

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

Химия и электрохимия

*Методические указания
к лабораторным работам*

Под редакцией Ю. П. Перелыгина

Пенза
Издательство ПГУ
2017

УДК 541
О-28

С о с т а в и т е л и :

*Ю. П. Перелыгин, Л. М. Фирюлина, Э. Г. Яковлева,
Н. К. Евсеева, Г. Е. Ванина, И. Г. Кольчугина,
Т. К. Семченко, С. Н. Киреева*

О-28 **Химия и электрохимия:** метод. указания к лабораторным работам / сост.: Ю. П. Перелыгин [и др.] ; под ред. Ю. П. Перелыгина. – Пенза: Изд-во ПГУ, 2017. – 88 с.

Методические указания содержат описание лабораторных работ и краткие теоретические сведения, необходимые для освоения курса общей химии.

Работа подготовлена на кафедре «Химия» Пензенского государственного университета и предназначена для студентов всех технических специальностей дневной и заочной форм обучения.

УДК 541

© Пензенский государственный
университет, 2017

ПРАВИЛА РАБОТЫ СТУДЕНТОВ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

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 наливаннии реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.

8. При разбавлении концентрированных кислот необходимо вливать кислоту 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%-ного этилового спирта, делая примочки в течении 2-3 минут. 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 течении 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем приложить ватный тампон, смоченный 2%-ным 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%-ным 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 течении 10-15 минут струей водопроводной воды, а затем сделать примочку 2%-ным раствором уксусной кислоты.

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

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 порядка работ:

1. Предварительно повторить теоретический материал соответствующей темы по учебнику и конспекту лекций и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.

2. Проверить наличие на лабораторном столе необходимого оборудования и реактивов для данной работы или опыта.

3. Уяснить и точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.

4. Соблюдать все меры предосторожности, указанные в инструкции или сообщенные преподавателем устно.

5. Внимательно следить за ходом опыта. В случае неудачной постановки опыта следует обратиться к преподавателю.

6. Все записи наблюдений делать сразу же после окончания опыта в лабораторном журнале.

7. После окончания работы вымыть использованную посуду и привести в порядок рабочее место.

Отчет о выполнении лабораторной работы должен содержать следующие сведения:

Номер работы и ее название.

Дату выполнения работы.

Цель работы.

Номер и название опыта.

Рисунки и схемы используемых приборов.

Наблюдения.

Уравнения протекающих реакций.

Расчеты, таблицы, графики.

Выводы

Отчет о проведенной работе проверяет и подписывает преподаватель.

Лабораторная работа № 1

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель 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 4 класса: бинарные соединения, кислоты, основания, соли.

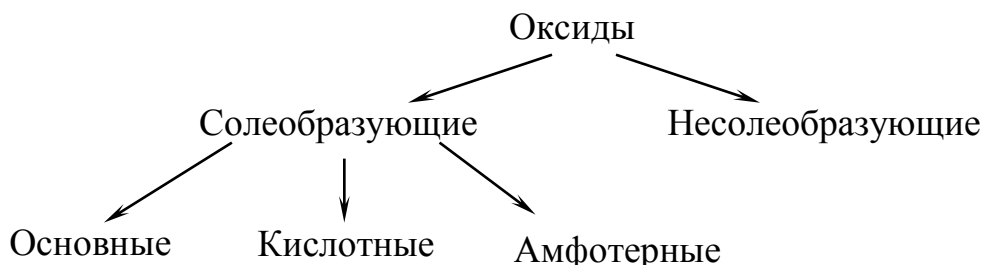
Класс бинарных соединений. Систематические названия бинарных соединений (т.е. состоящих из двух элементов) образуются от латинского корня слова – названия электроотрицательного элемента с суффиксом ид и русского слова – названия электроположительного элемента в родительном падеже. Например, Al_2O_3 – 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:

Si_2O – оксид меди (I); CuO – оксид меди (II).

Классификация оксидов может быть представлена следующей схемой:



Основные оксиды при взаимодействии с кислотными или 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 непосредственно или косвенно воду, образуют кислоты. Например, оксид серы (VI) SO_3 – серная кислоту H_2SO_4 ; 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. Кислота – 1) сложное вещество, которое содержит один или несколько атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотного остатка; 2) электролит при диссоциации которого образуются ионы водорода H^+ ; 3) вещества высвобождающие протоны; 4) вещества, которые акцептируют (присоединяют) электронную пару (табл. 1).

По наличию атомов кислорода кислоты делятся на кислородосодержащие и не содержащие кислород.

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	Иодоводородная	I^-	Иодид
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат
NMnO_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	Угольная	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
CH_3COOH	Уксусная кислота	CH_3COO^-	Ацетат

Названия бес кислородных кислот даются так: HCl – хлороводородная; H_2S – сероводородная 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, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой «мета», а с наибольшее – «орто». Например, HPO_4 – метафосфорная, а H_3PO_4 – ортофосфорная кислота.

Кислоты взаимодействуют с основаниями, оксидами (основными и амфотерными), солями и металлами.

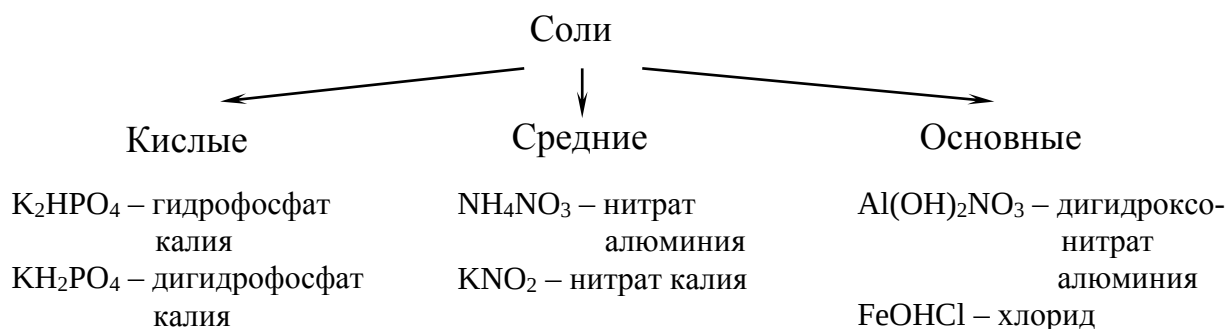
Класс оснований. Основания (гидроксиды) – 1) сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов соединенные с одной или несколькими гидроксильными группами (OH^-); 2) вещества, образующие при диссоциации гидроксид-ионы OH^- ; 3) вещества, способные соединяться с протоном; 4) вещества, которые предоставляют электронную пару. 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 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ гидроксид железа (III).

Основания взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями.

Класс солей. Соли – это продукты частичного (кислые соли) или полного (средние соли) замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла, или полного (средние соли) или частичного (основные соли) замещения гидроксогрупп в молекуле гидроксида кислотными остатками:



Для превращения кислой или основной соли в среднюю надо подействовать: на кислую соль – достаточным количеством соответствующего основания на основную – достаточным количеством соответствующей кислоты.

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

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

Порядок выполнения работы

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

Налейте в коническую колбу немного дистиллированной воды. Нагрейте в железной ложечке на спиртовке серу до воспламенения и опустите ложечку в колбу, не касаясь воды и прикрыв колбу крышкой. После сгорания серы уберите ложечку и, оставив крышку, перемешайте содержимое колбы. Испытайте полученный раствор индикатором (лакмусовая бумага, метиловый оранжевый). Как изменяется цвет индикатора? Запишите уравнения реакции. Охарактеризуйте полученную кислоту.

Опыт 2. Получение оксида магния и его гидроксида. Возьмите пинцетом немного стружки магния и подожгите ее на спиртовке. После сгорания поместите стружку в пробирку с водой и перемешайте. Испытайте полученный раствор фенолфталеином. Что наблюдаете? Запишите уравнения проводимой реакции.

Опыт 3. Получение нерастворимых в воде оснований (гидроксидов). На лабораторном столе выберите два раствора соли того металла, основания которых будут нерастворимы.

Налейте немного растворов этих солей в две пробирки и добавьте 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. Выберите на лабораторном столе такую пару реактивов, при взаимодействии которых образуются нерастворимая соль. Проведите данный опыт в пробирке. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

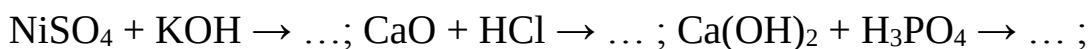
В каком случае могут получиться кислые или основные соли?

Контрольные вопросы

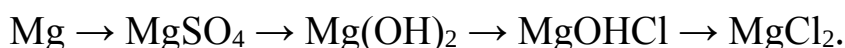
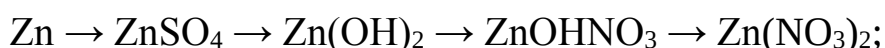
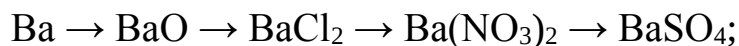
1. Дайте названия следующим соединениям: Na_2S ; NaHS ; NaH ; HMnO_4 ; BaTiO_3 ; $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$; Na_2ZnO_2 ; HN_4Cl ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$;

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 и соли?

Лабораторная работа № 2

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Цель работы: закрепление теоретических знаний по теме; приобретение навыков расчетного и экспериментального определения химического эквивалента и эквивалентной массы простых и сложных веществ.

Общие сведения

Эквивалентом вещества (Э) называется реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать, а также быть каким либо другим образом равнозначной одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Молярной массой эквивалента вещества X или эквивалентной массой ($M_{\text{Э}}(X)$) или ($M(\text{Э}(X))$) называется масса одного моля-эквивалентов вещества (г/моль).

Эквиваленты и эквивалентные массы хлора, кислорода, азота и углерода в некоторых соединениях с водородом приведены в табл. 2.

Таблица 2

Вещество	Э	$M_{\text{Э}}$ (г/моль)
HCl	Cl	35,45
H ₂ O	$\frac{1}{2}\text{O}$	$16/2 = 8$
NH ₃	$\frac{1}{3}\text{N}$	$14/3 = 4,67$
CH ₄	$\frac{1}{4}\text{C}$	$12/4 = 3$

Числа 1, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ обозначающие, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, называются факторами эквивалентности ($f = 1/z$).

С учетом фактора эквивалентности эквивалент вещества и его эквивалентная масса могут быть обозначены: $\text{Э}(\text{O}) = \frac{1}{2}\text{O}$; $M_3(\text{O}) = M(\frac{1}{2}\text{O}) = M(\text{O})/2 = 16/2 = 8 \text{ г/моль}$

Сопоставляя полученные результаты с валентностью элементов, приходим к выводу, что эквивалентная масса есть частное от деления мольной массы (M) элемента на его валентность (B):

$$M_{\text{Э}} = \frac{M}{B}.$$

Из вышеприведенных формул вытекает, что $M_{\text{Э}}$ и Э одного элемента могут иметь различные значения, определяемые валентностью элемента в конкретном соединении.

Например, медь образует оксиды Cu_2O и CuO , т.к. валентность меди в первом оксиде – 1, а во втором – 2. В первом случае $\text{Э}(\text{Cu}) = \text{Cu}$, а во втором – $\text{Э}(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \text{Cu}$; эквивалентные массы соответственно равны: 64 г/моль и $64/2 = 32 \text{ г/моль}$.

Молярный объем эквивалента или эквивалентный объем ($V_{\text{Э}}(X)$) или ($V_m(\text{Э}(X))$) это объем, занимаемый при данных условиях одним молем эквивалентов газообразного вещества (X). Молярный объем любого газа – 22,4 л/моль, т.е. 22,4 л газа, состоящего из двухатомных молекул (H_2) и (O_2), содержат по 2 моля атомов: $\text{Э}(\text{H}) = \text{H}$, а $\text{Э}(\text{O}) = \frac{1}{2}\text{O}$, поэтому 22,4 л содержат 2 моль эквивалентов H_2 и 4 моль эквивалентов O_2 .

$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль}; \quad V_{\text{Э}}(\text{O}_2) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль}$$

Пользуясь понятием эквивалентной массы, можно сформулировать **закон эквивалентов**: массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$\frac{m_x}{m_{x_1}} = \frac{M_{\text{Э}_x}}{M_{\text{Э}_{x_1}}}; \quad \frac{V_x}{V_{x_1}} = \frac{V_{\text{Э}_x}}{V_{\text{Э}_{x_1}}}$$

Пример. Определить массу металла, вытесняющего из кислоты при нормальных условиях 0,7 л водорода, если эквивалентная масса металла $\text{Э}(\text{O}) = \frac{1}{2} \text{O}$ равна 28 г/моль.

Решение. Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Me})}{V_{\text{Э}}(\text{H}_2)} \quad \text{или} \quad \frac{x}{0,7 \text{ л}} = \frac{28 \text{ г/моль}}{11,2 \text{ л/моль}}$$

откуда $x = 1,75 \text{ г}$

Опираясь на закон эквивалентов, можно вывести формулы для вычисления эквивалентной массы сложных веществ:

$$1. M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = \frac{M}{\text{число атомов элемента} \times \text{валентность элемента}}$$

$$\text{Например, } M_{\text{Э}}(\text{CaO}) = \frac{40 \text{ г/моль}}{1 \times 2} = 20 \text{ г/моль}$$

$$2. M_{\text{Э}}(\text{кислоты}) = \frac{M}{\text{основность кислоты}}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$3. M_{\text{Э}}(\text{основания}) = \frac{M}{\text{кислотность основания}}$$

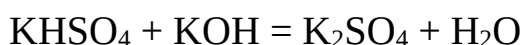
$$M_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = \frac{40 \text{ г/моль}}{1} = 40 \text{ г/моль}$$

где основность кислоты и кислотность основания – число ионов водорода или гидроксида, принимающих участие в реакции.

$$4. M_{\text{Э}}(\text{соли}) = \frac{M}{\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{K}_2\text{S}) = (110 \text{ г/моль}) / 2 \times 1 = 55 \text{ г/моль}$$

Эквивалентные массы соединений могут иметь переменное значение, определяемое характером превращения вещества. В реакциях



эквивалентная масса KHSO_4 различна. В первой реакции 1 моль KHSO_4 взаимодействует с 1 молем BaCl_2 , а эквивалент KHSO_4 – с эквивалентом BaCl_2 . Эквивалентная масса BaCl_2 равна половине его молярной массы и, следовательно, эквивалентная масса KHSO_4 равна $\frac{136 \text{ г/моль}}{2} = 68 \text{ г/моль}$.

Во второй реакции моль KHSO_4 взаимодействует с молем KOH , а эквивалент KHSO_4 – с эквивалентом KOH поэтому

$$M_{\text{Э}}(\text{KHSO}_4) = M(\text{KHSO}_4) = 136 \text{ г/моль}.$$

Оборудование: измерительные бюретки, воронки, пробирки, термометр, барометр.

Реагенты: раствор H_2SO_4 , навески магния.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение эквивалентной массы магния. Эквивалентная масса магния определяется по реакции: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ методом вытеснения водорода. Прибор (рис. 1) для определения эквивалентной массы состоит из бюретки (1), соединенной с пробиркой (3) с помощью резиновых трубок (2) и с воронкой (4). Бюретка и воронка заполняются водой. Реакция происходит в пробирке. Выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки

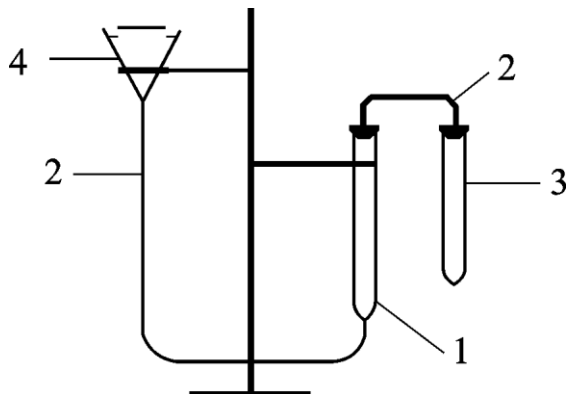


Рис. 1. Установка для измерения объема газообразного водорода.

По объему вытесненной воды определяется объем газа и рассчитывается эквивалентная масса магния с учетом навески магния.

Порядок выполнения опыта.

1. Проверьте герметичность прибора. Для этого воронку с водой осторожно поднимите вверх (или опустите вниз). При этом уровень воды в бюретке соответственно несколько поднимется или понизится, если через 1–2 мин дальнейшего изменения уровня воды не будет, прибор можно считать герметичным.

2. Установите воронку на штативе так, чтобы уровень воды в ней соответствовал нулевому делению уровня бюретки.

3. Отделите пробирку от прибора. Налейте в пробирку 5 мл H_2SO_4 . Наливать следует через воронку, не смачивая стенок пробирки.

4. На сухую стенку пробирки положите навеску магния и, держа пробирку в наклонном положении (не допуская контакта навески с кислотой), присоедините ее к прибору.

5. Проверьте герметичность установки.

6. Подъемом или опусканием воронки уравняйте уровни воды в бюретке и воронке (для того, чтобы давление в приборе сравнялось с атмосферным) и отметьте уровень воды в бюретке (V_1).

7. Стряхните навеску магния в кислоту и наблюдайте за вытеснением воды из бюретки. После окончания реакции дайте пробирке

остыть, после чего снова установите уровни воды в бюретке и воронке на одном уровне. Отметьте уровень в бюретке (V_2).

8. Отметьте и запишите показание термометра (t° , C) и барометра (P , мм рт. ст.). Найдите (см. приложение 1) давление паров воды при данной температуре (h , мм рт. ст.).

9. Полученные данные, условия проведения опыта и результаты расчетов занесите в табл. 3.

Таблица 3

$m_{\text{Mg}}, \text{г}$	$V_1, \text{мл}$	$V_2, \text{мл}$	$\Delta V = V_1 - V_2$ (мл)	$T = 273 + t^\circ, \text{К}$	$P, \text{мм рт.ст.}$	$h, \text{мм рт.ст.}$	$P - h, \text{мм рт.ст.}$	$V_0, \text{мл}$	$M_{\text{эк}}(\text{Mg})$	$M_{\text{теор}}(\text{Mg})$	$Q, \%$

Расчет эквивалентной массы магния производится в следующем порядке:

1. Вычислите объем выделившегося водорода.

$$\Delta V = V_2 - V_1 \text{ (мл)}$$

2. Приведите, найденный объем к нормальным условиям

$$V_0 = \frac{\Delta V(P - h)T_0}{P_0T} \text{ (мл)}$$

где $T_0 - 273 \text{ К}$; $P_0 - 760 \text{ мм рт.ст.}$

3. Рассчитайте эквивалентную массу магния, зная, что эквивалентный объем водорода 11,2 л/моль:

$$\frac{V_0(\text{H}_2)}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{э}}(\text{Mg})}.$$

4. Определите теоретический эквивалент магния

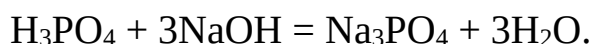
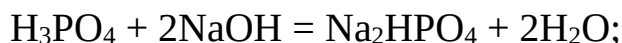
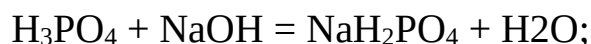
$$M_{\text{э}}^{\text{теор}}(\text{Mg}) = \frac{M(\text{Mg})}{\nu(\text{Mg})}, \text{ (г/моль)}$$

5. Вычислите относительную ошибку

$$Q\% = \frac{M_{\text{э}}^{\text{теор}}(\text{Mg}) - m_{\text{э}}^{\text{экспер}}(\text{Mg})}{m_{\text{э}}^{\text{теор}}(\text{Mg})} \cdot 100\%.$$

Контрольные вопросы

1. Вычислите эквивалент и эквивалентные массы металлов в следующих соединениях: TiO_2 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; Ca_3P_2 ; ZnS ; Ag_2O ; $\text{Cd}(\text{OH})_2$.
2. Вычислите эквивалентные массы соединений: NaOH ; H_2SO_4 ; Al_2O_3 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; FeS .
3. Вычислите эквивалентные массы фосфорной кислоты по реакциям:



4. При взаимодействии 13,07 г двухвалентного металла с кислотой, выделяется 4,48 л водорода (н.у.). Определите, какой это металл.
5. Оксид хрома содержит 48% кислорода. Вычислите эквивалентную массу и валентность хрома в оксиде.

Лабораторная работа № 3 РАСЧЕТ И ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Цель работы: освоение методики расчета приготовления растворов определенной концентрации.

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:

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

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

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

Например, для определения процентной концентрации раствора KCl, содержащего 53 г в 0,5 л раствора ($\rho = 1,063$ г/мл), воспользуемся формулой (2)

$$C\% = \frac{53 \cdot 100}{1,063 \cdot 500} \approx 10\%$$

Молярная концентрация или молярность раствора показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Молярная концентрация (моль/л или М) выражается формулой:

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

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

Чтобы определить молярность раствора, в 300 мл которого содержится 5 г KOH, воспользуемся формулой (3), учитывая, что $M(\text{KOH}) = 56$ г/моль:

$$C_M = \frac{5}{56 \cdot 0,3} = 0,29 \text{ М.}$$

Нормальная концентрация или молярная концентрация эквивалента показывает число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора (моль-экв/л). Концентрация выраженная этим способом обозначается C_n или $C(1/zX)$:

$$C_n = \frac{m_1}{M_{\text{э}} \cdot V}, \quad (4)$$

где m_1 – масса растворенного вещества (г); $M_{\text{э}}$ – эквивалентная масса растворенного вещества (г/моль-экв); V – объем раствора (л).

Найдем молярность раствора хлорида железа (III), если в 0,3 л раствора содержится 32,44 г FeCl_3 .

Эквивалентная масса FeCl_3 равна:

$$M_{\text{э}}(\text{FeCl}_3) = \frac{M}{3} = \frac{162,2}{3} = 54,07 \text{ г/моль-экв}$$

Нормальность раствора FeCl_3 согласно формуле (4) равна:

$$C_n = \frac{32,44}{54,07 \cdot 0,3} = 2 \text{ моль-экв/л}$$

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

$$C_m = \frac{m_1}{M \cdot m_2}, \quad (5)$$

где m_1 – масса растворенного вещества, (г); m_2 – масса растворителя, (кг); M – молярная масса растворенного вещества, (г/моль).

Чтобы определить, в каком количестве эфира надо растворить 0,04 г анилина $C_6H_5NH_2$ для получения раствора, моляльность которого равна 0,3 моль/кг, делают следующий расчет: молярная масса $C_6H_5NH_2$ равна 93,13 г, следовательно, масса растворителя (эфира), определенная по формуле (5), равна:

$$m_2 = \frac{m_1}{C_m \cdot M} = \frac{0,04}{0,3 \cdot 93,13} = 0,00143 \text{ кг}$$

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.

Рассчитаем молярные доли глюкозы $C_6H_{12}O_6$ и воды в 36%-ном водном растворе глюкозы.

В 100 г 36%-ного раствора глюкозы содержится 36 г глюкозы и 64 г воды. Определим число молей глюкозы и воды:

$$n(C_6H_{12}O_6) = 36/180 = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(H_2O) = 64/18 = 3,56 \text{ моль};$$

$$n(C_6H_{12}O_6) + n(H_2O) = 0,2 + 3,56 = 3,76 \text{ моль}.$$

Тогда

$$N(C_6H_{12}O_6) = \frac{0,2}{3,76} = 0,053;$$

$$N(H_2O) = \frac{3,56}{3,76} = 0,947.$$

Сумма молярных долей всех компонентов равна 1.

Переход от одних форм выражения концентраций в другие показан на следующих примерах.

Пример. Вычислить молярность, нормальность и моляльность 10%-ного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,107$ г/мл).

Решение: определим молярную массу и моль-эквивалентную массу CuSO_4 :

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ г/моль}; M_3(\text{CuSO}_4) = 159,6/2 = 79,8 \text{ г/моль-экв.}$$

В 100 г 10%-ного раствора содержится 10 г CuSO_4 и 90 г воды. Найдем моляльность раствора по формуле (5):

$$C_m = \frac{10}{159,6 \cdot 0,09} = 0,696 \text{ моль/кг};$$

Молярная и нормальная концентрации относятся к 1 л раствора, поэтому определяем массу 1 л раствора:

$$m = \rho V = 1,107 \cdot 1000 = 1107 \text{ г.}$$

В этой массе раствора содержится

$$1107 \cdot 0,1 = 110,7 \text{ г CuSO}_4,$$

что составляет

$$m / M = 110,7 / 159,61 = 0,693 \text{ моль},$$

или

$$0,693 \cdot 2 = 1,386 \text{ моль-экв.}$$

Молярная концентрация 10%-ного раствора CuSO_4 равна:

$$C_M = 0,693 \text{ моль/л.}$$

Нормальная концентрация или молярная концентрация эквивалента: $C(1/2 \text{ CuSO}_4)$ 10%-ного раствора CuSO_4 равна:

$$C_N = 1,386 \text{ моль-экв/л.}$$

Рассмотрим методику приготовления разбавленных растворов из более концентрированных.

Пример 1. Сколько литров 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,180$ г/мл) требуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора этой кислоты?

Решение. Определим, сколько HNO_3 содержится в 20 л ее 0,5 М раствора:

$$C_M = \frac{m_1}{M \cdot V}; M_{\text{HNO}_3} = 63,01 \text{ г/моль};$$

$$m_1 = C_M \cdot M \cdot V = 0,5 \cdot 63,01 \cdot 20 = 630,1 \text{ г}$$

Чтобы ответить на вопрос задачи, надо определить, в каком объеме 30%-ного раствора HNO_3 содержится 630,1 г HNO_3 :

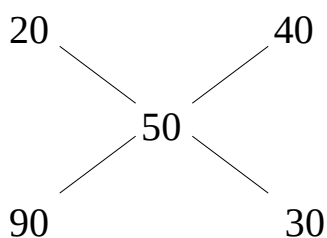
$$C\% = \frac{m_1 \cdot 100}{\rho \cdot V} \Rightarrow V = \frac{m_1 \cdot 100}{C\% \cdot \rho} = \frac{630,1 \cdot 100}{30 \cdot 1,180} = 1780 \text{ мл}$$

Следовательно, чтобы приготовить 20 л 0,5 М раствора HNO_3 , надо израсходовать всего 1,78 л 30%-ного раствора HNO_3 .

Следовательно, чтобы приготовить 20 л 0,5 М раствор HNO_3 , надо израсходовать всего 1,78 л 30%-го раствора HNO_3 .

Пример 2. Сколько граммов 20%-го раствора KOH надо прибавить к 250 г 90%-го раствора, чтобы получить 50%-ый раствор KOH ?

Решение. 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 растворов, обратно пропорциональны разностям между концентрацией смеси и концентрациями исходных растворов:

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

Для получения 50%-го раствора KOH к 250 г 90%-го раствора надо прибавить 333,3 г 20%-го раствора KOH .

Оборудование: мерные цилиндры, химические стаканы, технические весы, ареометр.

Реагенты: серная кислота различных концентраций, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Порядок выполнения работы

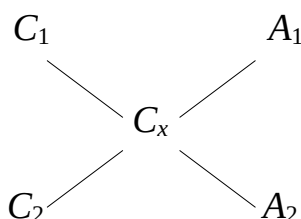
Опыт 1. Приготовление раствора серной кислоты заданной концентрации из двух растворов: более и менее концентрированного.

Проведем опыт в таком порядке:

1. Налить в мерный цилиндр каждый из растворов серной кислоты и измерить ареометром их плотность.

2. По табличным данным плотности в зависимости от концентрации определить концентрации исходных растворов.

3. Рассчитать, сколько мл исходных растворов кислоты необходимо для получения раствора заданной концентрации. Для расчетов пользуйтесь правилом «смешения».



где C_1 и C_2 – концентрации исходных растворов; C_x – заданная концентрация раствора; A_1 и A_2 – весовые соотношения частей растворов.

В случае приготовления растворов кислот необходимо найти объем раствора по формуле:

$$V = m / \rho.$$

4. После расчета объемов исходных растворов H_2SO_4 отмерить их мерным цилиндром, а затем слить (более концентрированный раствор приливается к менее концентрированному) в химический стакан, тщательно перемешивая.

5. Приготовленный раствор налить в мерный цилиндр и измерить его плотность, по таблице 3 найти процентную концентрацию, которую должны получить.

Таблица 3

$C, \%$	$\rho, \text{г/мл}$	$C, \%$	$\rho, \text{г/мл}$
1	1,0086	8	1,0816
2	1,0190	10	1,1029
4	1,0398	12	1,1244
6	1,0606	14	1,1463

6. Вычислить молярность и нормальность полученного раствора.

Опыт 2. Приготовление 250 г 6%-го раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Проведем опыт в таком порядке:

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 технoхимических 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 таблице 3 найти его концентрацию в процентах.
5. Вычислите молярность и нормальность полученного раствора.

Контрольные вопросы

1. Аккумулятор автомобиля ЗИЛ – 130 содержит 6 л 36%-го раствора H_2SO_4 (электролит). Рассчитайте, сколько нужно взять воды и 80%-ной H_2SO_4 для заливки аккумулятора.
2. В системе охлаждения двигателей внутреннего сгорания используется 60%-ый раствор этиленгликоля в воде (антифриз). Рассчитайте количества компонентов для приготовления 10 кг раствора из 90%-го водного раствора этиленгликоля ($\text{HOH}_2\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$) плотностью 1,106 г/мл.
3. Сколько литров 24%-го раствора KOH ($\rho = 1,218$ г/мл) для заливки щелочных аккумуляторов можно приготовить из 125 л 48%-ного раствора KOH ($\rho = 1,510$ г/мл).
4. Водный раствор содержит 577 г H_2SO_4 в 1 л ($\rho = 1,335$ г/мл). Вычислите процентную концентрацию раствора, молярность, нормальность, молярность, молярные доли H_2SO_4 и воды.

Лабораторная работа № 4

ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ

Цель работы: закрепление теоретических знаний по строению атома, овладение методикой составления графических и электронных формул атома элемента.

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 равен 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 .

Состояния электрона в атоме, отвечающие 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 определяются 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 « $n+l$ » (1-е правило Клечковского), а при одинаковых значениях этой суммы – в порядке последовательного возрастания главного квантового числа « n » (2-е правило Клечковского).

Пример 1. Какой подуровень будет заполняться вслед за подуровнем $4s$?

Подуровню $4s$ соответствует сумма $n + l = 4 + 0 = 4$.

Следовательно, после этого подуровня должен заполняться с суммой $n + l = 5$.

Из всех возможных комбинаций с такой суммой ($n = 3, l = 2$; $n = 4, l = 1$; $n = 5, l = 0$) первой будет заполняться комбинация с меньшим значением главного квантового числа, т.е. за подуровнем $4s$ будет заполняться $3d$.

Согласно правила Хунда минимальной энергии атома соответствует такое распределение электронов по АО данного подуровня, при котором значение их суммарного спина максимально.

У атома углерода на внешнем $2p$ подуровне ($1s^2 2s^2 2p^2$) находятся два электрона. Графически это можно изобразить так: $\uparrow\uparrow\Box$

Для данного состояния $\sum s = \mp \frac{1}{2} \mp \frac{1}{2} = 1$.

Другие возможные решения $\uparrow\downarrow\Box$ или $\uparrow\downarrow\Box$

отвечают нулевому значению суммарного спина электронов, т.е. атом находится в возбужденном, неустойчивом состоянии.

Порядок выполнения работы

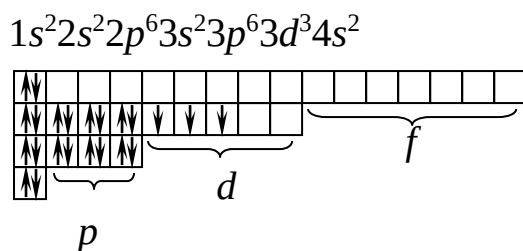
Опыт 1. Составьте электронную и графическую формулы элемента с порядковым номером 23. Определите тип элемента, количество валентных электронов.

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 четвертом периоде, значит уровней в атоме четыре (номер периода и значение n численно совпадают). Подгруппа побочная, группа 5 – число валентных электронов 5.

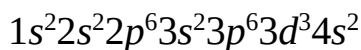
2. Определите порядок заполнения уровней и подуровней в данном элементе. Пользуясь первым правилом Клечковского первым заполняется подуровень $1s$ затем по сумме $n + l$ заполняются подуровни $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $4s$. Для подуровней $3d$, $4p$ сумма $n + l = 5$, т.е. одинакова, по второму правилу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

Порядок заполнения уровней и подуровней в атоме ванадия будет таков: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.

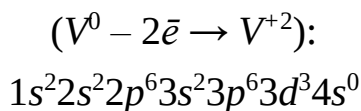
3. Определите количество электронов на каждом уровне и подуровне. Пользуясь принципом Паули и Хунда распределяем электроны по уровням и подуровням:



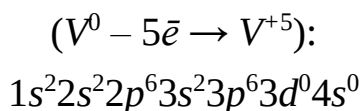
4. Определите число валентных электронов, тип (семейство) элемента. Валентными электронами являются s - и p - электроны внешнего уровня и неспаренные d - электроны предвнешнего уровня. Для элемента №23 валентными являются $4s^2$ и $3d^3$ электроны, т.е. пять валентных электронов. Подуровень $3d$ является 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 –



Контрольные вопросы

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

2. 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.

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

Лабораторная работа № 5

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Цель работы: определение химических свойств элементов по положению их в периодической системе и строению электронной оболочки.

Общие сведения

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, описываемые общей структурой ns . Элементы побочной подгруппы имеют общее строение $(n-1)d, ns$ валентных орбиталей. Радиус атома в главной подгруппе растет (т.к. 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 (приложение 2):

$$(\chi = I + E_{\text{ср}}).$$

Реагенты: соль хрома (III), хлороводородная кислота железа, магний, гидроксид натрия, перекись водорода.

Оборудование: периодическая система Д. И. Менделеева, пробирки, спиртовка.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Изучение взаимодействия *s*- и *d*- металлов с кислотами. В две пробирки поместить магний и железо, прилить 0,1н раствор HCl. Записать уравнения реакций, электронные формулы атомов металлов и их ионов. Теоретически обосновать причину разной скорости этих реакций с точки зрения положения данных металлов в периодической системе.

Опыт 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.

Ответ. Период 4 (равен главному квантовому числу).

Группа 6 (максимальное число валентных электронов).

Подгруппа побочная, т.к. 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 – восстановитель.

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

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

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида хрома (+3)

Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома (III) – 1–2 мл с 2-молярным раствором щелочи (2–3 капли). Исследовать реакцию взаимодействия гидроксида хрома с

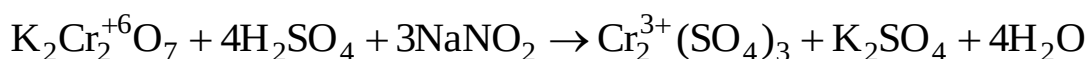
кислотой и с избытком щелочи, для чего добавлять в одну пробирку по каплям 2-молярный раствор соляной кислоты, в другую – 2-молярный раствор щелочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций: получения гидроксида хрома (III), взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой, со щелочью, учитывая, что со щелочью получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^{1-}$. Сделать вывод о химическом (кислотно-основном) характере гидроксида хрома (III).

Опыт 4. Изучение восстановительных свойств солей хрома (III)

К полученному в опыте 3 $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ добавить 1 мл щелочи и 1–2 мл 3%-го раствора пероксида водорода. Нагреть смесь до перехода зеленой окраски в желтую. Написать уравнение реакции окисления $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ в Na_2CrO_4 .

Опыт 5. Изучение окислительных свойств Cr (+6).

К раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилить 1–2 мл 1%-ного раствора H_2SO_4 и 1–2 мл нитрита натрия (NaNO_2) до изменения окраски раствора. Происходит окислительно-восстановительная реакция:



Записать электронные формулы ионов хрома (+6) и (+3).

Контрольные вопросы

1. Укажите, как меняется окислительная активность элементов, имеющих следующие электронные формулы и почему: $\dots 3s^2 3p^5$; $\dots 4s^2 4p^5$; $\dots 5s^2 5p^5$; $\dots 6s^2 6p^5$
2. Определить место элемента (период, группу), его свойства, формулу и характер его высшего оксида, если порядковые номер элемента: а) 35, б) 38, в) 41.
3. Объяснить ход изменения восстановительных свойств элементов $\text{Mg} - \text{Al} - \text{Si}$, если их энергия ионизации соответственно равна: 7,6; 6,0; 8,2 (эВ).
4. Какой элемент является более сильным восстановителем литий или натрий; более сильным окислителем азот или фосфор? Почему?

Лабораторная работа № 6
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Цель работы: закрепление путем проведения экспериментов 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 участвует два электрона с отличающимися спинowymi 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):

$$\text{ЭО} = E_{\text{ср}} + I$$

Наибольшей величиной электроотрицательности обладает атом фтора 4,0 (по А. Полингу). Значения электроотрицательности остальных атомов приведены в приложении 2. Целиком ионных связей нет, 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 связи. Чем больше эта разность ($\Delta\text{ЭО}$), тем больше степень ионности (СИ):

$\Delta\text{ЭО}$	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 определяет 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 располагаются 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 - электронами 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 отталкивание двух атомов водорода 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 смешении s -, p - и d - орбиталей. При гибридизации происходит выравнивание энергии электронов, расположенных на разных орбиталях.

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

Реагенты: растворы сульфата меди и аммиака.

Оборудование: пробирки

Порядок выполнения работы

Задание 1. Определите тип связи в молекулах фтора, хлороводорода, хлорида цезия и натрия, азота, хлора, пятиокси фосфора и метана.

Задание 2. Определите изменение характера химической связи в следующих соединениях $KCl-CaCl_2-FeCl_4-BrCl$.

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. Определите изменение углов в молекулах NH_4 , PH_3 и AsH_3 .

Опыт 1. Налейте в пробирку немного раствора сульфата меди, прибавьте раствор аммиака до растворения выпавшего первоначального осадка. При этом образуется раствор комплексной соли $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Какая связь образуется между аммиаком и ионом меди?

Задание 6. Найдите в справочной литературе температуру плавления воска и хлорида натрия.

Почему данные температуры так сильно различаются?

Контрольные вопросы

1. Какова причина образования химической связи?
2. Какие связи называются полярными и ионными? Приведи примеры.
3. Что такое гибридизация электронных орбиталей?
4. Что такое донорно-акцепторная связь?
5. Что такое σ и π – связь?

Лабораторная работа № 7 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ ЭФФЕКТОВ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: теоретический и экспериментальный расчет теплового эффекта химических реакций; вычисление ΔG химических реакций и определение возможности и направления их протекания.

Общие сведения

Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в виде теплоты (изменения энтальпии – $\Delta H^\circ_{x.p.}$). Реакции, в ко-

торых теплота выделяется, называются экзотермическими, а реакция, сопровождающиеся поглощением теплота, называется эндотермическими.

Для вычисления теплового эффекта (или $\Delta H_{\text{х.р.}}$) реакции 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):

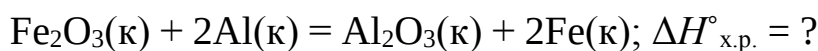
$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = \sum n_i \Delta H_{298}^{\circ} - \sum m_i \Delta H_{298}^{\circ},$$

*продуктов исходных
реакции веществ*

где ΔH_{298}° – стандартная энтальпия вещества, равная тепловому эффекту образования 1 моля вещества из простых веществ, устойчивых при $t = 298 \text{ К}$ и $p = 101 \text{ кПа}$. Эту величину находят в справочных таблицах (см. приложение 3).

Пример 1. Вычислите изменение энтальпии (тепловой эффект) химической реакции восстановления Fe_2O_3 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.



В справочной таблице (приложение 3) необходимо найти стандартные энтальпии веществ.

Для данного примера ΔH_{298}° равна:

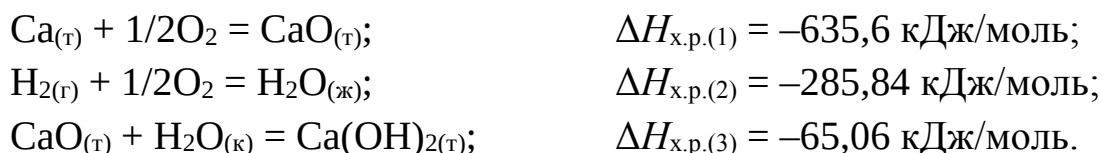
$$\Delta H_{298\text{Al}}^{\circ} = 0; \quad \Delta H_{298\text{Al}_2\text{O}_3}^{\circ} = -1676 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298\text{Fe}}^{\circ} = 0; \quad \Delta H_{298\text{Fe}_2\text{O}_3}^{\circ} = -822,1 \text{ кДж/моль}.$$

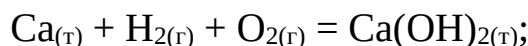
Отсюда следует, что тепловой эффект данной реакции равен:

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

Пример 2. Вычислите стандартную энтальпию образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических указаний:



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



$$\Delta H_{298\text{Ca(OH)}_2}^\circ = \Delta H_{\text{х.р.}(1)} + \Delta H_{\text{х.р.}(2)} + \Delta H_{\text{х.р.}(3)} = -635,6 - 285,84 - 65,06 = -986,5 \text{ кДж}$$

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

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

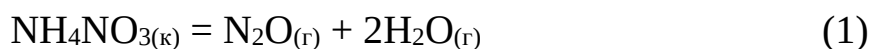
2) тенденцией к достижению наиболее вероятного состояния.

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 и из жидкого в газообразное, при растворении кристаллов, 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:



Ответ. В реакции (1) 1 моль вещества в кристаллическом состоянии образует 3 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:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum_{\text{реакций}} n_i s_i^\circ \text{ продуктов} - \sum_{\text{веществ}} m_i s_i^\circ \text{ исходных}$$

Функцией состояния, отражающей влияние энтальпии и энтропии на направления химических процессов, служит энергия Гиббса

$$G = H - TS.$$

Для изобарно-изотермических процессов изменение энергии Гиббса равно:

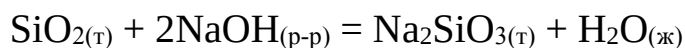
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Химические реакции могут самопроизвольно протекать только в таком направлении, при котором энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta G < 0$).

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

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

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



Можно ли выпаривать щелочь в стеклянном сосуде?

Для вычисления значения $\Delta G_{\text{х.р.}}$ – из справочника (см. приложение 3) определите стандартные энергии Гиббса образования веществ, т.е. ΔG°_{298} при реакции образования 1 моля вещества из простых веществ.

Изменение всех термодинамических функций не зависит от пути процесса, поэтому:

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^\circ = \sum \underset{\substack{\text{продуктов} \\ \text{реакции}}}{n_i \Delta G_{i298}^\circ} - \sum \underset{\substack{\text{исходных} \\ \text{веществ}}}{m_i \Delta G_{i298}^\circ}$$

Тогда

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

$\Delta G_{\text{х.р.}} < 0$, следовательно, прямая реакция возможна. Выпаривать щелочь в стеклянной посуде нельзя, так как SiO_2 и NaOH реагируют между собой.

Оборудование: калориметрическая установка, стеклянная трубочка.

Реагенты: растворы хлороводородной кислоты, гидроксида натрия, кристаллы хлорида аммония, растворы хлорида калия и железа, иодид калия.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение теплоты нейтрализации сильного основания сильной кислотой.

Для проведения эксперимента воспользуйтесь калориметрической установкой, показанной на рис. 2. Установка состоит из металлического основания 1, на котором установлен термоизолирующий сосуд 2, рубашка которого заполняется водой, реакционного сосуда 3, пробирка для одного из реагентов 4, мешалки 5, закрепленной на выходном валу электродвигателя, термометра 6.

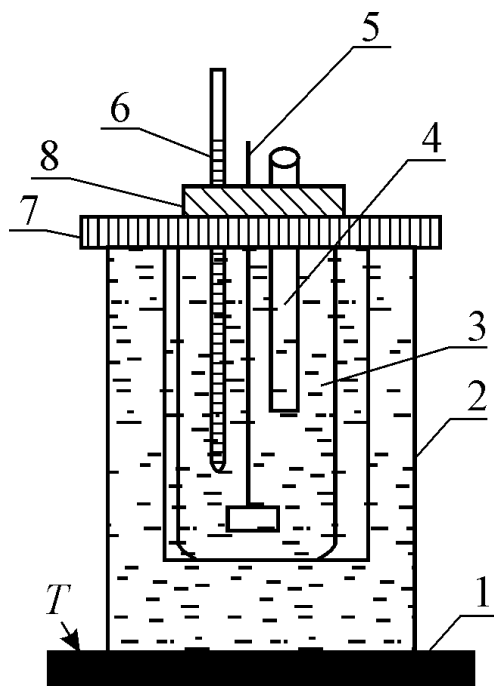
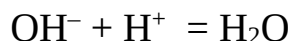
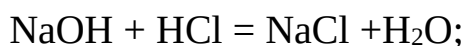


Рис. 2. Схема калориметра

Установлено, что нейтрализация 1-го эквивалента любой сильной кислоты любым сильным основанием в разбавленных растворах всегда сопровождается экзотермическим эффектом ($\Delta H_{\text{нейтр.}}$), равным 57,15 кДж. Это объясняется тем, что в разбавленных растворах реакция нейтрализации сводится лишь к образованию молекул воды из ионов H^+ и OH^- , например:



Приготовьте 200 мл 0,25 Н раствора $\text{NaOH}(\text{KOH})$ и 15 мл 5 Н раствора $\text{HCl}(\text{HNO}_3)$. Внесите в калориметрический стакан приготовленный раствор щелочи, а в пробирку раствор кислоты. Измерьте температуру в установке с точностью до $0,1^\circ\text{C}$.

Затем раствор кислоты влейте через воронку в калориметрический стакан при работающей мешалке. Отметьте максимальную температуру, которую покажет термометр после сливания раствора.

Для вычисления теплоты нейтрализации данной реакции произведите вычисления:

1. Определите теплоемкость калориметрической системы по уравнению

$$C_{\text{кал.сист.}} = 0,754m_1 + C_p \cdot m_2$$

где C_p – удельная теплоемкость раствора = 4,19 Дж/г·град; 0,754 Дж/г·град – теплоемкость стекла; m_1 и m_2 – масса стакана и растворов соответственно.

2. Вычислите количество теплоты, выделившейся в результате нейтрализации:

$$\Delta H_1 = C_{\text{кал.сист.}} \Delta t;$$

$$\Delta t = (t_{\text{кон.}} - t_{\text{нач.}})$$

3. Определите теплоту, которая выделится при нейтрализации 1 эквивалента сильного основания. Поскольку был взят раствор основания концентрации 0,25 н, то в 1000 мл раствора содержится 0,25 эквивалента основания, а в 200 мл раствора – 0,05 эквивалента.

Столько же эквивалента кислота (или молей, т.к. кислота одноосновная) прореагировало полностью и выделится ΔH_1 тепла. Тогда при нейтрализации 1 эквивалента (1 моля) основания выделится

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = \frac{\Delta H_1}{0,05}.$$

4. Сравните опытное и теоретическое значение $\Delta H_{\text{нейтр.}}$, вычислите (в %) относительную ошибку.

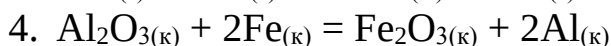
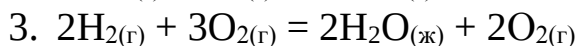
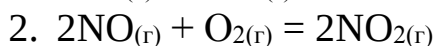
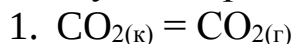
Опыт 2. Определение направления химической реакции. В две пробирки налить по 2 мл раствора FeCl_3 и добавить по 1 мл 5%-х растворов KI и KCl . Рассчитать ΔG данных химических реакций. Объяснить наблюдаемые явления.

Контрольные вопросы

1. Вычислите ΔH° химической реакций $2\text{Mg}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{графит})}$.

2. Вычислите теплоту образования NO_2 , исходя из термохимического уравнения: $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{N}_{2(\text{г})}$; $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -557,5 \text{ кДж}$

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



Лабораторная работа № 8

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Цель работы: определение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры и наличия катализатора. Ознакомление с последовательными и колебательными химическими реакциями.

Общие сведения

Скорость химической реакции (v) определяется количеством взаимодействия между молекулами реагирующих веществ в единице объема для гомогенных реакций или на единице поверхности для гетерогенных, в единицу времени.

О скорости реакции обычно судят по изменению концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени:

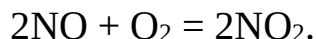
$$v = \pm dc / dt$$

где c – концентрация исходного или конечного вещества, моль/л; t – время, с.

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации реагентов, температуры и наличия катализатора, а для гетерогенных реакций и от степени измельченности вещества.

Скорость реакции с участием газообразных веществ зависит также от давления, т.к. в этом случае с изменением давления меняется концентрация реагентов.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражает закон действия масс, согласно которому скорость химической реакции пропорциональна концентрациям реагирующих веществ в степени, равной стехиометрическому коэффициенту. Так, для гомогенной реакции:



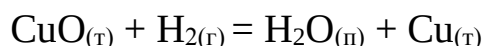
Математическое выражение скорости реакции будет выглядеть следующим образом:

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2],$$

где k – константа скорости реакции; $[\text{NO}]$ и $[\text{O}_2]$ – концентрации реагирующих веществ; 2 – стехиометрический коэффициент.

Если же реакция гетерогенна, т.е. в ней участвует твердое вещество, концентрация которого (количество молей в единице объема) постоянна, то скорость реакции зависит только от концентрации газов или растворенных веществ. Так в системе газ – твердое тело взаимодействие между молекулами газа и твердого вещества осуществляется только на

поверхности твердой фазы и концентрация твердой фазы влияния на скорость реакции не оказывает. Например, для реакции



выражение для скорости реакции выглядит так:

$$v = k[\text{H}_2].$$

Зависимость скорости реакции от температуры в небольшом интервале изменения температур отражает правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10° скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза. Зная скорость реакции при температуре t_1 , можно вычислить ее при температуре t_2 по формуле

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где γ – температурный коэффициент скорости реакции, имеющий обычно значения от 2 до 4.

Зависимость скорости химической реакции (или ее константы k) от температуры (T) выражается уравнением Аррениуса:

$$\ln k = \ln A - E / RT,$$

где A – постоянная для данной реакции величина, E – энергия активации реакции.

Как правило, химические реакции являются сложными и состоят из двух или нескольких простых реакций. Химические реакции могут быть разделены на необратимые (идут до конца) и обратимые (до конца не протекают), а также параллельные (реакции, в которых из одного вещества получается два или больше). Последовательные реакции это реакции в которых продукты превращения исходного вещества являются исходным веществом для получения третьего.

Цепные реакции это реакции, в которых в каждом элементарном акте возникает одна или несколько активных частиц, что вызывает цепь превращений.

Наиболее интересными являются сопряженные реакции (реакции в которых одна реакция протекает только при осуществлении какой либо определенной другой реакции) и колебательные или периодические (данные реакции характеризуются колебаниями концентраций некоторых промежуточных соединений и соответственно скорости превращения).

Значительное влияние на скорость химической реакции оказывают катализаторы и ферменты.

Оборудование: пробирки, колбы, штатив с тремя бюретками и секундомер.

Реагенты: растворы серной кислоты, тиосульфата натрия (1Н), дистиллированная вода, перекись водорода, оксид марганца (IV), перекись водорода (10–12%), 4,3% раствор иодата калия (KIO₃) с добавлением 4,4 мл/л концентрированной серной кислоты, 1 литр раствора, содержащего 0,3 г крахмала, 3 г сульфата марганца и 15,6 г малоновой кислоты, раствор ванадата аммония или натрия (0,5 г соли в 100 мл воды), концентрированная серная кислота и гранулированный цинк.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Изучение указанной зависимости проводят на реакции:



Выделение мельчайших частиц серы вызывает помутнение (опалесценцию) через некоторое время после сливания прозрачных растворов тиосульфата натрия и серной кислоты. В ходе эксперимента изменяют концентрацию только одного из реагирующих веществ – тиосульфата натрия путем разбавления дистиллированной водой. Таким образом, суть опыта состоит в определении при помощи секундомера времени появления опалесценции после сливания растворов тиосульфата натрия различной концентрации с раствором серной кислоты.

Провести опыт в следующей последовательности:

1. В соответствии с данными таблицы 4 отмерить из бюретки в три пробирки указанное количество раствора тиосульфата натрия, при этом растворы во второй и третьей пробирках разбавить добавлением соответствующего количества дистиллированной воды. Поставить пробирки в штатив, отметить последовательность расстановки.

Таблица 4

Объем, мл			Относительная концентрация Na ₂ S ₂ O ₃	Время появления опалесценции, t, с	Скорость реакции в условных единицах $v = 1 / t$
Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄			
7,5	–	2,5	3		
5,0	2,5	2,5	2		
2,5	5,0	2,5	1		

2. В три чистые пробирки отмерить из бюретки по 2,5 мл серной кислоты и поставить в штатив.

3. Слить попарно по очереди приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты и отсчитать время по секундомеру с момента сливания до начала появления опалесценции. Результаты записать в таблицу.

После проведения опыта следует:

– заполнить последнюю графу таблицы, рассчитав скорость реакции в условных единицах как величину, обратную времени появления опалесценции;

– записать выражение скорости проводимой реакции от концентрации реагирующих веществ в соответствии с законом действия масс;

– построить график зависимости скорости реакции v от концентрации тиосульфата натрия, выбрав удобный масштаб. Учесть значение скорости реакции при нулевой концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры (исследуется на той же реакции, что и в опыте 1). Провести опыт в следующем порядке:

1. В три пробирки налить по 2,5 мл тиосульфата натрия из бюретки; в три другие – по 2,5 мл раствора серной кислоты.

2. Измерить температуру раствора тиосульфата натрия в одной из пробирок с помощью термометра и записать ее в таблицу 5.

Таблица 5

Объем, мл		Температура, °С	Время появления опалесценции, t , с	Скорость реакции в условных единицах $v = 1/t$
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
2,5	2,5	Комнатная		
2,5	2,5	Комнатная + 10°С		
2,5	2,5	Комнатная + 20°С		

3. Слить вместе содержимое одной пары пробирок с тиосульфатом натрия и серной кислотой и отсчитать по секундомеру время до появления мути.

4. Вторую пару пробирок с реагентами нагреть в металлической емкости на плитке на 10° выше комнатной температуры и слить их содержимое, определяя время появления опалесценции.

5. Опыт с третьей парой пробирок провести при температуре на 20° выше комнатной.

Результаты опыта свести в таблицу.

По данным таблицы, исходя из уравнения Вант-Гоффа, рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.

Построить график зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Влияние катализатора на скорость реакции изучается на примере реакции разложения перекиси водорода:



Провести опыт в следующем порядке:

1. Налить в пробирку приблизительно 2 мл раствора перекиси водорода.
2. Опустить в пробирку (но не в раствор!) тлеющую лучинку. Наблюдать, что происходит.
3. Поместить в пробирку несколько кристаллов оксида марганца (IV) и снова опустить тлеющую лучинку.
4. Объяснить наблюдаемые явления. Сделать вывод о влиянии катализатора на скорость реакции.

Опыт 4. Последовательные реакции. В пробирку влить 5–6 мл раствор ванадата аммония или натрия (0,5 г соли в 100 мл воды), затем добавить 1–2 мл концентрированной серной кислоты и гранулированный цинк.

При этом происходит последовательное восстановление ионов VO_2^+ атомарным водородом до VO^{2+} , V^{3+} , V^{2+} а затем и до металлического ванадия.

Опишите Ваши наблюдения.

Опыт 5. Колебательная химическая реакция. В колбу влить равные объемы (по 50 мл) растворов содержащих 4,3% иодата калия (KIO_3), с добавлением 4,4 мл/л концентрированной серной кислоты, (раствор 1) и раствора, содержащего 0,3 г крахмала, 3 г сульфата марганца и 15,6 г малоновой кислоты на 1 литр раствора (раствор 2), а затем быстро при перемешивании прилить 50 мл 10–12% раствора перекиси водорода.

Опишите Ваши наблюдения.

Контрольные вопросы

1. Записать выражение для скорости реакции $A + 2B = AB_2$, если
а) A и B – газообразные вещества; б) A и B – жидкости, смешивающиеся в любых отношениях; в) A – твердое вещество, B – газ.
2. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ при увеличении: а) концентрации хлора в 2 раза; б) концентрации обоих веществ в 2 раза; в) концентрации оксида азота в 2 раза ?
3. Во сколько раз необходимо увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

4. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры на 40°C, если $\gamma = 3,2$?
5. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
6. Приведите график изменения концентрации реагирующих веществ в необратимых, обратимых, последовательных и колебательных реакциях.

Лабораторная работа № 9 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

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

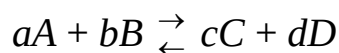
Общие сведения

Понятие состояния химического равновесия применимо только к обратимым реакциям, т. е. к тем, которые одновременно могут протекать 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:

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

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 не уравниются снова, и не наступит новое состояние равновесия. Говорят, что при этом 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, т. к. 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 снижении давления равновесие сместится в сторону большего количества газообразных веществ, что будет способствовать определенному повышению давления и опять направленно 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 реакционноспособна. 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:

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

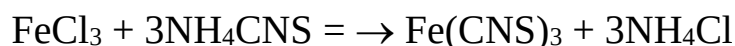
где R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль К), T – температура при которой определяется ΔG .

Реагенты: растворы FeCl_3 насыщенный и 0,02 н, растворы NH_4CNS – насыщенный т 0,02 н, кристаллический NH_4Cl ; раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 1 М, H_2SO_4 (10%), NaOH (10%), в бюксах концентрированный раствор аммиака и концентрированный раствор соляной кислоты.

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

Порядок выполнения работы

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:

– слить в одной пробирке растворы хлорида железа и роданида аммония.

– разлить полученный раствор в четыре пробирки.

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.

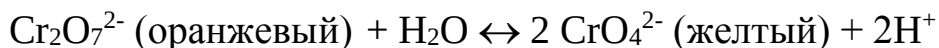
Отметить изменение интенсивности окраски в пробирках по сравнению с контрольной. Результаты наблюдений свести в таблицу 6.

Таблица 6

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

В конце опыта записать выражение константы химического равновесия исследуемой реакции. Объяснить 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:

Налить в пробирку 1 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Добавить к раствору по каплям раствор щелочи. Наблюдать изменение окраски.

К желтому раствору добавить по каплям серную кислоту, наблюдать появление оранжевой окраски.

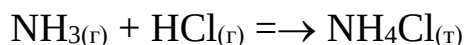
К оранжевому раствору прибавить щелочи и убедиться, что он снова становится желтым.

Объяснить наблюдаемые явления с точки зрения Ле-Шателье.

Опыт 3. 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 появляется белое колечко хлорида аммония, его количество будет увеличиваться. Что наблюдаем?

Вычислить температуру (Т) равновесия обратимого процесса



а) аналитическим методом. Для чего по термодинамическим константам (см. приложение 3) найти $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$; $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$; $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}}$ и температуру при которой наступит равновесие.

б) графическим методом. Рассчитать значения ΔG для разных температур, записать в таблицу 7 и построить график зависимости энергии Гиббса от температуры.

Таблица 7

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

Контрольные вопросы

1. Выведите выражения для констант химического равновесия следующих реакций, исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций: а) $2\text{NO}_2 = \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$, б) $\text{C} + \text{CO}_2 = \rightarrow 2\text{CO}$ в) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

2. Определите, в какую сторону сместиться равновесие в реакции: $\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = \rightarrow 3\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{н})}$ при: а) увеличении концентрации H_2S , б) увеличении давления в системе, в) увеличении общего объема системы

Установите, как следует изменить температуру и давление в системах, чтобы увеличить выход NO_2 : а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = \rightarrow 2\text{O}_2$, $\Delta H_{\text{х.р.}} = +67,80 \text{ кДж}$; б) $2\text{NO}_2 = \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$, $\Delta H_{\text{х.р.}} = -49 \text{ кДж}$

3. Реакция окисления диоксида серы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = \rightarrow 2\text{SO}_3$ началась при $[\text{SO}_2] = 0,030 \text{ моль/л}$ и $[\text{O}_2] = 0,025 \text{ моль/л}$. К моменту наступления равновесия $[\text{O}_2] = 0,015 \text{ моль/л}$. Вычислите равновесные концентрации других веществ и константу равновесия.

Лабораторная работа № 10 РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель 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.

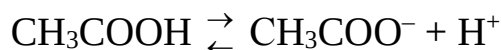
Процесс электролитической диссоциации является обратимым процессом, характеризующимся наличием в момент равновесия не только ионов, но и недиссоциированных молекул. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы ($N_{\text{дис}}$), к общему числу молекул электролита (N) называется степенью электролитической диссоциации ($\alpha = N_{\text{дис}} / N$ или $\alpha = c_{\text{дис}} / c$, где $c_{\text{дис}}$ концентрация продиссоциированных молекул, c — общая концентрация молекул данного вещества в растворе). По вели-

чине степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные ($\alpha > 30\%$), средние ($30\% > \alpha > 3\%$) и слабые ($\alpha < 3\%$).

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: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ и т.д.

При растворении вещества с ковалентной неполярной или малополярной 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 $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$.

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.

Слабые электролиты диссоциируют обратимо и, следовательно, можно вычислить константу равновесия или диссоциации для процесса диссоциации: $\text{AB} \leftrightarrow \text{A}^+ + \text{B}^-$

$$K_{\text{дис}} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Заменяв 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), определяемой по уравнению

$$a = \gamma \cdot c,$$

где γ – коэффициент активности, учитывающий взаимодействие между ионами в растворе.

Количественной характеристикой способности растворов проводить электрический ток является электрическая проводимость. Электропроводность растворов зависит от концентрации ионов в растворе и их скорости движения. Различают удельную (χ) и молярную электропроводность (λ). Удельная электропроводность – величина обратная удельному электросопротивлению $\chi = 1 / \rho$. Молярная электрическая проводимость определяется уравнением $\lambda = 1000 \chi / c$.

В разбавленных растворах электропроводность осуществляется катионами и анионами не зависимо друг от друга. При одной и той же концентрации электропроводность сильного электролита больше электропроводности слабого электролита.

Реагенты: 0,1 н растворы соляной и уксусной кислот; сульфаты магния, натрия, алюминия; хлориды натрия, калия и магния; хлорат калия; хлорид железа (III); нитрат серебра; раствор $K_4[Fe(CN)_6]$; порошок карбоната магния.

Оборудование: пробирки, прибор для измерения электропроводности растворов.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Сравнение силы кислоты. В одну пробирку налейте немного 0,1 н раствора HCl , а в другую столько же 0,1 н раствора CH_3COOH . В каждую добавьте сухой карбонат магния. Что наблюдаете? Почему в растворе уксусной кислоты выделение газа (какого?) протекает продолжительнее, чем в растворе HCl ?

Опыт 2. Ионные реакции. Провести опыт в таком порядке:

1. В три пробирки налейте немного растворов сульфата магния, натрия и алюминия. Добавьте во все три пробирки немного раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и общую ионную реакцию обнаружения сульфат – ионов.

2. В две пробирки налейте немного растворов хлоридов калия и магния, а в третью – раствор хлората калия. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли раствора нитрата серебра. Почему в третьей пробирке не образуется осадок? Напишите общую реакцию обнаружения хлорид – ионов. На какие ионы диссоциируют хлорат калия?

3. В реакциях обмена участвуют и комплексные ионы. В пробирку налейте немного раствора FeCl_3 и добавьте несколько капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование осадка берлинской лазури. Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 3. Определение электропроводности растворов сахара, уксусной кислоты и хлорида натрия. Для измерения электропроводности растворов в стакан емкостью 150–200 мл. залейте анализируемый раствор и опустите в него графитовые электроды соединенные с источником переменного тока (220 В) через лампочку накаливания.

По интенсивности свечения лампочки сделайте заключение о способности исследуемых растворов проводить электрический ток. Объясните Ваши наблюдения.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются электролитами?

2. Что называют степенью диссоциации? Чему равна степень диссоциации сильного электролита?

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

4. Запишите молекулярные уравнения реакций, выражаемых следующими краткими ионными уравнениями: а) $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4 \downarrow$ б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ в) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ д) $\text{MgCO}_3(\text{т}) + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ е) $\text{HCN} + \text{OH}^- = \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}$

5. 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.

6. Как количественно характеризуется способность раствора проводить электрический ток?

Лабораторная работа № 11

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: закрепление теоретических знаний по теме занятия; приобретение навыков экспериментального определения реакции среды растворов различных солей; 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, KNO₃, Rb₂SO₄ и др.), не содержат в своем составе ионов, способных к взаимодействию с водой, поэтому гидролизу не подвергается. Реакция среды в растворе таких солей нейтральная (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 (NH₄Cl, ZnSO₄, Al(NO₃)₃). В этом случае катион соли связывает ионы OH⁻ воды, что смещает равновесие системы $\text{HON} = \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ вправо. В результате в растворе увеличивается концентрация ионов водорода и среда становится кислой.

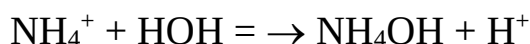
Чтобы записать уравнения гидролиза удобно работать по следующему алгоритму:

1. Определите природу соли и запишите схему ее диссоциации :

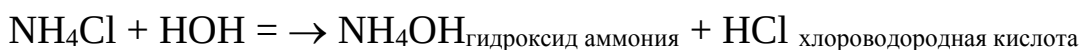


соль сильной кислоты и слабого основания.

2. Запишите уравнение гидролиза по катиону в краткой форме:



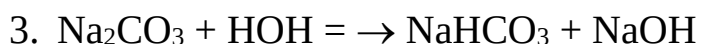
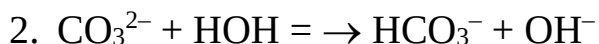
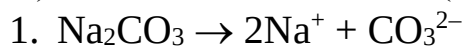
3. Запишите уравнение гидролиза в молекулярной форме, назовите продукты гидролиза:



Реакция среды в растворе этой соли – кислая. Если катион многозарядный (Zn²⁺, Al³⁺) гидролиз при обычных условиях протекает по пер-

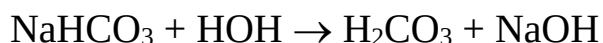
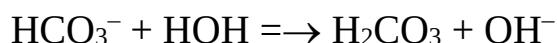
вой ступени с образованием продуктов гидролиза – гидроксокатионов ZnOH^+ , AlOH^{2+} или в молекулярной форме – основных солей.

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 $\text{pH} > 7$. Используя алгоритм, запишем уравнения гидролиза соли, образованной слабой двухосновной кислотой (H_2CO_3) и сильным основанием (NaOH):



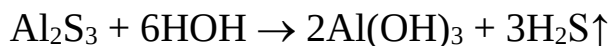
Продуктами гидролиза являются: кислая соль гидрокарбонат натрия и гидроксид натрия.

Реакция среды в растворе Na_2CO_3 – щелочная, $\text{pH} > 7$. По 1-й ступени образуется кислая соль. Если сильно нагреть, то гидролиз усиливается, и может происходить по 2-й ступени:



Гидролиз по катиону и аниону свойствен солям, образованным слабой кислотой и слабым основанием (NH_4CN , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ и др.). Реакция среды в растворах таких солей слабокислая или слабощелочная ($\text{pH} \approx 7$) 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 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ т.д.



Водные растворы таких солей не существуют.

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

Оборудование: пробирки, pH-метр.

Порядок выполнения работы

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

На часовое стекло поместите четыре пары (красная и синяя) полосок лакмусовой бумага и на каждую пару капните по две–три капли растворов: вода дистиллированная, карбонат натрия, нитрат алюминия,

нитрат натрия или калия. Результаты опыта запишите в табл. 8 и дайте обоснование каждому примеру гидролиза соли. Запишите уравнения гидролиза солей.

Таблица 8

Формула вещества	Название	Окраска лакмуса		Реакция среды	pH	Название продуктов гидролиза
		красная	синяя			
HOH						
Na ₂ CO ₃						
Al(NO ₃) ₃						
NaNO ₃						

Опыт 2 (демонстрационный). Определение pH растворов солей помощью прибора pH–340:

а) определите pH растворов солей из опыта 1 с помощью прибора pH–340. Данные измерений запишите в таблицу;

б) измерьте pH 0,1 М растворов следующих солей: ацетата натрия, сульфита натрия и карбоната натрия. Расположить заданные соли в ряд по уменьшению степени гидролиза. Дайте обоснование процессу и запишите уравнения гидролиза.

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

а) измерьте pH 0,01 М раствора соли хлорид хрома (III) при 25, 50 и 100°C с помощью прибора pH–340;

б) измерьте pH 0,1 М раствора соли ацетата натрия при тех же температурах и на том же приборе. Дайте обоснование процесса, запишите уравнение гидролиза.

Опыт 4. Полный гидролиз. Налить в пробирку 1–2 мл раствора нитрата алюминия и 1–2 мл раствора карбоната натрия. Наблюдаемое выделение пузырьков газа и образование белого осадка свидетельствуют о необратимости процесса. При смешивании растворов солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (Al(NO₃)₃) и сильным основанием и слабой кислотой (Na₂CO₃), гидролизу подвергаются многозарядные ионы (Al³⁺) и (CO₃²⁻), и в результате процесс идет до конца:



Уравняйте и запишите уравнение в ионной форме.

Контрольные вопросы

1. 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. Запишите формулы солей и схемы их диссоциаций, подчеркните гидролизующиеся ионы.

2. Какая из данных солей: хлорид цинка, нитрат никеля, цианид натрия, сульфат калия, хлорид аммония – подвергается гидролизу с образованием слабой кислоты; слабого основания? Запишите уравнения гидролиза.

3. В каком из водных растворов солей: бромид калия, фосфат натрия, сульфат цинка, нитрат рубидия – реакция среды щелочная; кислая? Докажите вывод уравнениями гидролиза в ионной и молекулярной формах по 1-й ступени.

4. В каком из водных растворов солей: хлорид марганца (II), нитрат висмута (III), карбонат рубидия, сульфат цезия, нитрит калия, ацетат аммония, хлорид натрия – $pH > 7$; $pH < 7$; $pH = 7$?

Лабораторная работа № 12 ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ. ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА

Цель работы: определение природы электродного потенциала и его численной зависимости от различных факторов. Ознакомление с устройством и принципом работы химических источников тока.

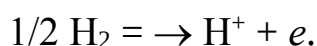
Общие сведения

При опускании металла в раствор его соли или растворитель из-за различия в энергии кристаллической решетки металла и энергии гидратации, т.е. энергии связи ионов с молекулой растворителя (для водных растворов энергии сольватации) начинается переход ионов металла из раствора на металл или обратно. Переход осуществляется до тех пор, пока не наступит равновесие, обусловленное равноименностью заряда металла и раствора. При этом у металла–электрода образуется двойной электрический слой. Образование потенциала протекает на границе раздела двух фаз и является гетерогенным процессом. Потенциал электрода определяется уравнением Нернста:

$$E = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln[\text{Me}^{n+}],$$

где R – универсальная газовая постоянная (8,3 Дж/моль К); T – абсолютная температура (К); F – постоянная Фарадея (96500 Кулон); n – число принимаемых электронов; $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный окислительно-восстановительный или электродный потенциал (В) и $[\text{Me}^{n+}]$ – концентрация иона металла в растворе (моль/л). Чем меньше потенциал металлического электрода, тем легче его атомы отдают свои валентные электроны. По величине $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ металлы расположены в ряд напряжений.

Для определения электродного потенциала применяют водородный электрод сравнения. Водородный электрод это платиновая проволока, покрытая платиновой чернью, и погруженная в раствор кислоты с концентрацией ионов водорода, равной 1 г-ион/л. На данном электроде протекает реакция:



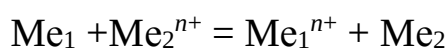
При данных условиях потенциал электрода условно принят равным нулю.

Химический источник тока (гальванический элемент) – это прибор, предназначенный для превращения энергии химической реакции в электрическую энергию и состоящий из ионных и электронных проводников, на границе соприкосновения которых возникает разность электрических потенциалов или электродвижущая сила (ЭДС). ЭДС (ΔE) определяется как разность между потенциалом анода и катода или разность между большим и меньшим значением электродных потенциалов (В). ЭДС всегда величина положительная. Превращение энергии химической реакции в электрическую возможно только в том случае, если энергия Гиббса данной реакции меньше нуля, т.е. реакция идет с выделением энергии (самопроизвольно). При этом зависимость между ЭДС и энергией Гиббса имеет следующий вид:

$$\Delta E n F = -\Delta G.$$

Химические источники тока подразделяются на гальванические батарейки, аккумуляторы и топливные элементы.

Для реакции



с учетом, что концентрации (активности) металлов постоянны, Нернстом получено уравнение для расчета ЭДС химического источника тока:

$$\Delta E = E_{\text{Me}_2^{n=}/\text{Me}_2}^0 - E_{\text{Me}_1^{n=}/\text{Me}_1}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Me}_2^{n+}]}{[\text{Me}_1^{n+}]}$$

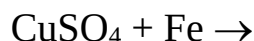
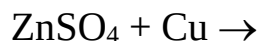
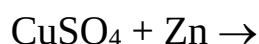
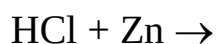
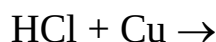
Из данного уравнения видно, что ЭДС гальванического элемента состоит из алгебраической суммы двух потенциалов, образующихся на границе раздела двух фаз металл–раствор его соли. Электрод, на котором происходит реакция окисления и при этом образуются электроны, называется анодом (–). Электрод, на котором происходит реакция восстановления, называется катодом (+).

Реагенты: растворы сульфатов меди, никеля и цинка, хлороводородная и серная кислоты, медные, цинковые и железные пластинки.

Оборудование: вольтметр.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Ряд напряжений. Исходя из величины стандартных потенциалов металлов, определить возможность протекания приведенных реакций:



Осуществите данные реакции в пробирках, налив по 1–2 мл кислоты или соли и опустив в них соответствующий металл.

Задание 1. Допишите эти уравнения. Составьте схемы и рассчитайте ЭДС гальванических элементов при стандартных условиях и концентрациях солей металлов 1 моль/л для реакций, которые могут протекать.

Задание 2. Произведите расчет электродных потенциалов Fe, Cu и Zn электродов, опущенных в растворы их солей при температуре 25°C и концентрации солей, равной 0,01, 0,05, 0,1, 0,5 и 1,0 моль/л. Постройте графическую зависимость потенциала от концентрации соли металла. Расположите данные металлы в ряд по возрастанию их активности.

Опыт 2. Гальванический элемент. Медную и цинковую пластинки опустите в стаканчики с раствором сульфата меди и цинка соответственно. Соедините оба стаканчика изогнутой трубкой, заполненной раствором хлорида калия с примесью клея.

Подсоедините медную и цинковую пластинки с помощью проводов с вольтметром. Измерьте ЭДС гальванического элемента.

Задание 1. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде, аноде, и суммарную данного гальванического элемента.

Задание 2. Произведите расчет электродных потенциалов Cu и Zn электродов, опущенных в растворы их солей при температуре 25°C и концентрации солей, равной 0,01, 0,05, 0,1, 0,5 и 1,0 моль/л. Определите ЭДС данного гальванического элемента и сравните с измеренным значением.

Контрольные вопросы

1. Где и почему возникает электродный потенциал?
2. От каких параметров зависит численное значение электродного потенциала?
3. Как определяется численное значение электродного потенциала?
4. Ряд напряжений металлов – что это?
5. Опишите принцип работы гальванического элемента.

Лабораторная работа №13 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: закрепление теоретических знаний по окислительно-восстановительным реакциям (ОВР), подбор коэффициентов методами электронного баланса и электронно-ионных полуреакций, экспериментальное подтверждение окислительно-восстановительных свойств веществ.

Общие сведения

В отличие от реакций обмена, окислительно-восстановительные процессы характеризуются изменением степени окисления реагентов. Вещества, принимающие электроны, называются окислителями. Вещества, отдающие электроны, называются восстановителями. 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;
- степень окисления (с.о.) некоторых ионов постоянна: у иона фтора (–1), у кислорода (–2), кроме OF₂, 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



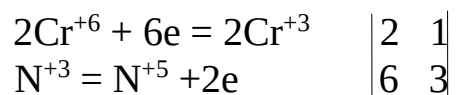
последовательность операции выравнивания коэффициентов следующая:

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

– составляем электронные уравнения передачи электронов:

процесс восстановления $\text{Cr}^{+6} + 3e = \text{Cr}^{+3}$ или $2\text{Cr}^{+6} + 6e = 2\text{Cr}^{+3}$, процесс окисления $\text{N}^{+3} - 2e = \text{N}^{+5}$. Следовательно, бихромат калия является окислителем, нитрит калия – восстановителем.

За вертикальную черту по диагонали выставляем коэффициенты, которые показывают число отданных и принятых электронов



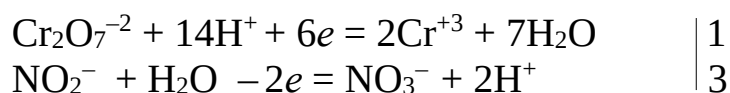
В этом примере одна молекула бихромата калия принимает 6 электронов, которые отдают три молекулы нитрита калия. Эти коэффициенты выставляются в уравнение:



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

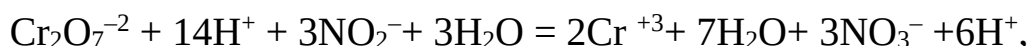
Схемы электронных уравнений, которые используются для выравнивания, являются формальными и не дают представления о характере частиц, реально участвующих в реакции. Этого недостатка лишен метод электронно-ионных уравнений, который называют методом полуреакций.

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

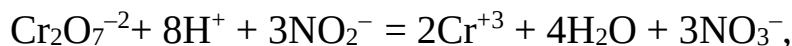


В данных уравнениях сначала выполняется закон сохранения массы; число принятых и отданных электронов находится по правилу суммы зарядов: так, в первом уравнении сумма зарядов в левой части $(-2 + 14) = +12$, а в правой части $(+6 + 0) = +6$; сумма зарядов будет оди-

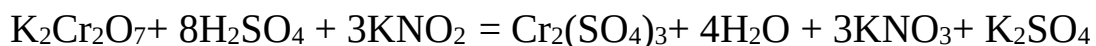
наковой, если к левой части уравнения прибавить 6 электронов. Учитывая коэффициент за вертикальной чертой, суммируем полуреакции



или



и в молекулярном виде



Направление ОВР определяется по значениям окислительно-восстановительных потенциалов реагирующих систем.

Потенциал, возникающий на границе инертный электрод (платина) – раствор, содержащий окисленную и восстановленную форму соединения, называется окислительно-восстановительным потенциалом. Например, платина (инертный электрод) помещена в раствор, содержащий соли хлорида железа (III) и хлорида железа (II). Стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов определяются, как и стандартные электродные потенциалы металлов, относительно водородного электрода. (Значения $E_{\%}^0$ см. приложения 4). Для самопроизвольных реакций окисления-восстановления подсчитывается ЭДС = $E_{\text{окислителя}}^0 - E_{\text{восстановителя}}^0$, ЭДС > 0. В рассмотренном выше примере полуреакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ имеет $E_{\%}^0 = +1,333$ В, полуреакция $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ имеет $E_{\%}^0 = +0,838$ В. следовательно, ЭДС этой системы будет больше нуля: ЭДС = 1,333 – 0,838 = 0,495 В. Таким образом рассмотренная ОВР протекает самопроизвольно.

Реагенты: растворы бихромата калия, нитрита натрия, серной кислоты, перманганата калия, сульфита натрия, гидроксида калия или натрия, хлорида железа (III), иодида калия, хлорида калия, дистиллированная вода и цинк.

Оборудование: пробирки.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства бихромата калия. В пробирку налейте немного раствора бихромата калия, добавьте раствор серной кислоты, а затем прибавьте раствор нитрита натрия до изменения окраски. Запишите уравнение реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 2. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия. В три пробирки налейте раствор перманганата калия, добавьте: в первую пробирку раствор серной кислоты, во вторую – воду, в третью – раствор гидроксида калия, а затем во все три пробирки раствор сульфита натрия. Что наблюдаете?

Запишите уравнения полуреакций в каждом случае и подберите коэффициенты электронно-ионным методом.

Опыт 3. Направление ОВР. В две пробирки налейте раствор хлорида железа (III) и затем в одну прилейте раствор иодида калия, а в другую раствор хлорида калия. Что наблюдаете?

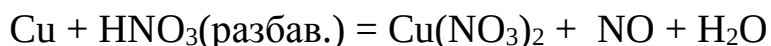
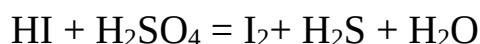
Запишите уравнения полуреакций и, используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из таблицы приложения, подтвердите наблюдения расчетом ЭДС.

Опыт 4. Вытеснение водорода из кислоты металлами. В пробирку налейте немного серной кислоты, а затем положите кусочек цинка. Опишите Ваши наблюдения. Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, какие металлы могут являться восстановителями по отношению к водороду.

Контрольные вопросы

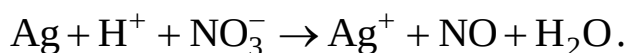
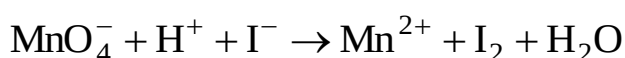
1. Какие реакции называются ОВР?
2. Что такое степень окисления и как она подсчитывается?
3. Исходя из степени окисления серы, укажите какое из соединений может быть только окислителем, а какое только восстановителем: H_2SO_4 ; H_2S ; Na_2SO_4

4. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях:

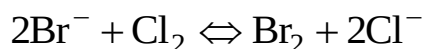
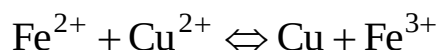
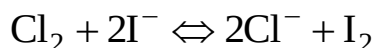


Для всех реакций укажите окислитель и восстановитель.

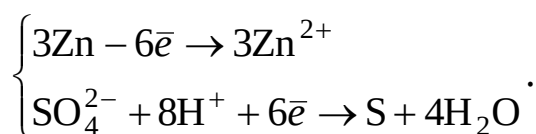
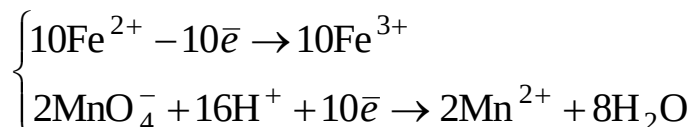
5. Подберите коэффициенты методом электронного баланса; запишите молекулярные уравнения:



6. В каком направлении могут протекать реакции, выраженные следующими уравнениями:



7. По приведенным ниже, электронно-ионным полуреакциям составьте уравнения ОВР в молекулярной форме:



Лабораторная работа № 14 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

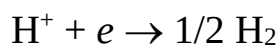
Цель работы: закрепление теоретических знаний по процессу коррозии металлов и исследование влияния различных факторов на коррозию.

Общие сведения

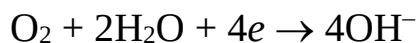
Коррозией металлических изделий называют самопроизвольное разрушение металлов вследствие химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой и приводящей к потере функциональных свойств изделия. Процесс коррозии протекает на границе раздела двух фаз и является гетерогенным процессом. Причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металла или сплава в окружающей среде, т.к. химическая реакция взаимодействия металла с компонентом окружающей среды идет с уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$).

По механизму взаимодействия металла с внешней средой различают химическую (протекает в растворах неэлектролитов и в газах при высокой температуре) и электрохимическую (во влажной атмосфере и в растворах электролитов) коррозию. При электрохимической коррозии имеет место образование микрогальванических элементов, что обусловлено наличием примесей других металлов и неметаллов, неоднородно-

сти в строении кристалла металла и некоторыми другими причинами. На анодных участках, имеющих меньший потенциал, происходит растворение металла, а на катодных при $\text{pH} < 7$



и при $\text{pH} > 7$



По характеру разрушения металлического изделия коррозия подразделяется на равномерную и структурно-избирательную (пятнами, язвами, точечная, межкристаллическая и др.).

Энергичными ускорителями коррозии являются ионы хлора, а хроматы и бихроматы способствуют образованию прочной пленки, которая защищает изделие от коррозии.

По виду окружающей среда коррозия подразделяется на атмосферную, газовую, почвенную, биологическую и некоторые другие.

Методы защиты металлов от коррозии заключается в следующем:

- изменение материала металла изделия (изготовление из нержавеющей стали с общим содержанием хрома, никеля, вольфрама или ванадия больше 13%);

- нанесение лакокрасочного покрытия, оксидного слоя, другого неорганического покрытия и катодных, по отношению к покрываемому металлу, гальванических покрытий;

- нанесение анодных, по отношению к покрываемому металлу, гальванических покрытий металлами;

- протекторная защита;

- электрохимическая катодная или анодная защита;

- уменьшение агрессивности среды путем удаления агрессивных с точки зрения коррозии, веществ (удаление влаги, газов, изменение pH среды, введение ингибиторов–замедлителей коррозии).

Реагенты: растворы сульфата и хлорида меди, гидроксида натрия, серная и хлороводородная кислоты, растворы красной кровяной соли и бихромата калия, полоски меди, цинка, железа и алюминия.

Оборудование: пробирки и химический стакан.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние гальванической пары на коррозию железа. Налейте в пробирку 6 мл дистиллированной воды, несколько капель раствора серной кислоты и раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которая при наличии ионов железа образует соединение с интенсивно синей окраской. Разлейте полученный раствор в три пробирки.

Для приготовления гальванических пар в надрезы двух железных пластин вставьте тонкие цинковую и медную или оловянную пластинки. Полученные две гальванические пары совместно с одной железной пластинкой поместите в три ранее приготовленные пробирки с раствором. Через несколько минут в некоторых пробирках произойдет окрашивание раствора.

Задание 1. Определите, какой металл в проведенных экспериментах выполняет роль катода (или анода).

Задание 2. Напишите уравнения реакций, происходящих в пробирках на металлах.

Опыт 2. В стеклянный стакан налейте 0,1 н раствор хлороводородной кислоты и погрузите в него поочередно полоски цинка, меди и обе одновременно. При одновременном опускании двух полосок в стакан с кислотой соедините их выступающие на воздух концы.

Задание 1. Напишите реакции, которые протекают при опускании полосок меди и цинка в раствор кислоты.

Задание 2. Объясните явление, которое происходит при замыкании двух полосок. Напишите уравнения реакций, протекающих на медной и цинковой полосках.

Опыт 3. В две пробирки налейте 3–4 мл раствора серной кислоты и в одну из них добавьте 4–5 мл раствора бихромата калия. В обе пробирки опустите полоски железа.

Задание 1. Напишите уравнение реакций в первой пробирке и объясните, почему она не протекает во второй (где присутствует бихромат калия).

Опыт 4. В две пробирки налейте по 2–3 мл хлороводородной кислоты и раствора гидроксида натрия. В обе пробирки поместите полоски железа на 5–10 мин. Выньте полоски из пробирок и добавьте в каждую по 2–3 капли раствора красной кровяной соли.

Задание 1. Опишите наблюдения. Какое влияние оказывает гидроксид натрия на коррозию железа?

Опыт 5. В две пробирки налейте по 2–3 мл сульфата и хлорида меди. В обе пробирки поместите полоски алюминия.

Задание 1. Опишите ваши наблюдения. Какое влияние оказывает хлорид-ион на коррозию алюминия?

Контрольные вопросы

1. Что такое коррозия металлов? Каковы причины возникновения коррозии?

2. По каким признакам классифицируется коррозия металлов?
3. Какие методы–способы защиты от коррозии вы знаете?
4. Что такое электрохимическая коррозия металлов?

Лабораторная работа №15

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: ознакомиться с основными принципами процесса электролиза.

Общие сведения

Под электролизом понимают химические процессы, протекающие при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. В данном случае электрическая энергия переходит в химическую.

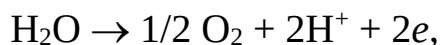
При электролизе на отрицательном электроде (катоде) происходит процесс восстановления, а на положительном (аноде) – окисление.

Электрический ток в растворе проводится катионами и анионами, т.е. такие растворы являются проводниками второго рода.

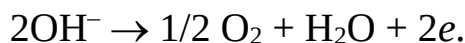
Процессы, протекающие на электродах, зависят от состава электролита и материала электрода. На нерастворимом аноде (графит, платина) при наличии в растворе ионов хлора, брома или йода (X) происходит реакция:



Если в растворе имеются сульфат или фосфат ионы, то они остаются в растворе без изменения, а на аноде, если среда нейтральная или кислая, разряжаются молекулы воды



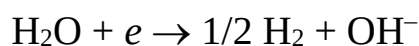
если среда щелочная, ионы гидроксида



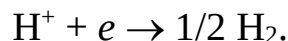
Растворимый анод (Me – металл) при электролизе разрушается, переходит в раствор в виде катиона металла:



При электролизе растворов солей или оснований щелочных металлов на катоде протекает реакция выделения водорода за счет разряда молекул воды



или иона водорода:



Данные реакции протекают и при разряде на катоде ионов никеля, цинка, железа, олова и некоторых других катионов.

Масса вещества (m), выделившегося на катоде, прямо пропорциональна количеству пропущенного электричества (Q) и описывается законом Фарадея

$$m = kQ = kIt,$$

где k – электрохимический эквивалент вещества, выделяющегося на катоде ($k = A / Fn$, A – атомная масса вещества, n – количество принятых электронов, F – постоянная Фарадея, равная $F = N_A \cdot e$, N_A – число Авогадро, e – заряд электрона), I – ток, A и t – время, с.

Если на катоде протекает две и более реакций восстановления, то для соблюдения последнего уравнения необходимо ввести коэффициент, учитывающий долю тока (ВТ – выход по току), расходуемого на выделение данного вещества.

Реагенты: растворы иодида калия, сульфатов меди и никеля, венская известь, серная кислота, медные, никелевые и графитовые электроды.

Оборудование: установка для электролиза.

Порядок выполнения работы

Собрать установку для проведения процесса электролиза как изображено на рис. 3.

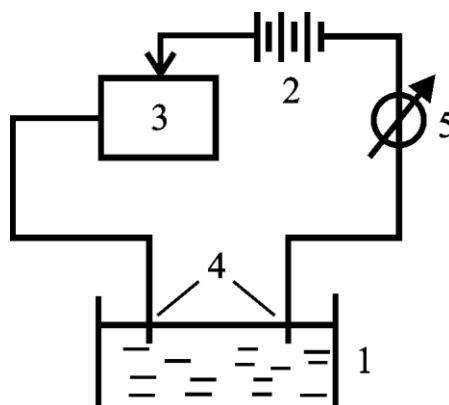


Рис. 3. Ванна для раствора 1, источник тока 2, реостат 3, электроды 4, амперметр 5

Опыт 1. Гальваническое покрытие никелем. Электроосаждение никеля осуществляется из раствора, содержащего сульфат и хлорид ни-

келя. Залейте раствор в гальваническую ванну. Перед нанесением покрытия никелем на медную пластинку, поверхность последней необходимо очистить от жировых загрязнений и продуктов коррозии. Медная пластинка подготавливается следующим образом:

- обезжирить путем протирания порошком венской извести;
- промыть пластинку под струей воды;
- протравить в растворе кислоты;
- промыть пластинку под струей воды.

Данная подготовка позволяет обеспечить качественное сцепление никеля с медной основой.

Подготовленный образец загружается в ванну в качестве катода, а в качестве анода используется пластина из никеля.

Установить с помощью реостата ток силой 100–200 мА и провести электролиз в течение 15 минут.

После электролиза образец вынуть из ванны, промыть водой и высушить фильтровальной бумагой.

Задание 1. Запишите реакции, протекающие на электродах.

Задание 2. Определите массу осажденного никеля и его толщину, если выход по току никеля ВТ – 80%.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата меди с графитовым и медным анодами.

Налейте в ванну раствор сульфата меди, опустите графитовый анод и медную пластинку в качестве катода. Включите ток силой 50–150 МА. Проведите электролиз 10-15 мин. Проведите электролиз с медным анодом.

Задание 1. Напишите уравнения катодного и анодного процессов с медным и графитовым анодом.

Задание 2. Рассчитайте время электролиза для получения медного покрытия толщиной 10 мкм на детали с поверхностью 0,5 дм² при токе силой 0,5 А.

Опыт 3. Электролиз раствора иодида калия. Заполните электролизер раствором иодида калия. Добавьте в катодное пространство 2–3 капли раствора индикатора фенолфталеина, а в анодное пространство – 2–3 капли раствора крахмала. Опустите в раствор угольные (графитовые) электроды, включите ток.

Задание 1. Опишите явления на катоде и аноде при проведении электролиза.

Задание 2. Напишите уравнения реакции, которые протекают на катоде и аноде.

Контрольные вопросы

1. Что такое электролиз?
2. Какие процессы протекают на электродах в растворе гидроксида калия, сульфата олова, нитрата серебра при наличии растворимых и нерастворимых анодов?
3. Сформулируйте законы Фарадея.
4. Что означает электрохимический эквивалент и как он определяется?
5. Где используется процесс электролиза?

Лабораторная работа № 16 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Цель работы: на основании проведенных химических экспериментов закрепить теоретические знания по химическим свойствам металлов.

Общие сведения

Металлы являются основным конструкционным материалом в приборостроении и машиностроении. Из всех известных в настоящее время элементов, 86 относятся к металлам.

С физической точки зрения к металлам относятся вещества, которые имеют отрицательный коэффициент электропроводности, т.е. с повышением температуры их электросопротивление возрастает.

С точки зрения химика металлы – это химические элементы, обладающие положительным зарядом ионов в любых соединениях.

Химические свойства металлов обусловлены малой величиной электроотрицательности (низкий потенциал ионизации и малого, а чаще отрицательного, сродства к электрону), что приводит всегда к положительному заряду ионов металлов.

В зависимости от того, какой подуровень у атома металла заполняется электронами, различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-металлы. *S*-металлы (элементы главных подгрупп первого и второго периода периодической системы Д.И. Менделеева) имеют постоянную валентность 1 и 2. Оксиды данных металлов имеют основной характер.

К *p*-металлам относятся элементы, расположенные в 3, 4 и 5 группах (в главных подгруппах) 3-го, 4-го, 5-го и 6-го периодов. Металлы, относящиеся к данной группе, образуют химические соединения за счет участия как *s*-, так и *p*-электронов. При одновременном участии в обра-

зовании химической связи s - и p -электронов происходит гибридизация электронных облаков (s - p или s - p - d гибридизация). Оксиды p -элементов имеют амфотерный или кислотный характер (кроме оксидов индия и таллия, которые проявляют основной характер).

d -металлы (переходные металлы) расположены в середине больших периодов (4, 5 и 6) и характеризуются следующими свойствами: в образовании химической связи могут принимать участие электроны, расположенные как на s -, так и на d -подуровнях. Данные металлы обладают переменной степенью окисления. Оксиды с низшей степенью окисления имеют основной характер, средней – амфотерный, с высшей степенью окисления – кислотный. К f -металлам относятся лантаноиды и актиноиды.

Физические свойства металла зависят от количества электронов, принимающих участие в образовании металлической связи. Последняя, обусловлена обобществлением валентных электронов всех атомов с образованием электронного газа. При этом в узлах кристаллической решетки расположены атомы, отдавшие свои электроны, т.е. катионы.

Химические свойства металлов весьма разнообразны, однако общим для всех металлов является то, что они всегда являются восстановителями. За меру химической активности свободного металла принимается его способность отдавать электроны. Отдав электроны, металлы могут выступать как окислители, если они отдали все возможные электроны.

Почти все металлы реагируют с кислотами, образуя соли. Характер взаимодействия металла с кислотой зависит как от активности металла, так и от свойств кислоты и ее концентрации.

Реагенты: разбавленные (10%) растворы соляной, серной и азотной кислот, концентрированные растворы серной, азотной кислот и гидроксида натрия; кусочки меди, цинка, алюминия и железа.

Оборудование: пробирки, спиртовки и держатели.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Действие разбавленной соляной кислоты на металлы. В четыре пробирки налейте по 2–3 мл 10% раствора соляной кислоты. В одну пробирку поместите кусочек железа, в другую – кусочек цинка, в третью – кусочек алюминия, в четвертую кусочек меди. Какие металлы реагируют с кислотой? Опишите ваши наблюдения и напишите реакции, которые протекают в таблицу.

Опыт 2. Действие разбавленной серной кислоты на металлы. Повторите предыдущий опыт, заменив соляную кислоту на разбавленную

серную кислоту. Опишите ваши наблюдения и запишите реакции которые протекают в таблицу 9.

Таблица 9

Формула кислоты	Металл	Ионное уравнение реакции

Опыт 3. Действие концентрированной серной кислот на медь и железо. (**Проводить под тягой в вытяжном шкафу.**) В две пробирки налейте по 2–3 мл кислоты. В одну пробирку поместите кусочек железа в другую кусочек меди. Убедитесь, что при комнатной температуре реакция не протекает, пробирки на пламени спиртовки слегка нагрейте. Прекратите нагревание, когда будет достигнуто заметное протекание реакции. Осторожно понюхайте выделяющийся газ.

Опыт 4. Действие азотной кислоты на медь. (**Проводить под тягой в вытяжном шкафу.**) Положите в две пробирки по кусочку меди. В одну прилейте 2–3 мл разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл), а в другую – концентрированной ($\rho = 1,42$ г/мл). Если реакция в первой не идет, следует нагреть пробирку. Какой газ выделяется в первой и второй пробирках?

Опыт 5. Действие раствора щелочи на амфотерные металлы. В две пробирки налейте по 2–3 мл концентрированного раствора щелочи – гидроксида натрия. В одну пробирку положите кусочек цинка, в другую – кусочек алюминия. Если реакция не идет, слегка нагрейте пробирку.

Контрольные вопросы

1. Какие элементы относятся к металлам?
2. Дайте определение металлам с химической и физической точки зрения.
3. Какая величина характеризует восстановительные свойства металлов?
4. Каким образом изменяются восстановительные свойства металлов в группе и периоде периодической системы элементов Д.И. Менделеева?
5. Что такое металлическая связь?
6. Какие электроны атомов металла могут участвовать в образовании химической связи?

7. Какие электроны атомов металлов – рубидия, бария, индия и вольфрама – являются валентными? Запишите электронные формулы этих элементов.

Лабораторная работа № 17 КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ

Цель работы – ознакомление с качественным анализом катионов.

Общие сведения

Аналитическая химия, представляя собой один из разделов прикладной химии, определяется как наука, изучающая свойства и процессы превращения веществ с целью установления их химического состава.

Установить химический состав вещества – это ответить на вопрос о том, **какие элементы** или их соединения и **в каком количестве** содержатся в анализируемом веществе. В аналитической химии различают анализ неорганических и органических материалов.

В зависимости от характера поставленной задачи различают два вида анализа – качественный и количественный. Качественный анализ позволяет ответить на вопрос, какие вещества находятся в данной пробе; количественный анализ отвечает на вопрос, в каких количествах обнаруженные вещества присутствуют в данной пробе.

Химический анализ состоит в основном из следующих этапов – отбор пробы, разложение пробы с переводом в раствор, проведение химической реакции или измерение какого-либо физического параметра.

В основе деления катионов на группы лежат реакции с кислотами и основаниями. При последовательной обработке смеси а) соляной кислотой, б) серной кислотой, в) избытком щелочи в присутствии пероксида водорода, г) раствором аммиака выделяют следующие группы:

- ионы, не образующие осадки ни с одним из перечисленных реактивов: K^+ , Na^+ и NH_4^+ (первая группа);
- ионы, образующие нерастворимые хлориды: Ag^+ , Pb^{+2} , Hg^{+2} (вторая группа);
- ионы, образующие нерастворимые сульфаты: Pb^{+2} , Ba^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} (третья группа);
- ионы, образующие гидроксиды, растворимые в избытке щелочи: Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} (четвертая группа);
- ионы, образующие гидроксиды, нерастворимые ни в избытке щелочи, ни в аммиаке: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} (пятая группа);

– ионы, образующие гидроксиды, растворимые в аммиаке: Co^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Hg^{2+} (шестая группа).

Реагенты: 5%-е растворы солей никеля, цинка, кадмия, железа, кобальта, висмута, меди, свинца и олова. 10%-е растворы гидроксида натрия и аммиака, калия бромид и йодида, бихромата калия, карбоната натрия, сульфида натрия и аммония.

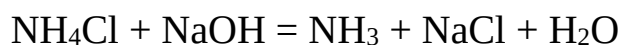
Оборудование: пробирки, часовые стекла, капельницы и спиртовка.

Порядок выполнения работы

1. Действие групповых реагентов. При изучении катионов каждой аналитической группы подействуйте групповым реагентом на растворы соответствующих солей. Опишите ваши наблюдения и составьте уравнения химических реакций.

2. Некоторые частные реакции на катионы.

Частные реакции на NH_4^+ . Щелочи разлагают соли аммония с выделением газообразного аммиака:



Опыт 1. На часовое стекло поместить 2–3 капли раствора соли аммония и 3–4 капли раствора щелочи и слегка нагреть. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Обнаружить аммиак можно влажной красной лакмусовой бумажкой, если опыт проводить в пробирке.

Условия проведения опыта – $\text{pH} > 9$, раствор необходимо нагреть и индикаторная бумажка не должна касаться стенок пробирки.

Частная реакция на катион никеля. Водные растворы соли никеля имеют зеленую окраску. Диметилглиоксим (реактив Чугаева) в аммиачной среде дает с катионом никеля осадок внутрикомплексной соли $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$

Опыт 2. В пробирку налейте 4 капли раствора соли никеля и 5–6 капель 25%-го раствора аммиака. Если осадок не растворился, отфильтруйте его.

Одну каплю фильтрата помещают на стекло и добавляют каплю раствора диметилглиоксима. Опишите Ваши наблюдения.

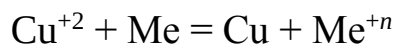
Частные реакции на катион цинка.

Опыт 3. Раствор аммиака дает с катионом цинка белый осадок гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, растворимый в избытке реагента с образованием комплексной соли $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

Опыт 4. Карбонаты щелочных металлов и аммония образуют с катионом цинка белый осадок основной соли $[\text{Zn}(\text{OH})]_2 \text{CO}_3$.

Частная реакция на катион меди.

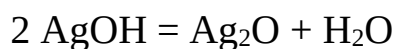
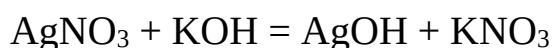
Опыт 5. Металлический алюминий, железо или цинк восстанавливают катион меди до металла, имеющего вид красного губчатого порошка:



На обезжиренную и зачищенную поверхность металла нанесите каплю раствора соли меди. Опишите свои наблюдения.

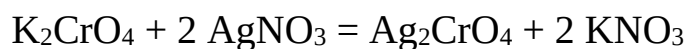
Частные реакции на катион серебра.

Опыт 6. Гидроксиды калия или натрия образуют с катионом серебра бурый осадок оксида серебра Ag_2O .



Использовать для этих целей водный раствор аммиака нельзя, из-за образования комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$, который хорошо растворим в воде.

Опыт 7. Хромат калия K_2CrO_4 дает с катионом серебра осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 кирпично-красного цвета:



Возьмите в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра и добавьте 3–4 капли дистиллированной воды и 1–2 капли хромата калия. Обратите внимание на цвет осадка и его растворимость. Условия проведения опыта – pH 6,5–7,5

Частные реакции на катион свинца.

Опыт 8. Гидроксиды калия или натрия образуют с катионом свинца белый осадок $\text{Pb}(\text{OH})_2$, растворимый как в кислотах, так и в концентрированной щелочи с образованием комплексной соли :



Опыт 9. Серная кислота или сульфаты связывают катион свинца в белый осадок сульфата свинца PbSO_4 , который в избытке щелочи дает растворимый плюмбит свинца.

Опыт 10. Хромат калия K_2CrO_4 или дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образуют с катионами свинца малорастворимый хромат свинца желтого цвета.

Опыт 11. Ион иода образует с катионом свинца при pH 3–5 желтый осадок иодид свинца, растворимый в избытке иодида калия.

Обработка данных анализа

Данные проведенных экспериментов записываются в таблице 10.

Частные и общие реакции катионов

Реагент	Уравнение реакции	Наблюдения	Вывод

Контрольные вопросы

1. Каким показателем характеризуется чувствительность реакций?
2. Можно ли каким-либо реактивом осадить все катионы 1-й группы?
3. Что такое амфотерность химического вещества?
4. На что отвечает качественный и количественный анализ?
5. Какие существуют реактивы для определения металлов?

Лабораторная работа № 18 ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА. КОЛОРИМЕТРИЯ

Цель работы: ознакомление с методикой фотоколориметрического определения концентрации вещества.

Общие сведения

Предмет количественного анализа – изучение методов, позволяющих определять количественный состав вещества.

Задача количественного анализа – определение количественного содержания химических элементов в соединениях.

Методы количественного анализа разделяются на химические, физические и физико-химические.

К химическим методам анализа относятся гравиметрический (весовой) и титриметрический (объемный).

Методы анализа, позволяющие определять состав вещества, не прибегая к использованию химикатов, т.е. когда химические реакции не протекают, называются физическими методами.

Методы анализа, основанные на наблюдении физических явлений, происходящих при протекании определенных химических реакций, называют физико-химическими методами. Наибольшее распространение

при экологических исследованиях среди физико-химических методов нашли методы колориметрии, потенциометрического титрования, кулонометрии и хроматографии.

Колориметрия или колориметрический анализ основан на определении концентрации вещества по интенсивности окраски раствора или на переводе определяемой части анализируемого объекта в окрашенное соединение. Для окраски исследуемого вещества используются как органические, так и неорганические реагенты

Из оптических методов анализа наиболее широкое распространение нашли колориметрические методы, основанные на измерении интенсивности светового потока, прошедшего через окрашенный раствор. В колориметрии используется, как правило, длина волны от 400 до 750 нм.

Зависимость между интенсивностью прошедшего света через раствор (J) и концентрацией окрашенного вещества (c), толщиной светопоглощающего раствора (l) и интенсивностью падающего на раствор света (J_0) носит название закона Бугера-Ламберта-Бера и выражается уравнением:

$$\lg J_0 / J = \varepsilon c l,$$

где ε – коэффициент поглощения света, постоянная величина, характерная для каждого окрашенного вещества и зависящая от его природы.

Величина $\lg J_0 / J$ является важной характеристикой окрашенного раствора, ее называют оптической плотностью раствора и обозначают буквой D . Из всего этого следует, что оптическая плотность раствора прямо пропорциональна концентрации окрашенного вещества и толщине слоя раствора (рис. 4). Данное соотношение справедливо для разбавленных концентраций растворов (меньше 0,01 М). При более высоких концентрациях закон Бугера-Ламберта-Бера не соблюдается, вследствие взаимного влияния частиц на их способность поглощать свет. Закон Бугера-Ламберта-Бера справедлив для монохроматического излучения, тогда как при использовании светофильтра с достаточно широкой областью пропускания наблюдается отклонение от прямолинейности.

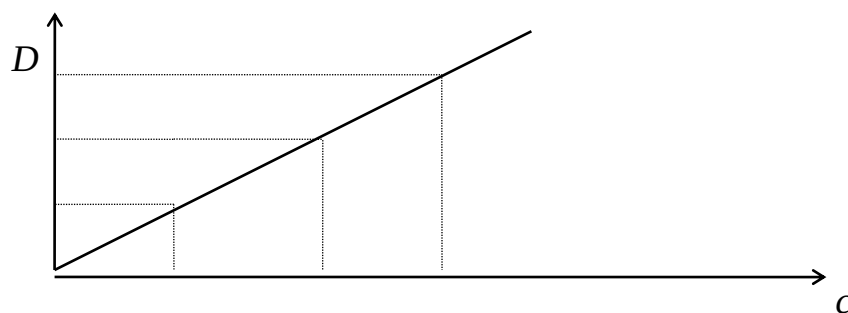


Рис. 4 Зависимость оптической плотности от концентрации раствора

Различают визуальные и фотоколориметрические методы измерения оптической плотности раствора. К визуальным методам относятся метод стандартных серий, метод дублирования или титрования и метод уравнивания. При фотоколориметрическом методе анализа световой поток, прошедший через окрашенный раствор, воспринимается фотоэлементом и возникающий при этом электрический ток измеряется чувствительным гальванометром.

Определение концентрации окрашенного вещества методом фотоколориметрии производят методом сравнения оптических плотностей стандартного и исследуемого растворов, методом построения градуировочного графика и методом добавок.

Реактивы: сульфат никеля и меди, 50% и 5 н раствор серной кислоты, раствор соляной кислоты плотностью 1,19 г/мл.

Оборудование: фотоэлектроколориметр.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение содержания никеля в растворах. Взвесьте точную навеску соли никеля, содержащей 1,4 г металлического никеля и растворите в дистиллированной воде в мерной колбе на 100 мл.

Построение калибровочного графика произведите путем добавления в мерные колбы на 25 или 50 мл приготовленного раствора соли никеля с содержанием от 10 до 140 мг металлического никеля с интервалом 20 мг, 1,7 мл соляной кислоты плотностью 1,19 и разбавляют водой до метки. Растворы перемешайте и для одного из растворов измерьте оптическую плотность при разных длин волн, в разных кюветах согласно описанию на фотоэлектроколориметр, определяя наиболее оптимальное значение длинны кюветы и длинны волны.

Постройте график зависимости оптической плотности от длинны волны. Затем найдите оптическую плотность при данной длине волны и в кювете определенного размера для остальных концентраций растворов, записывая данные в таблицу 11.

Таблица 11

Содержание никеля, мг	10	20	40	60	80	100	120	140
Оптическая плотность								

Длина волны (λ) -. Длина кюветы -.

На основании данных таблицы постройте график зависимости D -с и по указанию преподавателя найдите неизвестную концентрация никеля.

Опыт 2. Определение содержания меди в растворе. Определение содержания меди произведите методами сравнения и добавки. Для чего рассчитайте и приготовьте 100 мл раствора с содержанием $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – 200 и H_2SO_4 – 100 г/л соответственно и 200 мл 5н раствора серной кислоты. В мерную колбу на 25 или 50 мл прилейте 1 мл приготовленного раствора сульфата меди и долейте до метки 5н раствором серной кислоты, после чего в соответствии с описанием на фотоэлектроколориметре произведите определение оптимальных значений длины волны и размера кюветы. Данные записывают в таблицу 12.

Таблица 12

Длина волны					
Оптическая плотность					

Постройте график зависимости оптической плотности растворов от длины волны.

На основании проделанной работы произведите определение концентрации сульфата меди в пробе, выданной преподавателем.

Обработка данных анализа

Неизвестная концентрация окрашенного вещества определяется по следующим формулам:

метод сравнения $C_x = C_{\text{эт}} D_x / D_{\text{эт}}$;

метод добавок $C_x = C_a D_x / (D_{x+a} - D_x)$,

где C_x , $C_{\text{эт}}$ и C_a – соответственно неизвестная концентрация, концентрация стандартного раствора и концентрация добавки в исследуемом растворе, D_x , $D_{\text{эт}}$ и D_{x+a} – оптические плотности окрашенного раствора с неизвестной и стандартной концентрации и оптическая плотность исследуемого раствора с добавкой.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон Бугера-Ламберта-Бера.
2. Какие существуют способы определения неизвестной концентрации вещества в колориметрии?
3. Расскажите о принципе работы фотоэлектроколориметра.
4. При каких условиях соблюдается закон Бугера-Ламберта-Бера?

Лабораторная работа № 19

СИНТЕЗ ПОЛИМЕРОВ

Цель работы: ознакомление с двумя основными способами получения органических смол: процессами поликонденсации и полимеризации.

Общие сведения

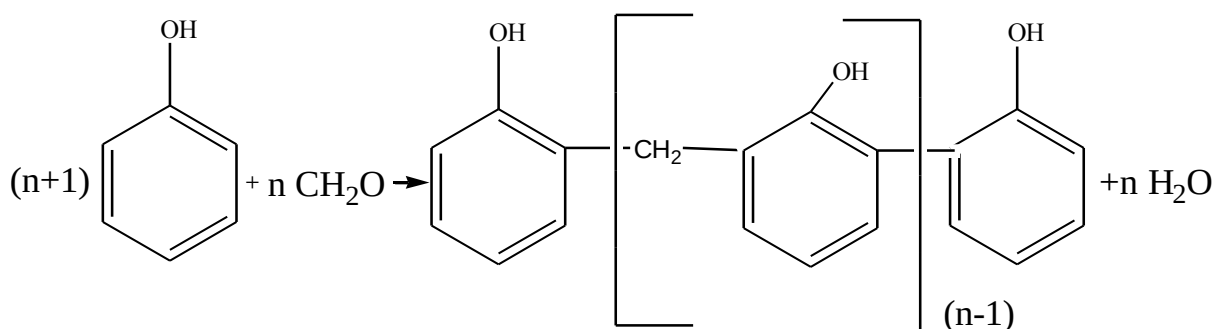
Полимеризация – процесс последовательного соединения одинаковых молекул (мономеров) в более крупные (полимеры) по месту разрыва кратных связей. Структурное звено полимера – группа атомов, многократно повторяющаяся в макромолекуле полимера.

Особые свойства полимеров:

- 1) не имеют определенной температуры плавления, некоторые разлагаются ниже температуры плавления
- 2) не подвергаются перегонке, т.к. разлагаются при нагревании
- 3) не растворяются в воде (или растворяются с трудом)
- 4) обладают высокой прочностью
- 5) инертны в химических средах, устойчивы к воздействию окружающей среды.

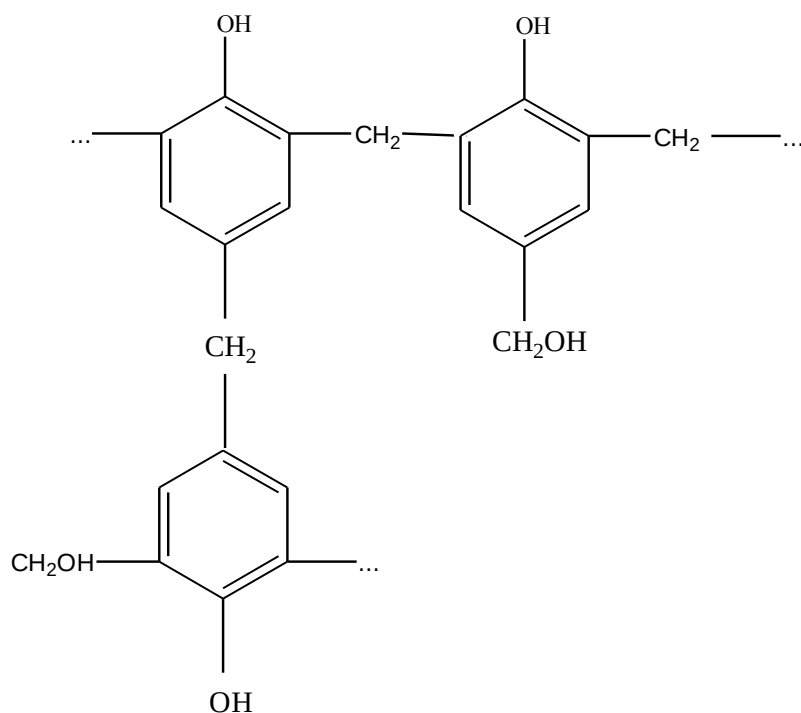
Синтез полимеров осуществляется в ходе реакции полимеризации, поликонденсации, сополимеризации. В зависимости от строения углеродной цепи, различают линейные (неразветвленные), разветвленные и сетчатые (сшитые) полимеры.

Фенол (в избытке) с формальдегидом в кислой среде образует термопластичные растворимые новолачные смолы линейного строения:



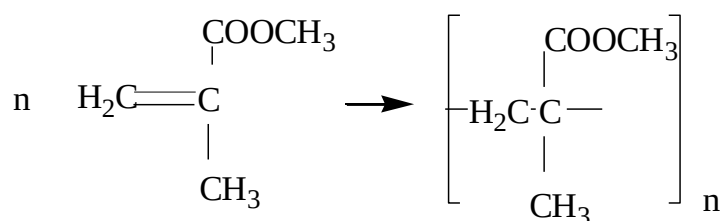
Относительная молекулярная масса новолачной смолы невелика: 1000–2000. Новолачные смолы плавки, растворимы; они применяются для приготовления лаков и прессовочных порошков.

В случаях поликонденсации фенола (без избытка) с формальдегидом в щелочной среде образуются резольные смолы (резолы):



Резолы растворимы в органических растворителях, например, в этиловом спирте. При растворении резолов образуются так называемые бакелитовые лаки, клеи (например, клей БФ). Резолы термопластичны, при нагревании они размельчаются и могут формоваться. При хранении или нагревании резолов до 413°C в избытке формальдегида они превращаются в термореактивные резиты. Резиты не плавятся и ни в чем не растворяются. Это объясняется дальнейшей поликонденсацией макромолекул резольной смолы с выделением воды за счет метилольных групп и бензольных ядер.

Полиметилметакрилат – органическое стекло (плексиглас) – получается при полимеризации метилового эфира метакриловой кислоты (метилметакрилата) в присутствии инициатора пероксида бензоила $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CO} - \text{O} - \text{O} - \text{CO} - \text{C}_6\text{H}_5$) и представляет собой бесцветную прозрачную массу:



При 573K полиметилметакрилат деполимеризуется с образованием исходного мономера метилметакрилата.

Реактивы: фенол, формальдегид, концентрированная соляная кислота, раствор аммиака (2 моль/л), этанол, стружка органического стекла, бромная вода, стакан со снегом.

Оборудование: пробирки, спиртовка, стакан, холодильник.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Синтез фенолформальдегидной смолы. Фенолоформальдегидные смолы получают в результате реакции поликонденсации фенола с формальдегидом.

а) *Получение новолачной смолы.* В пробирку поместите 10 капель жидкого фенола и 8 капель раствора формальдегида (40 г формальдегида в 100 г раствора). Нагрейте смесь на водяной бане до растворения фенола.

Через 3 мин. внесите в пробирку 5 капель концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) и продолжайте нагревание до расслоения смеси.

Пробирку поместите в стакан с холодной водой. После образования четкой границы между верхним слоем H_2O и нижним слоем смолы слейте воду и быстро вылейте смолу на стекло. Наблюдайте образование твердого продукта.

Испытайте образовавшуюся новолачную смолу на растворимость: а) в воде; б) в ацетоне.

б) *Получение резольной смолы.* В пробирку поместите 10 капель жидкого фенола и 10 капель раствора формальдегида. К полученному прозрачному раствору добавьте 6 капель раствора аммиака ($c = 2 \text{ моль/л}$) и поместите пробирку в кипящую водяную баню примерно на 30–35 мин.

После того как жидкость в пробирке расслоится (верхний слой вода, нижний – резол), выньте пробирку из водяной бани и охладите ее. Слейте верхний слой воды. Добавьте к смоле немного этанола и нагрейте пробирку в водяной бане до растворения смолы. Вылейте образовавшийся спиртовой лак на стекло. Наблюдайте на стекле после испарения спирта образование прочной глянцевой пленки.

При оформлении результатов опыта запишите формулы веществ участвующих в реакциях и уравнения реакции поликонденсации.

Опыт 2. Деполимеризация полиметилметакрилата. Немного измельченного органического стекла поместите в пробирку и плотно закройте ее пробкой с газоотводной трубкой, соединенной с трубкой-холодильником. Опустите конец трубки-холодильника почти до дна в пробирку-приемник, охлаждаемую водой со снегом.

Реакционную пробирку нагрейте в пламени горелки, сначала осторожно, затем сильно. Нагревание ведите до полной деполимеризации полиметилметакрилата. В приемнике собирается жидкость желтоватого цвета – метилметакрилат.

В остывшую пробирку добавьте постепенно при встряхивании несколько капель бромной воды. Бромная вода обесцвечивается, что указывает на наличие двойной связи в молекуле метилметакрилата.

При оформлении результатов опыта запишите формулу полиметилметакрилата и уравнение реакции деполимеризации.

Запишите уравнение качественной реакции на кратность связи в молекуле мономера.

Составьте уравнение реакции получения мономера – метилметакрилата – из соответствующей кислоты и спирта. Назовите все вещества, участвующие в реакции.

Контрольные вопросы

1. Назовите основные методы получения высокомолекулярных соединений, охарактеризуйте их.

2. Приведите пример реакции полимеризации.

3. В каком случае процесс называют сополимеризацией?

4. Приведите пример реакции поликонденсации.

5. Запишите формулу стирола и уравнение реакции получения полистирола.

6. Какой процесс лежит в основе получения фенолоформальдегидных смол – полимеризация или поликонденсация? В чем разница между этими процессами?

7. При каких условиях процесса образуется: а) новолачная смола; б) резольная смола?

8. Запишите структурную формулу новолачной смолы. Укажите основные свойства линейных полимеров. В каком растворителе растворяется новолачная смола?

9. Запишите структурную формулу резольной смолы. Укажите основные свойства пространственных полимеров.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : Химия, 1990. – 702 с.
2. Харин, А. Н. Курс химии / А. Н. Харин, А. Н. Катаева, Л. Т. Харина. – М. : Высшая школа, 1983. – 511 с.
3. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1998. – 558 с.
4. Суворов, А. В. Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химия, 1995. – 624 с.
5. Василькова, З. Р. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. Р. Василькова, А. А. Грановская, А. А. Таперова. – Л. : Химия, 1986. – 288 с.
6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – Л. : Химия, 1986.
7. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии / Н. В. Коровин, Э. И. Мигулина, Н. Г. Рыжова. – М. : Высшая школа, 2001. – 256 с.
8. Металлы. Общие химические и физические свойства : учебное пособие / Ю. П. Перелыгин, Э. Г. Яковлева, Л. М. Фирюлина, И. С. Лось, Г. Е. Ванина, Н. К. Евсеева, И. Г. Капралова, Т. К. Семченко ; под ред. Ю. П. Перелыгина. – Пенза : Изд-во Пенз. гос. ун-та, 2001. – 92 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Давление насыщенного водяного пара в зависимости от температуры

$t, ^\circ\text{C}$	Давление, мм рт.ст.
10	9,2
15	12,8
16	13,6
17	14,5
18	15,5
19	16,5
20	17,5
21	18,7
22	19,8
23	21,1
24	22,4
25	23,8

Приложение 2

Значения электроотрицательностей элементов (по Полингу)

Li 1	Be 1,5	B 2				H 2,1							C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5											Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,5	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Ca 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La * 1,0 – 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Th 1,3	Po 1,4	U 1,4	Np-Nb 1,4 – 1,3										

Приложение 3

Стандартные энтальпии (ΔH), энтропии (S)
и энергии Гиббса (ΔG) образования веществ

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр 298,}}$ кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр 298,}}$ кДж/моль	$S^\circ_{298,}$ Дж/(моль · К)
1	2	3	4
Al(к)	0	0	28,35
Al ₂ O ₂ (к)	–1676,0	–1582,0	50,92
C(алмаз,к)	1,828	2,833	2,36
C(графит,к)	0	0	5,74
CCl ₄ (г)	–102,93	–60,63	309,7
CO(г)	–110,52	–137,14	197,4
CO ₂ (г)	–393,51	–397,38	213,68
CS ₂ (ж)	88,7	64,4	151,1
CaO(к)	–635,5	–604,2	39,7
Ca(OH) ₂ (к)	–986,6	–893,8	76,1
CaCO ₃ (к)	–1206,9	–1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	222,9
CuO(к)	–162	–129,4	42,63
CH ₄ (г)	–74,85	–50,85	186,27
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,21	20,82
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,14	219,4
C ₆ H ₆ (г)	82,93	129,68	269,20
C ₆ H ₆ (ж)	49,03	124,38	173,26
CH ₃ OH(ж)	–115,90	–109,94	218,78
CH ₂ O(г)	–238,57	–166,27	126,78
CH ₃ OH(ж)	–276,98	–174,15	160,67
C ₂ H ₅ OH(ж)	52,3	68,1	219,4
Fe(к)	0	0	27,15
FeO(к)	–264,8	–244,3	60,75
Fe ₂ O ₃ (к)	–922,3	–740,3	87,4
Fe ₃ O ₄ (к)	–1117,1	–1014	146,2
H ₂ (г)	0	0	130,52
H ₂ O(п)	–241,82	–228,61	188,72
H ₂ O(ж)	–285,83	–237,24	70,08
H ₂ O ₂ (ж)	–187,8	–120,4	109,5
HCl(г)	–91,8	–94,79	186,8
HCl(р)	–166,9	–131,2	56,5
MgCO ₃ (к)	–1113	–1029,3	565,7
MgO(к)	–601,8	–569,6	26,9

1	2	3	4
N ₂ (г)	0	0	199,9
NH ₃ (г)	-46,19	-16,71	192,6
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	-183,8	151,0
NH ₄ Cl(к)	-314,2	-203,2	95,8
NO(г)	90,25	86,58	210,6
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
N ₂ O(г)	82,1	104,2	220
NiO(к)	-239,7	-211,6	37,99
O ₂ (г)	0	0	205,04
O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
PCl ₃ (г)	-287,02	-260,5	311,7
PCl ₅ (г)	-374,0	-305,4	364,5
PbO(к)	-219,3	-189,1	66,2
PbO ₂ (к)	-276,6	-218,3	74,89
PbS	-100,4	-98,77	91,2
SO ₂ (г)	-296,1	-300,2	248,1
SO ₃ (г)	-396,1	-370	265,4
TiO ₂ (к)	-943,9	-888,6	50,33
V ₂ O ₅ (к)	-1552	-1421,2	131
Zn(к)	0	0	41,63
ZnO(к)	-350,6	-320,7	43,64
P ₂ O ₅ (к)	-1432,0	-1348,8	114,5
C ₆ H ₁₂ O ₆ (к)	-1274	-911	212
Nb ₂ O ₅ (к)	-1898	-1764,1	137,2
NiO(к)	-239,7	-211,6	37,99
O ₂ (г)	0	0	205,04
O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
PCl ₃ (г)	-287,02	-260,5	311,7
PCl ₅ (г)	-366,0	-305,4	364,5
PbO(к)	-219,3	-189,1	66,2
PbO ₂ (к)	-276,6	-218,3	74,89
S(ромб., к)	0	0	31,9
SO ₂ (г)	-296,1	-300,2	248,1
SO ₃ (г)	-396,1	-370	265,4
SiO ₂ (кварц., к)	-908,3	-854,2	42,7
SnO(к)	-286,0	-256,9	56,5
SnO ₂ (к)	-580,8	-579,9	52,3
Ta ₂ O ₅ (к)	-2045,14	-1909,99	143,01
TiCl ₄ (к)	-763,2	-726,12	352,23

1	2	3	4
TiCl ₄ (ж)	–804,2	–737,4	252,4
TiO ₂ (к)	–943,9	–888,6	50,33
V ₅ O ₅ (к)	–1552	–1421,2	131
WO ₃ (к)	–842,7	–763,9	75,94
Zn(к)	0	0	41,63
ZnCl ₂ (к)	–415,05	–369,4	111,5
ZnO(к)	–350,6	–320,7	43,64
ZnS(к)	–205,4	–200,7	57,74
Na ₂ SiO ₃ (к)	–1518	–1427,8	113,8
NaOH(р)	–	–419,5	–

Приложение 4

Стандартные электродные потенциалы (*E*)
некоторых металлов в водном растворе их солей

Элемент	Электродный процесс	Потенциал, В
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	–3,02
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	–2,92
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	–2,92
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	–2,84
Na	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	–2,713
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	–2,38
Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	–1,66
V	$\text{V}^{2+} + 2e^- = \text{V}$	–1,186
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	–1,05
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	–0,763
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	–0,44
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	–0,41
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	–0,402
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	–0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	–0,25
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	–0,140
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	–0,126
H ₂	$\text{H}^+ + e^- = 1/2 \text{H}_2$	0,0
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
Ag	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,799
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e^- = \text{Pt}$	1,30
Au	$\text{Au}^{2+} + 2e^- = \text{Au}$	1,50

Периодическая система

Периоды	Ряды	Группы элементов				
		I	II	III	IV	V
		- R ₂ O	- RO	- R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₂	RH ₃ R ₂ O ₅
1	I	H ¹ 1.00794 водород				
2	II	Li ³ 6.941 литий	Be ⁴ 9.01218 бериллий	B ⁵ 10.81 бор	C ⁶ 12.011 углерод	N ⁷ 14.0067 азот
3	III	Na ¹¹ 22.98977 натрий	Mg ¹² 24.305 магний	Al ¹³ 26.98154 алюминий	Si ¹⁴ 28.0855 кремний	P ¹⁵ 30.97376 фосфор
4	IV	K ¹⁹ 39.098 калий	Ca ²⁰ 40.08 кальций	Sc ²¹ 44.9559 скандий	Ti ²² 47.90 титан	V ²³ 50.9415 ванадий
	V	Cu ²⁹ 63.546 медь	Zn ³⁰ 65.38 цинк	Ga ³¹ 69.72 галлий	Ge ³² 72.59 германий	As ³³ 74.9216 мышьяк
5	VI	Rb ³⁷ 85.4678 рубидий	Sr ³⁸ 87.62 стронций	Y ³⁹ 88.9059 иттрий	Zr ⁴⁰ 91.22 цирконий	Nb ⁴¹ 92.9064 ниобий
	VII	Ag ⁴⁷ 107.8682 серебро	Cd ⁴⁸ 112.41 кадмий	In ⁴⁹ 114.82 индий	Sn ⁵⁰ 118.69 олово	Sb ⁵¹ 121.75 сурьма
6	VIII	Cs ⁵⁵ 132.9054 цезий	Ba ⁵⁶ 137.33 барий	La-Lu ⁷¹ .	Hf ⁷² 178.49 гафний	Ta ⁷³ 180.9479 тантал
	IX	Au ⁷⁹ 196.9665 золото	Hg ⁸⁰ 200.59 ртуть	Tl ⁸¹ 204.37 таллий	Pb ⁸² 207.2 свинец	Bi ⁸³ 208.9804 висмут
7	IX	Fr ⁸⁷ [223] франций	Ra ⁸⁸ 226.0254 радий	Ac-(Lr) ¹⁰³ ..	Ku ¹⁰⁴ [261] курчатовий	Ns ¹⁰⁵ [261] нильсборий

La ⁵⁷ 138.9055 лантан	Ce ⁵⁸ 140.12 церий	Pr ⁵⁹ 140.9077 празеодим	Nd ⁶⁰ 144.24 неодим	Pm ⁶¹ [145] прометий
Gd ⁶⁴ 157.25 гадолиний	Tb ⁶⁵ 158.9254 тербий	Dy ⁶⁶ 162.50 диспрозий	Ho ⁶⁷ 164.9304 гольмий	Er ⁶⁸ 167.26 эрбий

Ac ⁸⁹ [227] актиний	Th ⁹⁰ 232.0381 торий	Pa ⁹¹ 231.0359 протактиний	U ⁹² 238.029 уран	Np ⁹³ 237.0482 нептуний
Cm ⁹⁶ [247] кюри	Bk ⁹⁷ [247] берклий	Cf ⁹⁸ [251] калifornий	Es ⁹⁹ [254] эйнштейний	Fm ¹⁰⁰ [257] фермий

Атомная масса	Mn ²⁵ 54.9380 марганец	Атомный номер
		Распределение электронов по уровням

Приложение 5

элементов Д. И. Менделеева

Группы элементов									
VI		VII		VIII				0	
RH ₂	RO ₃	RH	R ₂ O ₇	RO ₄				-	-
								2	He 4.00260 гелий
8	O 15.9994 кислород	9	F 18.998403 фтор					10	Ne 20.179 неон
16	S 32.06 сера	17	Cl 35.453 хлор					18	Ar 39.948 аргон
Cr	24	Mn	25	Fe	26	Co	27	Ni	28
51.996 хром		54.9380 марганец		55.847 железо		58.9332 кобальт		58.70 никель	
34	Se 78.96 селен	35	Br 79.904 бром					36	Kr 83.80 криптон
Mo	42	Tc	43	Ru	44	Rh	45	Pd	46
95.94 молибден		98.9062 технеций		101.07 рутений		102.9055 родий		106.4 палладий	
52	Te 127.60 теллур	53	I 126.9045 йод					54	Rn 131.30 ксенон
W	74	Re	75	Os	76	Ir	77	Pt	78
183.85 вольфрам		186.207 рений		190.2 осмий		192.22 иридий		195.09 платина	
84	Po [209] полоний	85	At [210] астат					86	Rn [222] радон

Sm	62	Eu	63
150.4 самарий		151.96 европий	
Tm	69	Yb	70
168.9342 тулий		173.04 иттербий	
		Lu	71
		174.967 лютеций	

Pu	94	Am	95
[244] плутоний		[243] америций	
Md	101	(No)	102
[258] менделевий		[255] (нобелий)	
		(Lr)	103
		[256] (лоуренсий)	

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕМЕНТЫ
 Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe

активность металлов

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ,

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	—	—	—	H	—
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	—	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	—	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?

“P” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

“M” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

“H” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

“—” – в водной среде разлагается

“?” – нет достоверных сведений о существовании соединений

Примечание: Электрохимический ряд напряжений металлов и таблица «Растворимость кислот, солей и оснований» М., «Экзамен»,

Приложение 6

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

→ Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au
 ЭМФ уменьшается

СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
–	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р
?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	?	–	?	?
?	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

«Соли в воде» напечатаны из современного курса для поступающих в ВУЗы Н.Е. Кузьменко и др. «Начала химии»
 2000 (с. 241, форзац)

СОДЕРЖАНИЕ

ПРАВИЛА РАБОТЫ СТУДЕНТОВ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	3
Лабораторная работа № 1 КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	6
Лабораторная работа № 2 ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ	10
Лабораторная работа № 3 РАСЧЕТ И ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ	15
Лабораторная работа № 4 ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ.....	21
Лабораторная работа № 5 ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.....	24
Лабораторная работа № 6 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	26
Лабораторная работа № 7 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ ЭФФЕКТОВ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	29
Лабораторная работа № 8 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.....	35
Лабораторная работа № 9 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	40
Лабораторная работа № 10 РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	44
Лабораторная работа № 11 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	48
Лабораторная работа № 12 ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ. ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА	51
Лабораторная работа № 13 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	54
Лабораторная работа № 14 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	58
Лабораторная работа № 15 ЭЛЕКТРОЛИЗ	61
Лабораторная работа № 16 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ	64
Лабораторная работа № 17 КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ	67
Лабораторная работа № 18 ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА. КОЛОРИМЕТРИЯ.....	70
Лабораторная работа № 19 СИНТЕЗ ПОЛИМЕРОВ	74
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	78
ПРИЛОЖЕНИЯ	79

Учебное издание

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Под редакцией Ю. П. Перельгина

Подписано в печать 28.02.2017. Формат 60×84¹/₁₆.

Усл. печ. л. 5,12.

Заказ № 122. Тираж 200.

Издательство ПГУ

Пенза, Красная, 40, т.: 56-47-33

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