстановительным свойствам анионы делят на анионы-окислители, в которых элемент имеет высшую степень окисления, и анионы-восстановители. Окислительно-восстановительные свойства некоторых анионов (SO_3^{2-} , NO_2^-) зависят от условий проведения реакций и могут меняться.

Роль *p*-элементов в биохимических процессах

Многие *p*-элементы необходимы для нормальной жизнедеятельности животных организмов и растений, например бор, углерод, азот, фосфор, кислород, сера, фтор, хлор, йод и др.

Бор в организмах животных содержится в костях, зубной эмали и других органах. Однако состав соединений бора в организме неизвестен. Его избыток ведет к поражению почек, центральной нервной системы, расстройству пищеварения (инактивируются ферменты).

При этом в организме витамины В₂ и В₁₂ не усваиваются. При недостатке у растительных организмов замедляется углеводный обмен.

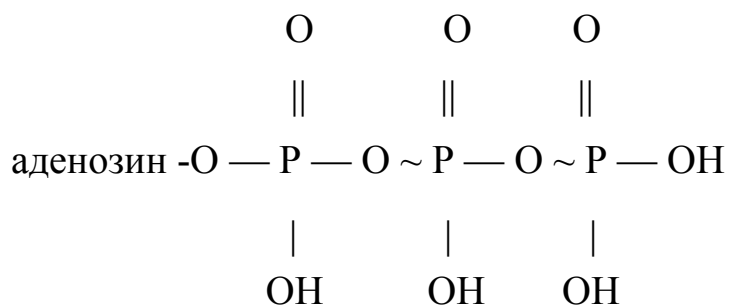
Углерод благодаря своей электронной структуре формирует скелет биомолекул, образуя стабильные ковалентные связи углерод-углерод, а также с другими элементами (О, Н, N, S и т.д.).

Азот относится к важнейшим элементам жизни. Живые организмы содержат около 0,3 % азота в виде соединений (белки, аминокислоты, некоторые витамины, гормоны, красящее вещество крови, хлорофилл и т.д.). Азотофиксирующие бактерии почвы переводят азот воздуха в минеральные соли. Связанный азот в виде нитрат-ионов идет на питание растений, всасываясь через корни. Растения используют связанный азот для биосинтеза белков, хлорофилла, нуклеиновых кислот. В животных организмах, которые получают азот из растений, вначале происходит расщепление растительных белков под действием ферментов на аминокислоты, а затем синтез новых белковых структур и тканей.

Фосфор, как и азот, входит в состав белков животных и растений. В организме человека содержится около 1,5 кг фосфора (кости, мышцы, нервы, мозг, зубная эмаль).

В состав костей фосфор входит в виде гидрокси- и карбонатапатитов, а в состав зубной эмали в виде фторапатита.

Роль фосфора в живой природе исключительно велика. В виде моно-, ди- и трифосфорных групп он входит в активные группы ферментов – переносчиков водорода, в аминокислоты и другие биологически активные органические вещества. Химические реакции, обеспечивающие организм энергией, протекают во внутриклеточных образованиях – митохондриях, содержащих аденозинтрифосфорную кислоту (АТФ), в молекуле которой органическое основание (аденозин) соединено с трифосфорной группой:



АТФ является универсальным аккумулятором и распределителем энергии. Когда организму нужна энергия для тех или других биологических процессов (передачи нервных импульсов, синтеза белка и т.д.),

АТФ подвергается гидролизу с образованием аденозиндифосфорной кислоты (АДФ), фосфата (или фосфорной кислоты).

Кроме АТФ в энергетическом обмене в организмах принимают участие и другие соединения, содержащие фосфор (макроэргические соединения).

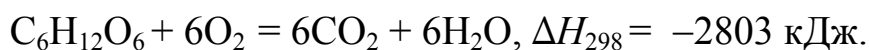
Мышьяк, сурьма и висмут не относятся к жизненно необходимым элементам. Все растворимые соединения этих элементов – сильные яды. Однако некоторые производные мышьяка и висмута применяются в медицине. Например, препараты мышьяка способствуют кроветворным функциям организма и восстановлению сил (тонизирующие средства).

Кислород в связанном состоянии входит в состав многих биохимически важных веществ живых организмов (белки, жиры, углеводы, вода, нуклеиновые кислоты и др.).

Биологическая роль кислорода связана со строением его атома, с его способностью прочно связывать электроны и отнимать их от веществ, в молекулах которых они находятся на более высоком энергетическом уровне, чем у него. В живых организмах перенос кислорода происходит с помощью гемоглобина.

Все животные и растения дышат кислородом (за исключением некоторых анаэробных микроорганизмов). Кислород окисляет в живых организмах углеводы, жиры и другие органические вещества, а у некоторых микроорганизмов и неорганические (сероводород, железо и др.). Энергия, выделяемая при этом, расходуется на все жизненные процессы (биохимические синтезы, работу мышц, движения и т.д.).

Процессы горения, дыхания и гниения обусловлены переводом свободного кислорода в связанное состояние и являются экзотермическими. Например:



Сера в живых организмах в связанном состоянии входит в состав белков (рубредоксины, геминовые железосодержащие белки, ферредоксины и др.) и важных аминокислот (цистеина, глутатиона), а в свободном состоянии – в клетки некоторых бактерий и водорослей.

В виде неорганических соединений и в свободном состоянии сера широко распространена в природе (сульфиды, сульфаты, сероводород, сернистый газ и др.). Некоторые микроорганизмы окисляют сульфиды до сульфатов. Растения усваивают из почвенной воды сульфаты, и в результате сложных биохимических процессов сера восстанавлива-

ется и входит в состав белков и других жизненно важных органических веществ, выполняющих разные функции.

Некоторые аминокислоты, содержащие серу, способствуют переносу водорода в живых организмах. Так, цистеин, окисляясь и отщепляя водород от двух молекул, переходит в цистин со связью $-S-S-$.

Цистин при осторожном восстановлении переходит по обратному процессу в цистеин за счет присоединения водорода к дисульфидным связям $-S-S-$. В результате происходит перенос водорода в организме. Остатки цистеина во многих белках-ферментах участвуют своими группами в ферментативных реакциях.

Цистеин, цистин и другие органические вещества, содержащие группы $-SH$ и $-S-S-$, защищают организм от радиационного облучения и применяются для профилактики и лечения лучевой болезни. Это связано с тем, что при радиационном воздействии в организме из воды образуются ионы водорода и гидроксила, а группы $-SH$ и $-S-S-$ их блокируют. Сера снижает содержание сахара в крови и способствует отложению гликогена в печени.

Фтор входит в состав костей и эмали зубов. В организм человека фтор поступает в основном с питьевой водой. Оптимальное содержание фтора в питьевой воде составляет 1–1,5 мг/л. Как недостаток, так и избыток его приводит к болезни зубов.

Хлор содержится в животных организмах в виде Cl^- . Хлорид-ионы улучшают электрическую проводимость клеточных мембран. Соляная кислота, входящая в состав желудочного сока, необходима для нормальной деятельности ферментов. Хлорид натрия обеспечивает постоянство осмотического давления крови, создает условия для нормальной функции эритроцитов и т.д. Главным источником хлорид-ионов для человека является поваренная соль.

Биохимическая функция брома до конца не выяснена.

Йод регулирует обмен веществ и влияет на правильное развитие организма. Содержится он главным образом в щитовидной железе и надпочечниках. Недостаток йода в гормоне щитовидной железы – тироксине – приводит к базедовой болезни.

Экспериментальная часть

Оборудование: пробирки, спиртовка, нихромовая проволока, бюретки, мерные цилиндры на 100 и 10 мл, колбы (3 шт. на 250 мл), воронки, бумажные фильтры, дозатор для пипеток или резиновая груша, электроплитка.

Реактивы: растворы солей $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ или $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SnCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, KI , $\text{KOH}_{(\text{разб. и конц.})}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CH_3COOH , HCl , H_2O_2 , H_2SO_4 , NH_4Cl , KMnO_4 , NaNO_2 , NaNO_3 , $\text{Al}(\text{Mg, Zn})$, Na_2SO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, BaCl_2 , AgNO_3 .

Анализ свойств катионов *p*-элементов

Опыт 1. Свойства катионов Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} .

1.1. Гидролиз катионов Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} .

Отобрать в три пробирки по 1 мл растворов солей Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} . Обмакнуть стеклянную палочку в раствор в пробирке 1 и смочить мокрой палочкой универсальную индикаторную бумагу. Сравнить окраску бумаги с цветной шкалой, связывающей окраску с pH раствора. Записать цвет бумаги и значение pH. Ополоснуть стеклянную палочку водой и повторить опыт с раствором соли в пробирке 2 и т.д.

- Все ли соли подвергаются гидролизу?
- Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде по первой ступени.

1.2. Взаимодействие катионов Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} с щелочами.

Отобрать в три пробирки по 1 мл растворов солей анализируемых катионов. Прибавить к растворам по 1–2 капли раствора KOH . К выпавшим осадкам добавить избыток раствора KOH до щелочной реакции.

- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
- Объясните растворение осадка в пробирках, где это произошло.

Опыт 2. Восстановительные свойства ионов олова Sn^{2+} .

Налить в пробирку 2 капли раствора, содержащего Sn^{2+} , прибавить 2–3 капли 2 М NaOH , отметить цвет осадка и добавить избыточное количество щелочи до полного растворения осадка. Затем прилить в ту же пробирку 2–3 капли свежеприготовленного раствора нитрата висмута. Наблюдать образование черного осадка висмута восстановленного.

- Запишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса и полуреакций.
- Сделайте вывод о восстановительных свойствах Sn^{2+} .

Опыт 3. Специфическая реакция на катион свинца Pb^{2+} .

Налить в пробирку 1–2 мл $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, добавить по каплям раствор KI до выпадения осадка. Раствор с осадка слить, добавить воды и 2 М

раствор CH_3COOH , прокипятить до растворения осадка и медленно охладить. Обратить внимание на происходящие явления.

- Запишите уравнения реакций.
- Объясните выпадение осадка в пробирке при охлаждении раствора.

Свойства соединений и анионов *p*-элементов-неметаллов

Опыт 1. Реакция карбонат-ионов CO_3^{2-} .

Кислоты, более сильные, чем угольная (соляная, серная, уксусная), взаимодействуя с карбонатами, разлагают их с выделением CO_2 .

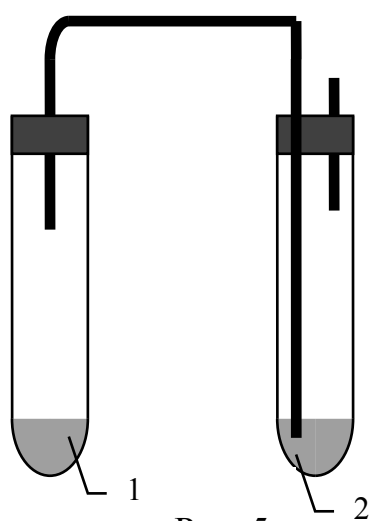


Рис. 5

Оксид углерода (IV) может быть обнаружен по помутнению раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – известковой воды. Реакцию проводят в приборе (рис. 5).

В пробирку 1 налить 1–2 мл раствора Na_2CO_3 и такой же объем 2 М HCl . После этого пробирку закрыть пробкой с газоотводной трубкой и пропустить выделившийся газ через известковую воду (пробирка 2).

- Опишите наблюдения. Что происходит с осадком при длительном пропускании CO_2 ?

- Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2. Свойства силикат-иона.

Кремниевая кислота слабее угольной. Она легко поликонденсируется по OH -группам с образованием геля поликремниевой кислоты.

2.1. Взаимодействие силикатов с кислотами.

К 1 мл раствора Na_2SiO_3 добавить такой же объем разбавленного раствора соляной или серной кислоты.

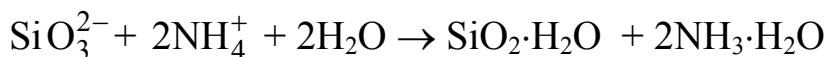
- Почему осадок выпадает постепенно? Запишите уравнение протекающей реакции.

2.2. Гидролиз силикат-иона в присутствии NH_4Cl .

Поместить в пробирку 1 мл раствора Na_2SiO_3 и прибавить 1 каплю фенолфталеина.

- На что указывает окраска индикатора?

В ту же пробирку прибавить 3–5 капель раствора NH_4Cl . Наблюдать образование кремниевой кислоты:



- Убедитесь по запаху в выделении из пробирки аммиака.
- Опишите характер осадка.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.

В три пробирки внести отдельно по 2–3 капли 0,5 н. раствора перманганата калия, 0,5 н. раствора дихромата калия, 0,5 н. раствора йодида калия. Во все пробирки добавить по 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты, а в пробирку с раствором йодида калия – еще 1 каплю раствора крахмала. Во все три пробирки добавить по 4–5 капель 0,5 н. раствора нитрита калия.

- Отметьте изменение окраски растворов в каждой пробирке.
- Напишите уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии с йодидом калия нитрит калия восстанавливается до оксида азота (II). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
- Сделайте вывод о свойствах нитрит-ионов.

Опыт 4. Частная реакция нитрат-ионов.

Реакция восстановления алюминием в щелочной среде.

К 2–3 каплям раствора NaNO_3 прибавить 2–3 капли концентрированного раствора NaOH и кусочек металлического алюминия. Смесь нагреть.

- Определите по запаху, какой газ выделяется.
- Запишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 5. Свойства сульфит-ионов.

Восстановительные свойства сульфит-ионов.

К 1–2 каплям раствора KMnO_4 прибавить 3–4 капли раствора H_2SO_4 и затем по каплям раствор сульфита натрия до обесцвечивания раствора.

- Запишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.
- Сделайте вывод о свойствах SO_3^{2-} .

Опыт 6. Свойства тиосульфат-ионов.

6.1. Образование тиосульфата бария.

К нескольким каплям раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить избыток раствора BaCl_2 . Так как тиосульфат бария легко образует пересыщенные

растворы, при выполнении реакции следует потереть стенки пробирки стеклянной палочкой.

- Отметьте цвет осадка.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

6.2. Образование малорастворимого тиосульфата серебра.

К нескольким каплям раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить избыток раствора AgNO_3 . При выполнении этой реакции следует иметь в виду, что осадок $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ растворяется в избытке тиосульфата, образуя комплексные ионы. Поэтому осадок выпадает только при избытке ионов Ag^+ .

- Объясните изменение цвета осадка. Какое соединение образуется по окончании реакции?
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

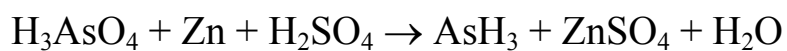
Опыт 7. Качественная реакция на галогенид-ионы.

В три пробирки налить по 1 мл растворов солей: в первую пробирку – раствор NaCl , во вторую – раствор KBr , в третью – раствор KI . Затем во все пробирки добавить несколько капель раствора AgNO_3 .

- Укажите цвет и характер осадков.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Вопросы к защите работы

1. Напишите уравнения гидролиза тетрабората натрия. Связан ли этот процесс с фармакологическим действием препарата?
2. Почему раствор силиката натрия имеет гораздо большую вязкость, чем растворы карбонатов той же концентрации?
3. Фосфат алюминия AlPO_4 плохо растворим в H_2O . Какую роль в жизнедеятельности играет образование этого фосфата в организме?
4. К каким заболеваниям может привести отравление CO_2 (концентрация CO_2 выше 10 %)?
5. Чем объясняется токсическое действие CO ? Чем можно объяснить применение восстановленного железа в качестве антидота при отравлении CO ?
6. Какой механизм противотоксичного действия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ возможен при отравлении соединениями ртути, свинца, синильной кислотой?
7. В криминалистике для доказательства отравления мышьяком используется проба Марша. Реакция основана на восстановлении AsO_4^{3-} под действием металлического цинка в кислой среде:



Рассчитайте коэффициенты методом электронного баланса.

8. Мышьяк обнаруживают по почернению бумаги, смоченной AgNO_3 , через которую пропускают AsH_3 . Расставьте коэффициенты в уравнении методом электронного баланса и ионно-электронным методом, учитывая, что $\text{ЭО}_{\text{As}} = \text{ЭО}_{\text{H}} = 2,1$. Какой метод предпочтительнее использовать?

Лабораторная работа № 11

Общие свойства d -элементов

Цель работы: изучение на практике общих свойств d -элементов.

Общие сведения

Общая характеристика. В Периодической системе элементов Д. И. Менделеева в настоящее время насчитывается 33 d -элемента: в 4-, 5- и 6-м периодах находится по 10 d -элементов. Располагаются они между s - и p -элементами. В незаконченном 7-м периоде только три d -элемента: актиний, курчатовий и нильсборий.

Характерной особенностью d -элементов является то, что в их атомах заполняются орбитали не внешнего слоя (как у s - и p -элементов), а предвнешнего. У d -элементов валентными являются энергетически близкие девять орбиталей: одна ns -орбиталь, три np -орбитали и пять $(n - 1) d$ -орбиталей.

На внешнем уровне атомы d -элементов имеют, как правило, по два электрона s^2 . Однако у девяти d -элементов (Nb, Rh, Cr, Mo, Ru, Pt, Cu, Ag и Au) в результате «провала» одного электрона на внешнем уровне остается по одному электрону s^1 . В атоме палладия имеет место «двойной провал», а внешний уровень его не содержит электронов.

Подобное строение электронных оболочек атомов d -элементов определяет ряд их общих свойств. Все d -элементы – металлы. Но металлические свойства у них выражены меньше, чем у s -элементов. В каждом большом периоде d -элементы образуют семейства из 10 d -элементов, состоящие из двух подсемейств ($s^2d^1 - s^2d^5$ и $s^2d^6 - s^2d^{10}$).

Все d -элементы, за исключением Zn, Cd, Sc, Y, Ag, проявляют переменную степень окисления. Почти для всех d -элементов, в частности, возможна степень окисления +2 и +3.

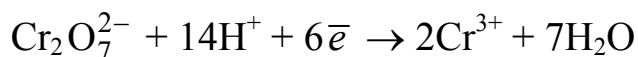
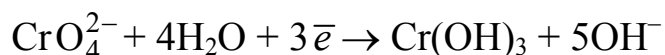
Химические свойства. С химической точки зрения для d -элементов характерны три основные черты: склонность к проявлению окислительно-восстановительных свойств; кислотно-основные свойства и амфотерность; высокая способность к комплексообразованию.

1. *Склонность к проявлению окислительно-восстановительных свойств.* Все d -элементы, как и все металлы, – восстановители. Их восстановительная способность определяется как строением электронных конфигураций, так и размерами ионов.

Из-за отрицательных значений стандартных электродных потенциалов все d -элементы, кроме меди, должны растворяться в 1 н. растворах кислот с выделением водорода.

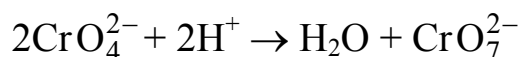
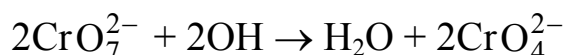
Металлы, имеющие отрицательные потенциалы, окисляются на воздухе; металлы, имеющие положительные потенциалы, окисляются гораздо медленнее или практически вовсе не окисляются (Pt, Au).

Соединения *d*-элементов в своей высшей степени окисления обладают сильными окислительными свойствами. Например, соединения хрома (VI) – сильные окислители и в окислительно-восстановительных процессах переходят в производные хрома (III) в кислой и щелочной средах:



Наибольшая окислительная активность соединений хрома (VI) наблюдается в кислой среде.

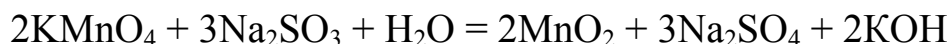
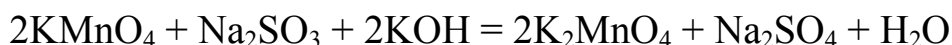
Хромат-ионы CrO_4^{2-} способны переходить в дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, и наоборот:



В хроматах и дихроматах одинаковая степень окисления хрома, равная +6, но дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ существуют в кислой среде, а CrO_4^{2-} – в щелочной.

Сильными окислительными свойствами обладают и соли марганцевой кислоты HMnO_4 , называемые перманганатами. Наиболее широко применяется перманганат калия KMnO_4 .

В зависимости от pH среды восстановление перманганатов может протекать с образованием различных конечных продуктов. В кислой среде восстановление доходит до иона двухвалентного марганца, в нейтральной – конечным продуктом является обычно оксид марганца (IV) MnO_2 , а в сильнощелочной среде образуется непрочный манганат:



Окислительные свойства растворов перманганата калия применяют для количественного определения восстановителей – солей железа (II), пероксида водорода, сульфитов, нитритов, щавелевой кислоты, хлоридов, йодидов и др.

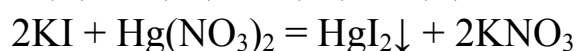
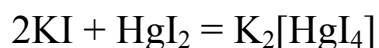
2. *Особенности кислотно-основных свойств.* В химических реакциях с участием *d*-элементов образование связи обусловлено как *s*-электронами, так и всеми или частью *d*-электронов. При этом возникают соединения с различными валентными состояниями *d*-элементов. Например, TiCl_2 , TiCl_3 и TiCl_4 . То же самое касается и гидроксидов металлов, которых у каждого *d*-элемента может быть несколько в зависимости от степени окисления. Степень окисления влияет на кислотно-основные свойства гидроксидов. Гидроксиды, в которых *d*-элемент находится в низкой степени окисления, обычно проявляют основные свойства, а если *d*-элемент находится в высшей степени окисления, то гидроксиды обладают кислотными свойствами. Граница между теми и другими чаще всего соответствует степеням окисления +3 и +4 и смещается к более низким степеням окисления с ростом атомного номера. Гидроксиды, отвечающие этим степеням окисления, часто амфотерны.

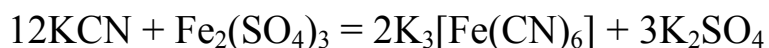
Амфотерные гидроксиды растворяются в растворах щелочей:



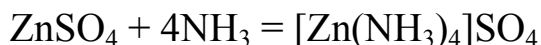
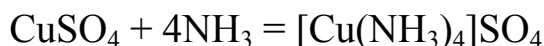
3. *Способность к комплексообразованию.* Все элементы – активные комплексообразователи. Максимум способности к комплексообразованию приходится на те *d*-элементы, которые расположены в побочной подгруппе VIII группы (Fe, Co, Ni, Pt и др.). К ним примыкают элементы подгруппы марганца и хрома. Это элементы с незаполненными *d*-подуровнями. Хотя элементы малых периодов (*s*- и *p*-элементы) значительно худшие комплексообразователи, но и у них наибольшая склонность к комплексообразованию приходится примерно на середину периода.

При переходе вниз по подгруппе способность к комплексообразованию изменяется сложным путем. Она связана с зарядом иона и его радиусом. Невысокие заряды ионов и их большие радиусы приводят к уменьшению прочности комплексных ионов, но при этом часто наблюдается большее разнообразие комплексных соединений. Наоборот, высокозарядные ионы и их малые радиусы способствуют увеличению прочности комплексов, но при этом снижается число возможных комплексных соединений. Устойчивыми соединениями являются комплексы Hg(II) , Fe(II) , Fe(III) , Co(III) , Ni(II) :





Эти элементы могут образовывать нейтральные, катионные и анионные комплексы. Для некоторых *d*-элементов комплексообразование проявляется даже в поведении их ионов по отношению к воде. Известно, что безводный ион Cu^{2+} бесцветен. Но растворение обезвоженных солей меди (II) в воде сопровождается образованием голубых аквакомплексов $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Наиболее устойчивыми катионными комплексами являются аминокомплексы типа $[\text{Э}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Э}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, легко образующиеся под действием аммиака на растворы солей:



Из нейтральных комплексов *d*-элементов имеют важное значение *цис*-дихлородиамминплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ и *цис*-тетрахлородиамминплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$, проявляющие противоопухолевую активность.

Экспериментальная часть

Оборудование: пробирки, спиртовка.

Реагенты: соли *d*-металлов, индикаторная бумага, гидроксид калия или натрия, гидроксид аммония, раствор $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, гранулы Zn, растворы HCl, диметилглиоксима, тиоцианата калия, иодида калия.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами.

В одну пробирку поместить гранулу цинка, в другую – меди. Прилить 0,1 М раствор HCl. В другие две пробирки с этими металлами прилить разбавленный раствор HNO_3 .

- Запишите уравнения реакции. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 2. Взаимодействие металлов со щелочами.

В одну пробирку поместить гранулу цинка, в другую – меди. Прилить 5–10 мл 1 М раствора гидроксида натрия.

- Запишите уравнения реакции. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с солями.

3.1. Взаимодействие железа с сульфатом меди.

В пробирку поместить гранулу железа. Прилить по 5–10 мл раствора сульфата меди.

- Запишите уравнения реакции. Объясните наблюдаемые явления.

3.2. Взаимодействие меди с хлоридом железа (III).

В пробирку поместить гранулу меди, прилить по 5–10 мл раствора хлорида железа (III).

- Запишите уравнения реакции. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 4. Гидролиз катионов *d*-элементов.

Приготовить в лабораторном журнале табл. 8.

Таблица 8

Пробирка №	Исследуемый катион	Окраска растворов	Окраска индикатора	Сокращенное ионное уравнение гидролиза	pH раствора
1	Cr^{3+}				
2	Mn^{2+}				
3	Fe^{2+}				
4	Fe^{3+}				
5	Co^{2+}				
6	Ni^{2+}				
7	Zn^{2+}				
8	Cu^{2+}				

Отобрать в пробирки по 1 мл растворов солей указанных катионов. Обмакнуть стеклянную палочку в раствор в пробирке 1 и смочить мокрой палочкой универсальную индикаторную бумагу.

Сравнить окраску бумаги с цветной шкалой, связывающей окраску с pH раствора. Записать цвет бумаги и значение pH в табл. 8. Ополоснуть стеклянную палочку водой и повторить опыт с раствором соли в пробирке 2 и т.д.

Растворы в пробирках используйте для проведения опыта 5.

- При анализе наблюдений отметьте, у каких катионов степень гидролиза больше, у каких – меньше.
- Сформулируйте выводы о зависимости степени гидролиза катионов *d*-элементов от природы катиона и заряда.
- Напишите в общем виде ионное уравнение реакции гидролиза катионов.

Опыт 5. Образование гидроксидов катионов *d*-элементов и изучение их свойств.

Приготовить таблицу для записи наблюдений (табл. 9).

В каждую пробирку с солью указанного катиона прибавить несколько капель раствора KOH ($C = 2$ моль/л). Отметить в таблице цвет

образовавшихся осадков гидроксидов (в пробирке с Hg^{2+} выпадает оксид HgO). Обратить внимание, что окраска гидроксидов Mn(II) и Fe(II) изменяется с течением времени.

Таблица 9

Пробирка №	Исследуемый катион	Р е а к т и в		
		КОН недостаток	КОН избыток	H_2SO_4
1	Cr^{3+}			
2	Mn^{2+}			
3	Fe^{2+}			
4	Fe^{3+}			
5	Co^{2+}			
6	Ni^{2+}			
7	Cu^{2+}			
8	Zn^{2+}			
9	Hg^{2+}			

Затем в те же пробирки прибавить раствор КОН ($C = 6$ моль/л), избыток. Отметить, какие осадки растворились в избытке щелочи. Затем в те пробирки, в которых осадок не растворился, прибавить по 1 мл раствора H_2SO_4 ($C = 3$ моль/л).

- Запишите наблюдения в табл. 9.
- Объясните, почему изменялся цвет гидроксидов Mn(II) и Fe(II) .
- Напишите уравнения реакций образования нерастворимых в воде гидроксидов.
- Напишите уравнения реакции растворения гидроксидов цинка и хрома в избытке щелочи.
- Запишите уравнения реакций гидроксидов с серной кислотой.

Опыт 6. Образование аммиачных комплексов катионов d -элементов.

Приготовить таблицу для записи наблюдений (табл. 10).

Отмерить в пробирки по 2–3 капли солей указанных катионов, затем прибавить по несколько капель разбавленного водного раствора аммиака. В соответствующей графе табл. 10 отметить цвет образовавшегося осадка гидроксида. Затем в те же пробирки прибавить по несколько капель концентрированного водного раствора аммиака.

- Отметьте, в каких случаях произошло растворение осадка, укажите цвета полученных растворов.
- Запишите уравнения реакций.

Таблица 10

Пробирка №	Исследуемый катион	Р е а к т и в	
		NH ₃ (разб.)	NH ₃ (конц.)
1	Cr ³⁺		
2	Mn ²⁺		
3	Fe ²⁺		
4	Fe ³⁺		
5	Co ²⁺		
6	Ni ²⁺		
7	Cu ²⁺		
8	Zn ²⁺		
9	Hg ²⁺		

Опыт 7. Некоторые свойства соединений Cr⁶⁺ и Mo⁶⁺.

7.1. Восстановление Cr⁶⁺ йодидом калия.

В пробирку налить 1 мл раствора соли K₂Cr₂O₇, прилить несколько капель раствора серной кислоты и несколько капель раствора йодида калия KI.

- Как изменяется окраска?

Полученный раствор налить в капельную воронку и добавить несколько миллилитров бензола или толуола. Закрыть пробкой и энергично встряхнуть несколько раз. Дать отстояться раствору. Органический растворитель экстрагирует выделившийся йод. После отстаивания образуются два слоя.

- Запишите наблюдения.
- Составьте уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

7.2. Восстановление Mo⁶⁺ с образованием молибденовой сини.

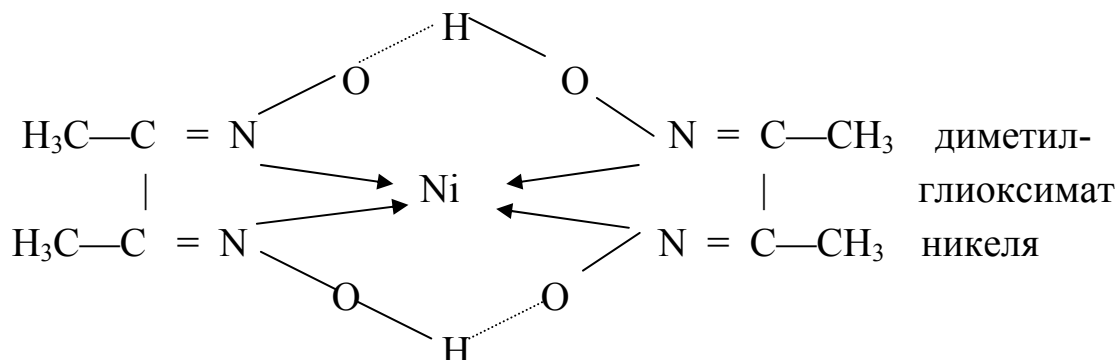
Отобрать в пробирку 1 мл раствора (NH₄)₂MoO₄, опустить в нее одну гранулу Zn и прибавить 3–4 капли HCl. Наблюдается восстановление молибдата с образованием коллоидного раствора молибденовой сини MoO₃·Mo₂O₃·nH₂O.

- Запишите наблюдения.
- Составьте схему реакции.

Опыт 8. Образование комплексов диметилглиоксима с Fe²⁺ и Ni²⁺.

В две пробирки поместить по 1 мл соли железа (II) и соли никеля (II), прибавить 0,5 мл раствора аммиака и 2–3 капли спиртового раствора диметилглиоксима.

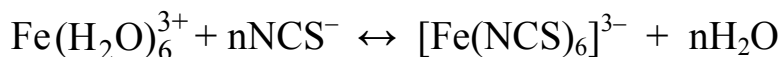
- Запишите наблюдения. Составьте схему реакции, учитывая образование диметилглиоксиматов железа (II) и никеля (II):



Опыт 9. Получение тиоцианатных комплексов.

9.1. Получение тиоцианата железа и кобальта.

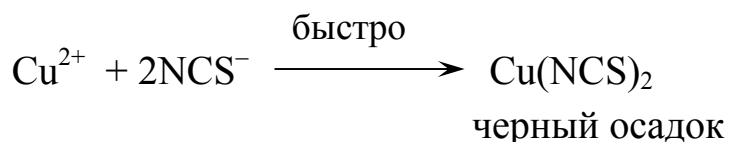
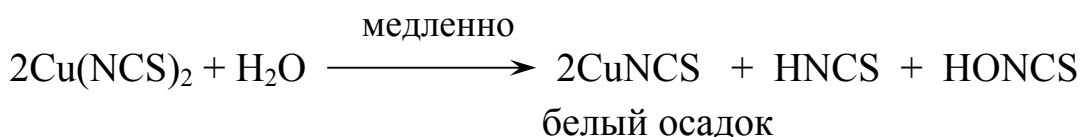
В две пробирки налить по 1 мл солей катионов Fe^{3+} и Co^{2+} , прилить раствор тиоцианата калия (к соли кобальта добавить кристаллы KCNS).



- Запишите наблюдения и уравнение реакции.

9.2. Получение тиоцианата меди (II).

В пробирку с раствором соли Cu (II) добавить 0,5 мл раствора NH_4NCS (KNCS). Наблюдается образование осадка и постепенное изменение его цвета.



- Запишите наблюдения.

Опыт 10. Взаимодействие катионов Cu^{2+} , Hg^{2+} с йодид-ионом.

10.1. Окислительные свойства меди (II).

Прилить в пробирку 1 мл раствора соли меди (II) и добавить такой же объем йодида калия. Медь (II) легко окисляет йодид-ионы.

- Запишите наблюдения? Добавьте в пробирку раствор крахмала. Как изменяется окраска? Какое вещество образуется?

- Запишите окислительно-восстановительную реакцию, учитывая образование йодида меди (I).

10.2. Получение комплексного соединения ртути (II).

Прилить в пробирку 1 мл раствора соли ртути (II) и добавить 1–2 капли раствора йодида калия. Записать цвет образовавшегося осадка. Затем прилить в пробирку избыток раствора KI. Ионы Hg^{2+} образуют с избытком йодид-ионов комплексный тетрайодомеркурат (II)-ион: $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

- Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 11. Получение сульфидов металлов подгруппы цинка.

Налить в одну пробирку 1 мл раствора соли цинка, в другую – 1 мл соли кадмия, в третью – 1 мл соли ртути. Прилить во все пробирки по 1 мл раствора сульфида натрия.

- Укажите цвет выпавших осадков и запишите уравнения реакций.

Вопросы к защите работы

1. Определите положение *d*-элементов в периодической системе и перечислите их общие свойства.

2. Почему у молибдена и вольфрама высокие степени окисления более устойчивы, чем у хрома?

3. Запишите электронные формулы ионов хрома в различных степенях окисления.

4. Какие степени окисления проявляет марганец?

5. Где расположены Mn, Tc, Re в ряду стандартных электродных потенциалов? Как они взаимодействуют с кислотами?

6. Какие степени окисления характерны для железа, кобальта, никеля?

7. Сопоставьте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Fe (II) и Fe (III).

8. В чем сходство и в чем различие в свойствах элементов VIII группы побочной подгруппы?

9. Известно, что ртуть чрезвычайно ядовита. Как нейтрализовать пролитую ртуть в помещении?

10. Приведите известные примеры использования перманганата калия в различных целях. На чем основано его применение?

11. В каких кислотах растворяются серебро и золото? Запишите уравнения.

12. Чем объясняется способность элементов подгруппы меди образовывать комплексные соединения?

13. Какие свойства цинка позволяют относить его к переходным, а какие – к непереходным металлам?

14. Как цинк взаимодействует с растворами щелочей и кислот? Приведите примеры.

15. Как изменяется термическая устойчивость гидроксидов подгруппы цинка?

Практические работы

Практическая работа № 1 Химическая термодинамика

Цели работы теоретический и экспериментальный расчет теплового эффекта химических реакций; вычисление энергии Гиббса (ΔG) химических реакций; определение возможности и направления их протекания.

Общие сведения

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в виде теплоты (изменение энтальпии – $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$). Реакции, в которых теплота выделяется, называются экзотермическими, а реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются эндотермическими.

Для вычисления теплового эффекта (или $\Delta H_{\text{х.р.}}^0$) пользуются следствием из закона Гесса: **тепловой эффект (или энтальпия) процесса равна разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов (n, m):**

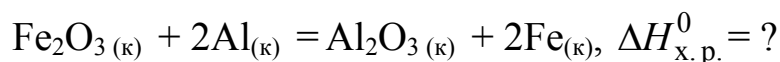
$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = \sum n_i \Delta H_{298i}^0 - \sum m_i \Delta H_{298i}^0,$$

продуктов реакции	исходных веществ
----------------------	---------------------

где ΔH_{298i}^0 – стандартная энтальпия вещества, равная тепловому эффекту образования одного моля вещества из простых веществ, устойчивых при $t = 298 \text{ K}$ и $p = 101 \text{ кПа}$ ¹.

Пример 1. Вычислите изменение энтальпии (тепловой эффект) химической реакции восстановления оксида железа (III) алюминием.

Решение. Для вычисления энтальпии данной реакции запишите термохимическое уравнение, которое должно содержать стехиометрические коэффициенты, стоящие перед молекулами (возможно, дробные) с указанием агрегатного состояния веществ.



¹ См. приложение учебно-методического пособия: Общая и неорганическая химия : учеб.-метод. пособие / сост.: Ю. П. Перельгин, И. Г. Кольчугина, Т. К. Семченко, С. В. Кабанов ; под ред. Ю. П. Перельгина. – Пенза : Изд-во ПГУ, 2013.

В приложении учебно-методического пособия необходимо найти стандартные энтальпии веществ.

Для данного примера ΔH_{298}^0 равна:

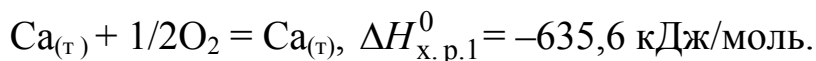
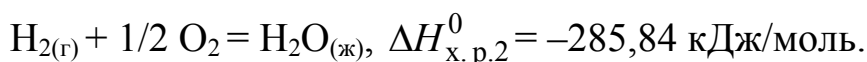
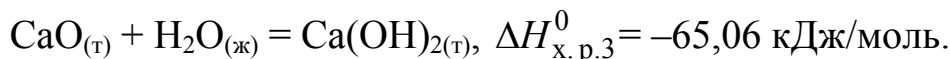
$$\Delta H_{298 \text{ Al}}^0 = 0; \Delta H_{298 \text{ Fe}_2\text{O}_3}^0 = -1676 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298 \text{ Fe}}^0 = 0; \Delta H_{298 \text{ Fe}_3\text{O}_4}^0 = -822 \text{ кДж/моль}.$$

Отсюда следует, что тепловой эффект данной реакции равен:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{х.р.}}^0 &= (\Delta H_{298 \text{ Al}_2\text{O}_3}^0 + 2\Delta H_{298 \text{ Fe}}^0) - (\Delta H_{298 \text{ Fe}_2\text{O}_3}^0 + 2\Delta H_{298 \text{ Al}}^0) = \\ &= (-1676 + 2 \cdot 0) - (-822,1 + 2 \cdot 0) = -853,9 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Пример 2. Вычислите стандартную энтальпию образования гидроксида кальция исходя из энтальпий следующих термохимических реакций:



Решение. По закону Гесса стандартная энтальпия образования гидроксида кальция равна сумме тепловых эффектов всех промежуточных стадий. Производя сложение приведенных выше энтальпий и реакций, убеждаемся, что они представляют промежуточные стадии реакций получения гидроксида кальция из простых веществ:

$$\begin{aligned} \text{Ca}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} &= \text{Ca(OH)}_{2(\text{г})} \\ \Delta H_{298 \text{ Ca(OH)}_2}^0 &= \Delta H_{\text{х.р.1}}^0 + \Delta H_{\text{х.р.2}}^0 + \Delta H_{\text{х.р.3}}^0 = -635,6 - 285,84 - \\ &- 65,06 = -986,5 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Направление, в котором самопроизвольно протекает химическая реакция, определяется совместным действием двух факторов:

1) тенденцией к переходу системы в состояние с наименьшей энтальпией;

2) тенденцией к достижению наиболее вероятного состояния.

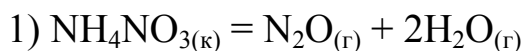
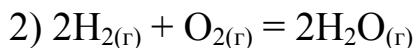
Мерой вероятности (т.е. наибольшего беспорядка) состояния системы принято считать энтропию S , которая имеет размерность (Дж/(моль·К)).

Энтропия возрастает при переходе вещества из кристаллического состояния в жидкое, из жидкого в газообразное, при растворении кри-

сталлов, при расширении газов, при химических взаимодействиях, приводящих к увеличению числа частиц.

Напротив, процессы, в которых упорядоченность системы возрастает, сопровождаются уменьшением энтропии.

Пример 3. Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии в реакциях:



Решение. В реакции (1) 1 моль вещества в кристаллическом состоянии образует три моля газов, следовательно, $\Delta S_{\text{х.р.}} > 0$. В реакции (2) уменьшается общее число молей газообразных веществ, $\Delta S_{\text{х.р.}} < 0$.

Изменение энтропии системы в результате химической реакции ($\Delta S_{\text{х.р.}}$) равно:

$$\Delta S_{\text{х.р.}}^0 = \sum n_i S_{298i}^0 - \sum m_i S_{298i}^0$$

продуктов
исходных
реакции
веществ

Функцией состояния, отражающей влияние энтропии и энтальпии на направление химических процессов, служит энергия Гиббса ($G = H - TS$).

Для изобарно-изотермических процессов изменение энергии Гиббса равно:

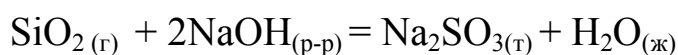
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Химические реакции в закрытых системах (это системы, в которых отсутствует обмен веществом с окружающей средой, но обмен энергией возможен) могут самопроизвольно протекать только в таком направлении, при котором энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta G < 0$).

Температуру, при которой $\Delta G^0 = 0$, называют температурой начала реакции. При этой температуре и прямая и обратная реакции равновероятны:

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}.$$

Пример 4. По величине изменения энергии Гиббса определите, возможна ли следующая реакция:



Можно ли выпаривать щелочь в стеклянном сосуде?

Решение. Для вычисления значения $\Delta G_{\text{х.р.}}$ из справочника¹ определите стандартные энергии Гиббса образования веществ, т.е. ΔG_{298}^0 при реакции образования одного моля вещества из простых веществ.

Изменение всех термодинамических функций не зависит от пути процесса, поэтому

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^0 = \sum n_i \Delta G_{298i}^0 - \sum m_i \Delta G_{298i}^0$$

продуктов исходных
реакции веществ

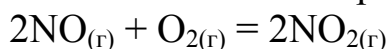
Тогда

$$\begin{aligned} \Delta G_{\text{х.р.}}^0 &= (\Delta G_{\text{х.р. Na}_2\text{SiO}_3}^0 + \Delta G_{\text{х.р. H}_2\text{O}}^0) - (\Delta G_{\text{х.р. SiO}_2}^0 + \Delta G_{\text{х.р. NaOH}}^0) = \\ &= (-1427,8 - 285,5) - (803,75 - 2 \cdot 419,5) = -22,55 \text{ кДж}, \end{aligned}$$

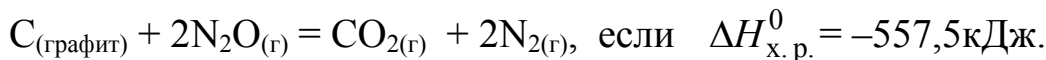
$\Delta G_{\text{х.р.}} < 0$, следовательно, прямая реакция возможна. Выпаривать щелочь в стеклянной посуде нельзя, так как оксид кремния (IV) и гидроксид натрия реагируют между собой.

Практическая часть

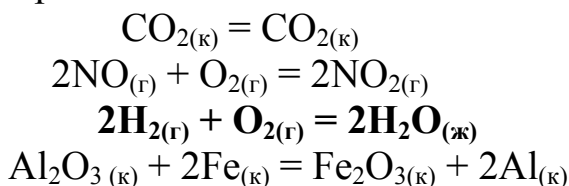
Задание 1. Вычислите ΔH^0 химической реакции



Задание 2. Вычислите теплоту образования N_2O исходя из термохимического уравнения

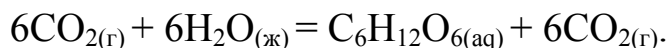


Задание 3. Не производя вычислений, определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:

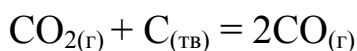


Рассчитайте энтропию для выделенного процесса.

Задание 4. Вычислите стандартную энергию Гиббса реакции фотосинтеза:



Задание 5. Вычислите температуру, при которой равновероятны оба направления процесса



¹ Эту величину находят в приложении учебно-методического пособия.

Вопросы для защиты работы

1. Каковы основные понятия термодинамики?
2. Перечислите типы термодинамических систем и процессов.
3. Сформулируйте первое начало термодинамики.
4. Дайте характеристику энтальпии. Что показывает стандартная энтальпия образования, стандартная энтальпия сгорания?
5. Сформулируйте закон Гесса.
6. Сформулируйте второе начало термодинамики. Что такое энтропия?
7. Дайте характеристику энергии Гиббса. Спрогнозируйте направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах.

Практическая работа № 2

Коллигативные свойства растворов

Цели работы: приобрести навыки расчета коллигативных свойств растворов; закрепить понятия осмоса и осмотического давления.

Общие сведения

Разбавленные растворы неэлектролитов обладают рядом свойств, которые зависят от концентрации находящихся в растворе веществ. Такие свойства называют коллигативными. Зависимость этих свойств от концентрации определяется рядом законов.

1. Изучение свойств растворов начинают с установления зависимости между давлением (летучестью) компонентов и их концентрацией в растворе. При постоянной температуре давление насыщенных паров растворителя над раствором всегда меньше, чем над чистым растворителем. Для достаточно разбавленных растворов это понижение давления насыщенного пара растворителя над растворителем определяется законом Рауля, согласно которому относительное понижение парциального давления пара растворителя над разбавленным раствором равно мольной доле растворенного вещества ($x_1 = n_1 / (n_1 + n_0)$):

$$\frac{(p_0 - p)}{p_0} = X_1 = \frac{n_1}{(n_1 + n_0)},$$

где p_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем, Па; p_1 – давление насыщенного пара растворителя над раствором, Па; n_1 и n_0 – количество растворенного вещества и растворителя соответственно, моль.

2. Понижение давления растворителя над раствором приводит к понижению температуры замерзания ($\Delta T_{\text{кр}}$):

$$\Delta T_{\text{кр}} = K C_m,$$

где K – криоскопическая постоянная для данного растворителя (для воды $K = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$); C_m – моляльная концентрация растворенного вещества.

3. Понижение давления растворителя над раствором также приводит к повышению температуры кипения раствора $\Delta T_{\text{кип}}$ по сравнению с температурой кипения чистого растворителя:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E C_m,$$

где E – эбуллиоскопическая постоянная для данного растворителя, для воды $E = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}$.

Молекулярный вес растворенного вещества может быть определен по повышению температуры кипения:

$$M_2 = \frac{1000Em_2}{m_1\Delta T_{\text{кр}}},$$

где m_1 и m_2 – масса растворителя и растворенного вещества соответственно.

4. Осмотическое давление ($p_{\text{осм}}$):

$$p_{\text{осм}} = C_M RT,$$

где C_M – концентрация растворенного вещества, моль/м³; R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/(моль·К)); T – температура, К.

Осмоз – направленный самопроизвольный переход *молекул растворителя* через мембрану, разделяющую растворы с разными значениями концентрации растворенного вещества. Поры мембраны должны пропускать молекулы растворителя, но не молекулы растворенного вещества. Такие мембраны называют полупроницаемыми. Свойствами полупроницаемых перегородок (точнее, избирательно проницаемых) обладают многие клеточные мембраны животного и растительного происхождения. Растворитель проникает через перегородку с определенным давлением, которое называют осмотическим.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называются изотоническими, раствор с более высоким осмотическим давлением – гипертоническим, а с более низким – гипотоническим.

В солевых растворах, например, оболочка эритроцита проницаема в основном только для молекул воды и не проницаема для ионов солей. Если эритроцит поместить в раствор соли, где концентрация ионов меньше, чем концентрация содержимого эритроцита (гипотонический раствор), то вода будет в большей степени проникать в эритроцит. Эритроцит разбухнет, а при значительной разнице концентраций – лопнет. Это явление называется гемолиз. В гипертонических растворах имеет место обратное явление – сморщивание эритроцитов (плазмолиз) за счет потери ими воды. В изотонических растворах изменения формы эритроцитов не происходит. Изотоническим раствором по отношению к плазме крови является 0,85 %-й раствор натрия хлорида.

Суммарное осмотическое давление растворов, содержащихся в клетке и других тканях человека при температуре 37 °С, составляет 7,7 атм ($7,94 \cdot 10^5$ Па), что создается раствором хлорида натрия с концентрацией 0,9 %, или 0,15 моль/л. Таким образом, данный раствор является изотоничным для крови (физиологический раствор).

Диссоциация электролитов приводит к тому, что общее число частиц растворенного вещества (молекул и ионов) в растворе возрастает по сравнению с раствором неэлектролита той же концентрации. Поэтому коллигативные свойства раствора зависят от концентрации в большей степени электролитов, чем неэлектролитов.

Закон Рауля не применим для растворов электролитов из-за их значительной неидеальности. Для определения давления насыщенного пара над раствором электролита можно использовать эмпирическое правило И. Н. Максимовой, согласно которому относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с чистым раствором пропорционально молярной концентрации растворенного вещества (C_M):

$$(p_0 - p) / p_0 = B C_M,$$

где B – постоянная, определяемая природой растворенного вещества.

В результате диссоциации количество частиц в растворе возрастает в i раз, для электролитов можно применить следующие уравнения, которые описывают коллигативные свойства растворов:

$$\Delta T_{\text{кр}} = i K C_m,$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = i E C_m,$$

$$p_{\text{осм}} = i C_M R T,$$

где i – изотонический коэффициент, связанный со степенью диссоциации (α) и числом ионов, на которые распадается молекула растворителя (n), следующим уравнением: $i = 1 + \alpha (n - 1)$.

Таким образом, определив какое-либо коллигативное свойство раствора, можно определить молекулярную массу растворенного вещества неэлектролита или степень диссоциации электролита. Следует отметить, что в случае сильных электролитов полученное значение α выражает лишь «кажущуюся» степень диссоциации, поскольку в растворе сильных электролитов диссоциация происходит полностью. Наблюдаемое отличие обусловлено межйонным взаимодействием.

Пример 1. При растворении образца неэлектролита массой 1,764 г в воде объем раствора доведен до 100 мл. Измеренное осмотическое давление раствора оказалось равным $2,38 \cdot 10^5$ Па при 20 °С. Определите молярную массу вещества.

Решение. Вещество – неэлектролит, поэтому используем расчетную формулу

$$p_{\text{осм}} = C_M R T,$$

где $T = t + 273 \text{ К}$; $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 8,31 \text{ Н} \cdot \text{м}/(\text{моль} \cdot \text{К})$; $C_M = n / V$; n – количество вещества, моль; V – объем раствора, м^3 (л).

Из уравнения Вант Гоффа получаем:

$$M = \frac{mRT}{p_{\text{осм}}V}.$$

$$M = \frac{1,764 \text{ г} \cdot 8,31 \text{ Н} \cdot \text{м} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} \cdot 293 \text{ К}}{2,38 \cdot 10^5 \text{ Н} \cdot \text{м}^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3} = 180,46 \text{ г/моль}.$$

Пример 2. Навеска неэлектролита массой 12,42 г растворена в воде объемом 500 мл, давление пара полученного раствора при 20 °С равно 3732,7 Па. Давление пара воды при той же температуре 3742 Па. Определите молярную массу вещества.

Решение: Вещество – неэлектролит, используем закон Рауля.

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n}{N + n}.$$

$$\Delta p = p_0 - p = 3742 - 3732,7 = 9,3 \text{ Па}.$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho V = 1 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл} = 500 \text{ г};$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{500 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 27,78 \text{ моль}.$$

$$n_{\text{в-ва}} = \frac{m}{M}.$$

$$\frac{9,3}{3742} = \frac{n}{27,78 + n};$$

$$3742n = 9,3 \cdot 27,78 + 9,3n;$$

$$n = 0,069 \text{ (моль)}.$$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{12,42 \text{ г}}{0,069 \text{ моль}} = 179,44 \text{ г/моль}.$$

Пример 3. Определите криоскопическую константу нафталина по следующим данным: масса нафталина 20 г; в его расплаве растворена органическая кислота, молярная масса которой 137,12 г/моль; масса кислоты 0,1106 г, понижение температуры замерзания этого раствора $\Delta T_{\text{зам}} = 0,278 \text{ }^\circ\text{С}$.

Решение. Органическая кислота – неэлектролит, поэтому используют следующую зависимость:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} C_m,$$

для определения моляльности:

$$n_{\text{к-ты}} = \frac{m}{M} = \frac{0,1106 \text{ г}}{137,12 \text{ г/моль}} = 0,00081 \text{ моль};$$

в 20 г нафталина – 0,00081 моль кислоты;

в 1000 г нафталина – x ;

$x = 0,04$ моль; $C_m = 0,04$ моль/кг;

$$K_{\text{кр}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{C_m} = \frac{0,278 \text{ }^{\circ}\text{C}}{0,04 \text{ моль/кг}} = 6,95 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{кг}.$$

Практическая часть

Задание 1. При какой температуре будет кристаллизоваться водно-спиртовой раствор с массовой долей этилового спирта 40 %?

Задание 2. При температуре 25 °С осмотическое давление раствора, содержащего 2,8 г высокомолекулярного вещества в 200 г раствора, равно $7 \cdot 10^{-6}$ атм. Найдите молекулярную массу вещества.

Задание 3. При растворении 13 г вещества в 400 г диэтилового эфира температура кипения повысилась на 0,453 °С. Определите молекулярную массу растворенного вещества, если эбулиоскопическая постоянная равна 2,6 К·кг/моль.

Задание 4. Что произойдет с клеткой при температуре 20 °С, осмотическое давление которой равно 15 атм, в растворе хлорида кальция с массовой долей 10 %, плотностью раствора 1,1 г/мл и $\alpha = 80$ %?

Задание 5. Сколько сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ надо растворить в 100 г воды, чтобы понизить температуру кристаллизации на 1 °С?

Задание 6. Изотоничны ли при одинаковой температуре водные растворы KI с концентрацией 0,1 моль/л ($\alpha = 100$ %) и раствор глюкозы, температура кристаллизации которого – 0,372 °С?

Задание 7. Давление насыщенного пара диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ при температуре 30 °С равно 647,5 мм рт. ст., давление насыщенного пара раствора 3,1 г анилина в 370 г эфира при той же температуре – 643,58 мм рт. ст. Вычислите молярную массу анилина.

Задание 8. Давление водяного пара раствора, содержащего нелетучее вещество, на 2 % меньше давления пара над чистой водой. Определите моляльность раствора.

Вопросы к защите работы

1. Чем отличаются идеальные растворы от реальных?
2. Какие свойства растворов называют коллигативными?
3. Какое явление называется осмосом? Что такое осмотическое давление? Сформулируйте закон Вант Гоффа.
4. Почему при одинаковой моляльной концентрации раствора неэлектролита и электролита осмотическое давление последнего больше?
5. В каких случаях применяют понятия «осмолярность» и «осмоляльность»?
6. Что такое плазмолиз и гемолиз? Какие растворы называются гипо-, гипер- и изотоническими?
7. Сформулируйте закон Рауля.
8. Почему происходят повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем?
9. Как изменится температура кипения раствора глюкозы, если в него добавить: а) воду, б) мочевины? Дайте краткие пояснения.
10. Разбавленные растворы мочевины и глюкозы имеют равные массовые доли растворенного вещества. Какой из двух растворов имеет меньшую величину понижения температуры замерзания? Дайте краткие пояснения.

Практическая работа № 3
Строение атома.
Периодическая система
химических элементов Д. И. Менделеева

Цели работы: закрепление теоретических знаний по строению атома; овладение методикой составления графических и электронных формул атома элемента; определение химических свойств элементов по положению их в периодической системе и строению электронной оболочки.

Общие сведения

Атомы состоят из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Положительный заряд ядра равен сумме отрицательно заряженных электронов (поэтому атом электронейтрален) и численно соответствует порядковому номеру элемента в периодической системе. Химические свойства элемента зависят главным образом от строения электронной оболочки атома и числа электронов в наружном слое.

Электронные конфигурации атомов и простых ионов принято обозначать определенными значениями квантовых чисел: n , l , m_l и s .

Состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел n , l , m_l и s , называется атомной электронной орбиталью (АО), графически обозначается символом $\square$.

Распределение электронов на атомных орбиталях. Согласно принципу Паули АО может быть занята не более чем двумя электронами, имеющими разные спины, что символически обозначается так: $\uparrow\downarrow$.

Порядок заполнения электронами АО определяется правилами Клечковского, которые учитывают порядок заполнения орбитали от значений как главного (n), так и орбитального (l) квантовых чисел. АО заполняется электронами в порядке последовательного увеличения суммы « $n + l$ » (первое правило Клечковского), а при одинаковых значениях этой суммы – в порядке последовательного возрастания главного квантового числа « n » (второе правило Клечковского).

Изменение свойств химических элементов по мере возрастания их порядкового номера обусловлено повторением строения внешних электронных оболочек атомов. В периодах (горизонтальных рядах) с ростом числа электронов на внешнем или предвнешнем уровнях уменьшается радиус атома, свойства элементов изменяются от типичных металлов через амфотерные к неметаллическим в конце периода.

В вертикальных столбцах (группах) находятся элементы, имеющие степень окисления по кислороду, равную номеру группы. Начиная с 4-го периода группа делится на главную подгруппу, которая включает типичные элементы (*s*- и *p*-элементы), и побочную (*d*- и *f*-элементы). Элементы одной подгруппы называются электронными аналогами. Их валентные электроны расположены на орбиталях, описываемых общей структурой ns . Элементы побочной подгруппы имеют общее строение $(n - 1)d, ns$ валентных орбиталей. Радиус атома в главной подгруппе растет (так как растет число уровней), и увеличиваются восстанавливающие свойства. В побочной подгруппе из-за лантаноидного сжатия радиус атома последнего элемента подгруппы практически равен радиусу вышестоящего атома, восстановительные свойства уменьшаются.

Восстановительные и окислительные свойства элементов зависят от величины энергии ионизации (I , эВ) и энергии сродства к электрону ($E_{\text{ср}}$, эВ).

Способность атома принимать или отдавать электроны в химических реакциях оценивается величиной электроотрицательности:

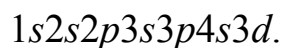
$$\text{ЭО} = I + E_{\text{ср}}.$$

Пример 1. Составьте электронную и графическую формулы элемента с порядковым номером 23. Определите тип элемента, количество валентных электронов.

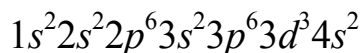
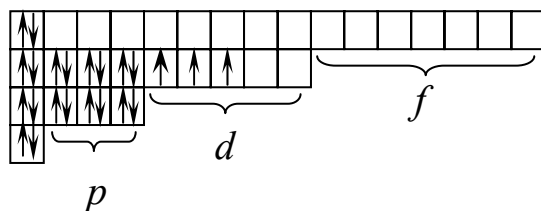
1. Определите число электронов, номер периода, группы, подгруппы. Порядковый номер элемента 23, значит, заряд ядра и максимальное число электронов равны 23. Это элемент ванадий; стоит в 4-м периоде, значит, уровней в атоме четыре (номер периода и значение n численно совпадают). Подгруппа побочная, группа V – число валентных электронов 5.

2. Определите порядок заполнения уровней и подуровней в данном элементе. По первому правилу Клечковского первым заполняется подуровень $1s$, затем по сумме $n + l$ заполняются подуровни $2s, 2p, 3s, 3p, 4s$. Для подуровней $3d, 4p$ сумма $n + l = 5$, т.е. одинакова, по второму правилу Клечковского в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением числа « n », т.е. $3d$.

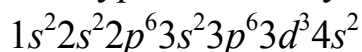
Порядок заполнения уровней и подуровней в атоме ванадия будет таков:



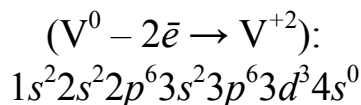
3. Определите количество электронов на каждом уровне и подуровне. Пользуясь принципом Паули и Хунда, распределите электроны по уровням и подуровням:



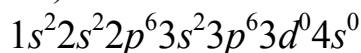
4. Определите число валентных электронов, тип (семейство) элемента. Валентными электронами являются s - и p -электроны внешнего уровня и неспаренные d -электроны предвнешнего уровня. Для элемента № 23 валентными являются $4s^2$ и $3d^3$ электроны, т.е. пять валентных электронов. Подуровень $3d$ является предвнешним (главное квантовое число равно 3), поэтому записать электронную формулу ванадия можно с учетом расположения подуровней следующим образом:



Электронная формула иона V^{+2} (в низшей степени окисления) будет иметь вид



а в высшей – $(V^0 - 5\bar{e} \rightarrow V^{+5}):$



Пример 2. Изучение методики определения основных химических свойств элемента по его электронной формуле. На примере элемента, имеющего электронную оболочку $3d^5 4s^1$, экспериментально подтвердить зависимость его свойств от строения атома.

Решение.

Период 4 (равен главному квантовому числу).

Группа VI (максимальное число валентных электронов).

Подгруппа побочная, так как это d -элемент.

Порядковый номер 24, хром.

d -элемент (в последнюю очередь заполняется d -подуровень предвнешнего уровня).

Проявляет степень окисления по кислороду от +1 до +6.

На внешнем уровне только один электрон $\dots 4s^1$, поэтому свойства элемента в большей степени характеризуются энергией ионизации.

Заданный элемент является металлом, в химических реакциях – восстановителем.

Низшие оксиды Cr_2O , CrO обладают основными свойствами, высший CrO_3 – кислотными, Cr_2O_3 – амфотерными.

Летучих соединений с водородом не образует, так как является металлом. Летучие соединения с водородом дают только p -элементы IV–VII групп, т.е. неметаллы.

Практическая часть

Задание 1. Запишите электронные формулы атомов элемента с зарядом ядра: а) 13; б) 22; в) 41; г) 53. Составьте графические схемы (формулы) заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

Задание 2. Напишите электронные формулы ионов: а) Sn^{2+} , Sn^{4+} ; б) Mn^{2+} , Mn^{6+} ; в) Cu^{1+} , Cu^{2+} .

Задание 3. Определите место элемента (период, группу), его свойства, формулу и характер его высшего оксида, если порядковый номер элемента: а) 35, б) 38, в) 41.

Задание 4. По приведенным окончаниям электронных формул определите элемент и положение его в периодической системе: его тип, период, группу, подгруппу, характерные степени окисления, химический характер оксидов и гидроксидов в высшей степени окисления. Запишите их формулы: а) $3d^2 4s^2$; б) $4s^2 4p^5$.

Вопросы к защите работы

1. Опишите квантово-механическую модель атома. Что такое изотопы, изобары, изотоны?

2. Дайте характеристику главному, орбитальному, магнитному и спиновому квантовым числам.

3. Какими правилами определяется порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней?

4. Дайте формулировку периодического закона Д. И. Менделеева.

5. Каков физический смысл порядкового номера элемента, номера периода и номера группы?

6. Дайте определение следующих характеристик окислительно-восстановительных свойств атома: энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности. Как изменяются эти характеристики в периодах и группах?

7. Определите по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n + l$: а) 6; б) 7.

8. Объясните ход изменения восстановительных свойств элементов $\text{Mg} - \text{Al} - \text{Si}$, если их энергия ионизации соответственно равна: 7,6; 6,0; 8,2 эВ.

9. Какой элемент является более сильным восстановителем литий или натрий; более сильным окислителем – азот или фосфор? Почему?

Практическая работа № 4

Химическая связь

Цель работы: закрепление теоретических знаний по механизму образования и свойствам химической связи.

Общие сведения

Связь, удерживающая атомы в молекуле, называется **химической**. Химическая связь имеет электростатическую природу и обусловлена перераспределением пары электронов между двумя атомами. В образовании химической связи участвуют два электрона с отличающимися спиновыми квантовыми числами.

Образование химической связи всегда сопровождается выделением энергии. Напротив, разрыв связи требует затрат энергии.

В зависимости от расположения пары электронов, образующих связь, различают следующие виды химической связи внутри молекулы:

- ковалентная неполярная и полярная;
- ионная.

Ковалентная неполярная связь образуется, если связующая пара электронов находится на равном расстоянии от обоих ядер. При смещении пары электронов к одному из атомов происходит образование ковалентной полярной связи. Если пара электронов полностью перешла к одному из атомов, то связь становится ионной.

Склонность атомов притягивать или отдавать электрон характеризуется величиной электроотрицательности (ЭО). Данная величина состоит из суммы энергии ионизации электрона (I) и энергии сродства к электрону (E):

$$\text{ЭО} = I + E_{\text{ср.}}$$

Наибольшей величиной электроотрицательности обладает атом фтора 4,0 (по А. Полингу)¹. Чистых ионных связей не существует, так как атом, отдав электрон, получает способность притягивать его обратно и, следовательно, отрицательный заряд на атомах меньше заряда электрона.

Таким образом, по разности величин электроотрицательностей атомов можно судить о степени полярности образуемой химической

¹ Значения электроотрицательности остальных атомов приведены в приложении учебно-методического пособия.

связи. Чем больше эта разность ($\Delta\text{ЭО}$), тем больше степень ионности (СИ) (табл. 11).

Таблица 11

$\Delta\text{ЭО}$	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6
СИ, %	1	4	9	15	22	30	28	47
$\Delta\text{ЭО}$	1,8	2,0	2,2	2,4	2,6	2,8	3,0	3,2
СИ, %	55	63	70	76	82	86	89	92

При разности электроотрицательностей больше 2 принято считать, что образуется ионная связь.

Ковалентная полярная связь обладает направленностью и насыщенностью, тогда как ионная связь ненасыщенна и не имеет направленности.

Направленность и насыщенность ковалентной связи определяют структуру молекул. Рассмотрим строение молекулы воды. Атом кислорода имеет электронное строение $1s^2 2s^2 2p^4$. Валентные p -электроны расположены на электронных облаках, которые находятся в пространстве вдоль трех декартовых координат под углом 90° . На одном p -электронном облаке расположено два электрона, на двух других – по одному электрону. Последние два p -электронных облака перекрываются с s -электронным облаком двух атомов водорода. Но угол в молекуле воды между связями кислород-водород не равен 90° , что объясняется полярностью связи. Максимальная электронная плотность смещена от атома водорода к кислороду, что обусловлено большим значением ЭО у атома кислорода. В результате на атомах водорода возникают эффективные положительные заряды, которые отталкиваются друг от друга. Последнее приводит к тому, что угол между связями кислород-водород равен $104^\circ 28'$. Чем больше смещение электронной плотности (больше степень ионности ковалентной связи), тем больше два атома водорода отталкиваются друг от друга и тем больше угол между связями отличается от 90° .

Очень часто в образовании химических связей участвуют одновременно электроны одного атома, расположенные на s - и p -подуровнях. Как показывают исследования, прочность связей при этом не различается. В данном случае происходит смешение двух или нескольких орбиталей, которые ориентированы в пространстве определенным образом. Набор новых орбиталей носит название гибридных, а сам прием смешения – **гибридизации** орбиталей.

При гибридизации одной s - и одной p -орбитали происходит образование двух sp -гибридных орбиталей, локализованных вдоль одной прямой по разные стороны от ядра. При гибридизации одной s - и двух p -электронных орбиталей происходит образование трех sp^2 -электронных орбиталей, расположенных в плоскости под углом 120° . При гибридизации одной s - и трех p -орбиталей происходит образование четырех sp^3 -гибридных орбиталей, локализованных в пространстве в виде тетраэдра. Гибридизация возможна и при смещении s -, p - и d -орбиталей. При гибридизации происходит выравнивание энергии электронов, расположенных на разных орбиталях.

Если для образования химической связи пару электронов предоставляет один атом, а второй атом – свободную орбиталь, то такая связь называется донорно-акцепторной, или ковалентной.

Пример 1. Определите вид химической связи в молекулах Cl_2 , HCl , CsCl .

Решение. В молекуле хлора каждый из атомов имеет по одному неспаренному электрону и образует общую электронную пару $\text{Cl}:\text{Cl}$, такая связь называется **ковалентной**, и так как электроотрицательность атомов одинакова, то общая электронная пара не смещается и связь является **неполярной**.

В молекуле хлороводорода атомы хлора и водорода также имеют по одному неспаренному электрону и образуют общую электронную пару $\text{H}:\text{Cl}$, но в этом случае электроотрицательность водорода 2,1, а хлора – 3,0, $\Delta\text{ЭО} = 0,9$. Электронная пара смещается к атому хлора, и такая связь является **ковалентной полярной**.

В молекуле хлорида цезия общей электронной пары не образуется, электроотрицательность атома цезия 0,7, а хлора – 3,0, $\Delta\text{ЭО} = 2,3$. Электронная пара полностью переходит к атому хлора и образуются ионы: $\text{Cs}^0 - e \rightarrow \text{Cs}^+$ и $\text{Cl}^0 + e \rightarrow \text{Cl}^-$. Такая связь называется **ионной**.

Пример 2. Как изменяется прочность связи Н-Э в ряду H_2O – H_2S – H_2Se – H_2Te ?

Решение. В указанном ряду размеры электронных облаков элементов (O – S – Se – Te) возрастают, что приводит к уменьшению их степени перекрывания электронным облаком водорода. При этом область перекрывания удаляется от ядра элементов, и наблюдается ослабление связи. Таким образом, при переходе от кислорода к теллуру прочность связи уменьшается.

Пример 3. Определите тип гибридизации и геометрическую форму молекулы ZnCl_2 .

Решение. Электронное строение центрального атома в молекуле Zn в основном состоянии выражается формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. При поглощении энергии ($h\nu$) атом переходит в возбужденное состояние, при этом один электрон с $4s$ -подуровня переходит на $4p$ -подуровень (рис. 6).

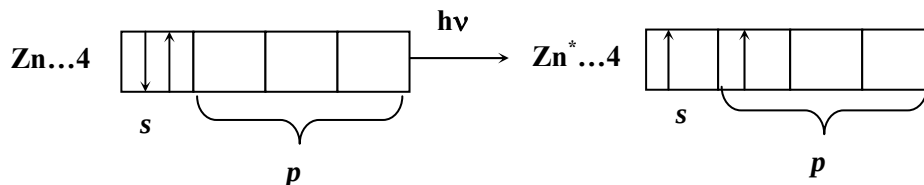


Рис. 6

Одна s и одна p -орбитали 4-го энергетического уровня атома Zn в возбужденном состоянии «перестраиваются» – «усредняются» как по форме, так и по энергии, т.е. имеет место sp -гибридизация. При этом гибридные орбитали располагаются друг относительно друга под углом 180° (рис. 7).

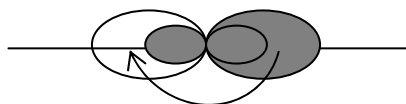


Рис. 7

При образовании молекулы ZnCl_2 происходит перекрывание гибридных орбиталей атома Zn p -орбиталями атомов хлора (рис. 8).

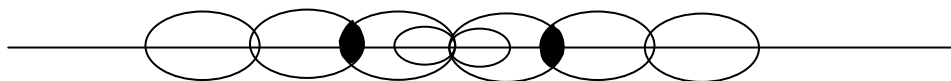


Рис. 8

При этом ядра всех трех атомов лежат на одной прямой – молекула линейна.

Практическая часть

Задание 1. Определите тип связи в молекулах фтора, хлороводорода, хлорида цезия и натрия, азота, хлора, оксида фосфора (V) и метана.

Задание 2. Определите изменение характера химической связи в следующих соединениях: $\text{KCl}-\text{CaCl}_2-\text{FeCl}_2-\text{BrCl}$.

Задание 3. В каком из следующих соединений: TiCl_2 , CaCl_2 или MgBr_2 – большая доля ионной связи?

Задание 4. В какой из молекул H_2Te , H_2S или H_2Se валентный угол приближается к прямому?

Задание 5. Найдите в справочной литературе температуру плавления воска и хлорида натрия. Почему данные температуры так сильно различаются?

Задание 6. Покажите геометрическую форму молекул: SiCl_4 ; VBr_3 . В каком из этих соединений sp^2 -гибридизация?

Задание 7. Определите геометрическую форму молекулы H_2Se , покажите схему образования этой молекулы.

Вопросы к защите работы

1. Какова причина образования химической связи?
2. Какие связи называются полярными и ионными? Приведите примеры.
3. Какие методы трактовки химической связи вам известны?
4. Что такое гибридизация электронных орбиталей?
5. Что такое донорно-акцепторная связь?
6. Что такое σ - и π -связь?
7. Дайте характеристику водородной связи и межмолекулярным взаимодействиям.

Список литературы

1. Суворов, А. В. Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – М. : Химия, 1995. – 624 с.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1985. – 704 с.
3. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. – М. : Высш. шк., 1993. – 560 с.
4. Зеленин, К. Е. Химия / К. Е. Зеленин. – СПб. : Элби-СПб., 1997. – 688 с.
5. Практикум по неорганической химии / под ред. Н. А. Остапкевича. – М. : Высш. шк., 1987. – 233 с.
6. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов : учеб. пособие для студентов медицинских специальностей вузов / под ред. Ю. А. Ершова, В. А. Попкова. – М. : Высш. шк., 1993. – С. 237.
7. Василькова, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. Г. Василькова, А. А. Грановская, А. А. Таперова. – Л. : Химия, 1986. – 288 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Правила работы студентов в химической лаборатории.....	3
Лабораторные работы.....	7
Лабораторная работа № 1. Классы неорганических соединений	7
Лабораторная работа № 2. Расчет и приготовление растворов.....	12
Лабораторная работа № 3. Химическое равновесие	19
Лабораторная работа № 4. Растворы электролитов	24
Лабораторная работа № 5. Гетерогенные равновесия	29
Лабораторная работа № 6. Гидролиз солей.....	32
Лабораторная работа № 7. Окислительно-восстановительные реакции. Редокс-потенциал.....	36
Лабораторная работа № 8. Комплексные соединения	44
Лабораторная работа № 9. Общие свойства <i>s</i> -элементов	48
Лабораторная работа № 10. Химические свойства <i>p</i> -элементов и их соединений	58
Лабораторная работа № 11. Общие свойства <i>d</i> -элементов.....	68
Практические работы.....	78
Практическая работа № 1. Химическая термодинамика	78
Практическая работа № 2. Коллигативные свойства растворов.....	83
Практическая работа № 3. Строение атома. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.....	89
Практическая работа № 4. Химическая связь	94
Список литературы	99

Учебное издание

Общая и неорганическая химия

Составители:

Перелыгин Юрий Петрович,
Кольчугина Ирина Геннадьевна,
Семченко Татьяна Константиновна,
Кабанов Станислав Викторович

Редактор *Е. П. Мухина*

Корректор *Н. А. Сидельникова*

Компьютерная верстка *М. Б. Жучковой*

Подписано в печать 01.08.2016.

Формат 60×84¹/₁₆. Усл. печ. л. 5,81.

Тираж 25. Заказ № 418.

Издательство ПГУ.

440026, Пенза, Красная, 40.

Тел./факс: (8412) 56-47-33; e-mail: iic@pnzgu.ru

