

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

И. В. Рашевская, И. Г. Кольчугина

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

ПЕНЗА 2016

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Пензенский государственный университет» (ПГУ)**

Неорганическая химия

Учебно-методическое пособие

ПЕНЗА 2016

УДК 546 (076.5)
Р28

Р е ц е н з е н т ы:

доктор химических наук, профессор
кафедры «Физика и химия» Пензенского
государственного университета архитектуры и строительства
Н. Г. Вилкова

кандидат химических наук, доцент
кафедры «Общая и клиническая фармакология»
Пензенского государственного университета
А. В. Кузнецова

Рашевская, И. В.

Р28 Неорганическая химия : учеб.-метод. пособие / И. В. Рашевская, И. Г. Кольчугина. – Пенза : Изд-во ПГУ, 2016. – 104 с.

Приведено описание семи лабораторных и семи практических работ по основным разделам курса «Неорганическая химия». Каждая работа предваряется необходимым теоретическим введением. Представлены методика и примеры обработки и анализа экспериментальных данных, краткие сведения к практическим работам и закрепляющие тесты после каждой темы.

Издание подготовлено на кафедре «Химия» ПГУ и предназначено для обучающихся по направлению подготовки 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов».

УДК 546 (076.5)

ВВЕДЕНИЕ

Правила работы студентов в химической лаборатории, порядок работы и оформление отчета

Лабораторные работы по физической химии проводят в специально оборудованной химической лаборатории. Выполнение работ связано с использованием оборудования, химической посуды и реактивов, способных нанести травмы при неумелом обращении, поэтому от студентов требуется работать аккуратно и внимательно, строго соблюдать «Правила техники безопасности». При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

- 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 прежде, чем его повторить, следует установить причину; в сомнительных случаях обращаться 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.

Реактивы и обращение с ними

При пользовании реактивами необходимо соблюдать следующие правила:

1. 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.
2. Все склянки с растворами и сухими веществами держать закрытыми, открывать их только во время употребления.
3. Не путать пробки от склянок, а также пипетки для взятия реактивов.
4. При пользовании пипетками следить за тем, чтобы кончик пипетки не касался внутренних стенок пробирки. В случае загрязнения пипетки промыть ее дистиллированной водой.
5. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.
6. После употребления реактива склянку ставить на место.
7. Просыпанные и пролитые реактивы необходимо сразу убрать, а стол – вымыть.
8. Нельзя пробовать вещества на вкус, все реактивы в той или иной степени ядовиты.
9. 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; не проводить опыты в загрязненной посуде.
3. Аккуратно обращаться со стеклянной химической посудой. Остатки разбитой посуды убирать с помощью совка и щетки.
4. Все работы, связанные с выделением ядовитых, летучих и неприятнопахнущих веществ, проводить в вытяжном шкафу.
5. Не выполнять дополнительных опытов без разрешения преподавателя.
6. При определении запаха веществ отверстие сосуда держать на расстоянии 25–30 см от лица, направляя к себе струю газа движениями ладони.
7. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом во

избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.

8. При разбавлении кислот их приливать в воду, а не наоборот.

9. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону находящихся рядом людей.

10. Запрещается принимать пищу в химической лаборатории, пить воду из лабораторной посуды, курить.

11. По окончании работы выключить из сети все электроприборы и убрать рабочее место.

12. Обо всех несчастных случаях немедленно сообщить преподавателю или лаборанту.

Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории

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 бинтом.

Ожоги концентрированными кислотами. При попадании концентрированных кислот на руки и лицо пораженный участок немедленно промыть в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем приложить ватный тампон, смоченный 2% 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 их в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем 2% раствором гидрокарбоната натрия. После оказания помощи пострадавшего направить на консультацию в медицинское учреждение.

Ожоги концентрированными щелочами. При попадании растворов щелочей на кожу пораженный участок немедленно промыть в течение 10–15 мин струей водопроводной воды, а затем сделать примочку 2% раствором уксусной кислоты. При ожогах полости рта после промывки водой следует прополоскать рот раствором уксусной кислоты. При поражении глаз щелочами необходимо в течение 15–20 мин промывать их из фонтанчика проточной водой, а затем ополоснуть 2% раствором борной кислоты.

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:

Cu_2O – оксид меди (I); CuO – оксид меди (II).

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 – серную 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
$HMnO_4$	Марганцовая	MnO_4^-	Перманганат
H_3AsO_4	Мышьяковая	AsO_4^{3-}	Арсенат
H_3PO_4	Ортофосфорная	PO_4^{3-}	Фосфат (ортофосфат)
H_2SO_4	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Серноводородная	S^{2-}	Сульфид
H_2CO_3	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 бескислородных 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.

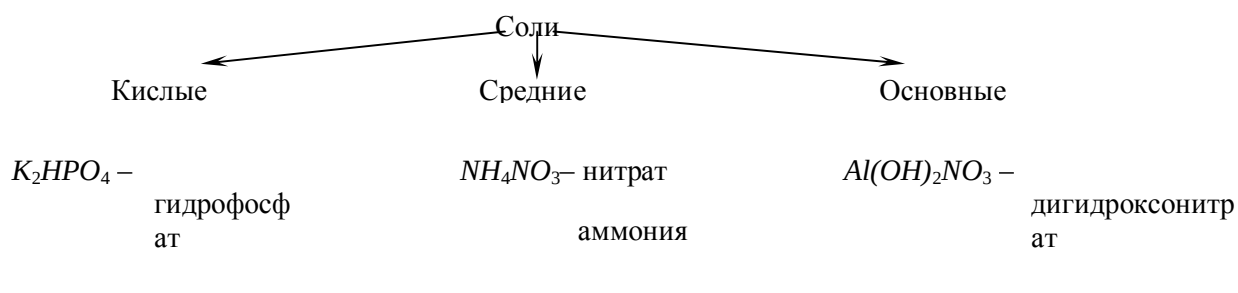
Кислоты взаимодействуют с основаниями, оксидами (основными и амфотерными), солями и металлами.

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, $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция;
2. нерастворимые в воде основания $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), $Fe(OH)_3$ 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.

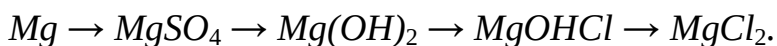
Налейте немного растворов этих солей в две пробирки и добавьте в каждую раствор щелочи – *KOH*. Опишите характер и цвет получившихся осадков. Запишите уравнение реакций в молекулярном и ионном виде.

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 ; $HMnO_4$; $BaTiO_3$; $Ca(ClO_4)_2$; Na_2ZnO_2 ; HN_4Cl ; $Cr(OH)_3$; $(NiOH)_2SO_4$; H_2CrO_4 ; $KHSO_3$. К каким классам неорганических соединений они относятся?
2. Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.
 $NiSO_4 + KOH \rightarrow \dots$; $CaO + HCl \rightarrow \dots$; $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow \dots$;
 $CO_2 + NaOH \rightarrow \dots$; $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow \dots$; $Pb(NO_3)_2 + HCl \rightarrow \dots$
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
 $Ba \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$;
 $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnOHNO_3 \rightarrow ZnNO_3$;



4. Какие бывают кислоты и соли?

Тесты

Классы неорганических соединений.

1. Укажите формулы оксидов, не реагирующих со щелочами:

- а) Al_2O_3 ; б) P_2O_5 ; в) ZnO ; г) BaO .

2. При взаимодействии как с кислотами, так и со щелочами, соли образуют:

- а) оксид фосфора (V); б) оксид цинка; в) оксид бария; г) оксид кремния.

3. При написании какой формулы допущена ошибка:

- а) Na_3SbO_4 ; б) $(NH_4)_2HPO_4$; в) KH_2PO_4 ; г) $(FeOH)_2NO_3$.

4. Схема превращений: $Э \rightarrow ЭО \rightarrow Э(OH)_2$ соответствует генетическому ряду:

- а) сера $\rightarrow$ оксид серы(IV) $\rightarrow$ гидроксид серы(IV);
 б) натрий $\rightarrow$ оксид натрия $\rightarrow$ гидроксид натрия;
 в) цинк $\rightarrow$ оксид цинка $\rightarrow$ гидроксид цинка;
 г) алюминий $\rightarrow$ оксид алюминия $\rightarrow$ гидроксид алюминия.

5. Непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде можно получить кислоты:

- а) фосфорную; б) азотную; в) кремниевую; г) сернистую.

6. Какая кислота более слабая, чем фосфорная?

- а) сернистая; б) серная; в) сероводородная; г) хлорная.

7. Между какими веществами реакция в водных растворах не протекает?

- а) нитрат меди + соляная кислота;
 б) карбонат кальция + водный раствор углекислого газа;
 в) гидроксид натрия + гидрокарбонат натрия;
 г) хлорид железа (III) + нитрат серебра.

8. Формула дигидросульфата железа (III):

- а) $(FeOH)_2SO_4$; б) $[Fe(OH)_2]_2SO_4$; в) $FeOHSO_4$; г) $Fe(HSO_4)_3$.

9. Какая пара оксидов может реагировать между собой:

- а) Na_2O и MgO ; б) P_2O_5 и SiO_2 ; в) Na_2O и Al_2O_3 ; г) FeO и CaO .

10. Какая из перечисленных солей относится к двойным:

- а) $KHSO_4$; б) $Mg(OH)_2$; в) K_2NaPO_4 ; г) $CaOCl_2$.

Практическая работа №1.
ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМОВ.
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.

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

Общие сведения

Атомы состоят из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Положительный заряд ядра равен сумме отрицательно заряженных электронов (поэтому атом электронейтрален) и численно 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 $4s$?

Решение :

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 правилу 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: $\uparrow \uparrow \square$

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

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

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

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):

$$(\text{ЭО} = I + E_{\text{ср}}).$$

Пример 2. Составьте электронную и графическую формулы элемента с порядковым номером 23. Определите тип элемента, количество валентных электронов.

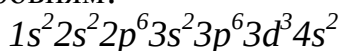
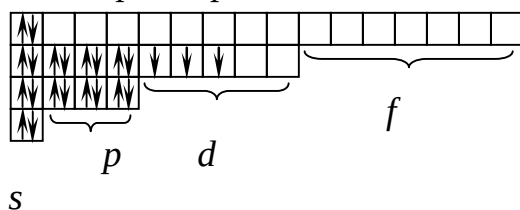
Решение:

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.

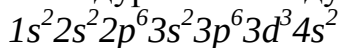
2. Определите порядок заполнения уровней и подуровней в данном элементе. Пользуясь первым правилом Клечковского первым заполняется подуровень $1s$ затем по сумме $n+l$ заполняются подуровни $2s, 2p, 3s, 3p, 4s$. Для подуровней $3d, 4p$ сумма $n+l=5$, т.е. одинакова, по второму правилу Клечковского в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

Порядок заполнения уровней и подуровней в атоме ванадия будет таков: $1s2s2p3s3p4s3d$.

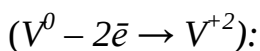
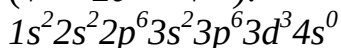
3. Определите количество электронов на каждом уровне и подуровне. Пользуясь принципом Паули и Хунда распределяем электроны по уровням и подуровням:



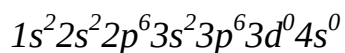
4. Определите число валентных электронов, тип (семейство) элемента. Валентными электронами являются s - и p - электроны внешнего уровня и неспаренные d - электроны предвнешнего уровня. Для элемента №23 валентными являются $4s^2$ и $3d^3$ электроны, т.е. пять валентных электронов. Подуровень $3d$ является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



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



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 $(n-1)d$, *n* 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*_{ср}, эВ).

Способность атома принимать или отдавать электроны в химических реакциях оценивается величиной электроотрицательности (приложение 2):

$$(\chi O = I + E_{\text{ср}}).$$

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

Решение : Период 4 (равен главному квантовому числу).

Группа 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... $4s^1$, 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.

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

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

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

Тесты.

Строение атома.

1. Изотопы одного элемента отличаются:

- | | |
|-----------------------|----------------------|
| а) числом протонов; | б) числом нейтронов; |
| в) числом электронов; | г) зарядом ядра. |

2. Массовое число изотопа равно:

- | | |
|------------------------------|---|
| а) числу протонов в ядре | б) числу нейтронов в ядре; |
| в) числу электронов в атоме; | г) суммарному числу протонов и нейтронов. |

3. Заряд атома равен:

- | | |
|--------------------------------|-----------------|
| а) порядковому номеру элемента | б) нулю; |
| в) числу электронов; | г) заряду ядра. |

4. Сколько нейтронов в ядре атома изотопа свинца ${}_{82}\text{Pb}^{207}$:

- | | | | |
|--------|---------|---------|---------|
| а) 82; | б) 125; | в) 207; | г) 289. |
|--------|---------|---------|---------|

5. Сколько протонов в ядре атома вольфрама ${}_{74}\text{W}^{184}$:

- | | | | |
|---------|---------|--------|---------|
| а) 184; | б) 258; | в) 74; | г) 110. |
|---------|---------|--------|---------|

6. Изотоп элемента содержит 14р и 16n. Этот элемент:

а) сера; б) фосфор; в) кремний; г) цинк.

7. Атом какого элемента содержит столько же электронов, как и молекула аммиака?

а) азота; б) натрия; в) неона; г) фтора.

8. Какие значения главного и орбитального квантовых чисел принимает f-электрон, находящийся на 6 квантовом слое?

а) $n = 6, l=0$; б) $n = 6, l=4$; в) $n = 6, l=3$; г) $n = 6, l=2$.

9. Какой уровень и подуровень заполняется электронами вслед за 4d?

а) 4f; б) 5s; в) 4p; г) 5p.

10. Наибольшее число неспаренных электронов в основном состоянии имеет атом:

а) рения; б) ванадия; в) сурьмы; г) титана.

11. Какому элементу принадлежит $6s^2 6p^2$ - конфигурация валентных электронов?

а) Se; б) Po; в) Pb; г) Hf.

12. Электронную формулу атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ имеет химический элемент:

а) Mn; б) Fe; в) Co; г) Ni.

13. Порядковый номер элемента, валентные электроны которого имеют конфигурацию $5d^9 6s^1$, равен:

а) 197; б) 79; в) 80; г) 78.

14. Какая электронная конфигурация соответствует иодид-иону?

а) $5s^2 5p^4$; б) $5s^2 5p^5$; в) $5s^2 5p^6$; г) $5s^2 5p^3$.

15. Ион Э^{3+} имеет конфигурацию валентных электронов $3s^2 3p^2$. Какой это элемент:

а) хлор; б) сера; в) кремний; г) фосфор.

Тесты.

Периодический закон. Периодическая система.

1. Какие свойства атомов элементов уменьшаются при движении слева направо по периоду?

- А) радиус атома;
- б) энергия ионизации;
- в) энергия сродства к электрону;
- г) относительная электроотрицательность.

2. Какие свойства атомов элементов увеличиваются при движении слева направо по периоду?

- А) радиус;
- б) металлические свойства;

в) число энергетических уровней; г) относительная электроотрицательность .

3. Какие свойства атомов элементов увеличиваются при движении сверху вниз по главной подгруппе?

- А) энергия ионизации; б) энергия сродства к электрону;
в) радиус атома; г) относительная электроотрицательность.

4. Какие свойства атомов элементов уменьшаются при движении сверху вниз по группе?

- А) радиус; б) неметаллические свойства;
в) число валентных электронов; г) высшая степень окисления.

5. Укажите физический смысл номера периода:

- а) показывает число энергетических уровней в атоме;
б) равен числу валентных электронов;
в) равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне;
г) равен суммарному числу электронов в атоме.

6. В какой части периодической системы расположены элементы, обладающие самой высокой электроотрицательностью?

- а) слева внизу; б) справа вверху; в) справа внизу; г) слева вверху.

7. В каком ряду элементов происходит возрастание радиуса атомов:

- а) Si, Al, Mg, Na; б) N, O, F, Ne;
в) Al, Si, P, S; г) Sr, Ca, Mg, Be.

8. В каком ряду элементов происходит возрастание относительной электроотрицательности атомов:

- а) Mg, Ca, Sr, Ba; б) O, S, Se, Te;
в) B, Al, Ga, In; г) B, C, N, O.

9. Химический элемент (Э) находится в 5 периоде, формула его летучего водородного соединения ЭН₃. Назовите элемент.

- А) In; б) Sb; в) Nb; г) Y.

10. Формула высшей кислородсодержащей кислоты, образованной некоторым элементом, Н₃ЭО₄. Какую конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемент в основном состоянии?

- а) $3s^2 3p^4$; б) $3d^4 4s^2$; в) $5s^2 5p^3$; г) $3d^2 4s^2$.

11. Формула высшего оксида элемента Э₂О₅. Укажите формулу электронной конфигурации валентных электронов атома элемента:

- а) $ns^2 np^1$; б) $ns^2 np^3$; в) $ns^2 np^4$; г) $ns^2 np^2$.

Практическая работа №2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

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

Общие сведения

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

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

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

- **ковалентная неполярная и полярная;**
- **ионная.**

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

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

$$(\text{ЭО} = I + E_{\text{ср}}).$$

Наибольшей величиной электроотрицательности обладает атом фтора 4,0 (по А. Полингу). 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 $\chi_{\text{Оу}}$ 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 смещение двух или нескольких орбиталей, которые ориентированы в пространстве определенным образом. Набор новых орбиталей носит название гибридных, а сам прием смещения – **гибридизации** орбиталей.

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

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

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

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

В молекуле хлороводорода атомы хлора и водорода также имеют по одному неспаренному электрону и образует общую электронную пару $\text{H}:\text{Cl}$, но в этом случае электроотрицательность водорода 2.1, а хлора – 3.0, $\Delta\text{ЭО}=0.9$. Электронная пара смещается к атому хлора и такая связь является **ковалентной полярной**.

В молекуле хлорида цезия общей электронной пары не образуется, электроотрицательность атома цезия 0.7, а хлора – 3.0, $\Delta\text{ЭО}=2.3$. Электронная пара полностью переходит к атому хлора и образуются ионы: $\text{Cs}^0 - e \rightarrow \text{Cs}^+$ и $\text{Cl}^0 + e \rightarrow \text{Cl}^-$. Такая связь называется **ионной**.

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

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

Задание 1. Определите тип связи в молекулах фтора, бромоводорода, хлорида цезия, азота, метана.

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

Задание 3. В какой из молекул H_2Te , H_2S или H_2Se валентный угол приближается к прямому?

Задание 4. Найдите в справочной литературе температуру плавления воска и хлорида натрия. Почему данные температуры так сильно различаются?

Тесты

Химическая связь.

1. Виды химической связи в соединении Na_2SO_4 :

а) ионная и ковалентная полярная;

- б) ионная и ковалентная неполярная;
- в) ковалентная неполярная и водородная;
- г) ковалентная полярная и водородная.

2. Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекуле N_2 :

- а) 4; б) 2; в) 10; г) 6.

3. Максимальная доля ионной связи в молекуле:

- а) $MgCl_2$; б) $CaCl_2$; в) $SrCl_2$; г) $BaCl_2$.

4. Выберите пару молекул, все связи в которых – ионные:

- а) $NaCl$, Cs_2O ; б) CO_2 , CaF_2 ; в) PCl_5 , KI ; г) $CHCl_3$, N_2O_3 .

5. Укажите формулу молекулы, в которой все связи δ – типа:

- а) SO_2 ; б) H_2O_2 ; в) CO_2 ; г) $NOCl$.

6. В какой из нижеприведенных молекул имеется две неподеленные пары валентных электронов?

- А) NH_3 ; б) CH_4 ; в) H_2O ; г) H_2 .

7. Молекула аммиака и ион аммония различаются между собой:

- а) степенью окисления атома азота; б) суммарным числом электронов;
- в) суммарным числом протонов; г) зарядом ядра атома азота.

8. Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле PCl_5 :

- а) 12; б) 5; в) 6; г) 10.

9. Выберите пару молекул, одна из которых – с ковалентными, а другая – с ионными связями:

- а) CsF , BaF_2 ; б) BCl_3 , BaO ; в) SCl_4 , SiH_4 ; г) K_2O , MgS .

10. Донором электронной пары является:

- а) NH_3 ; б) BH_3 ; в) NH_4^+ ; г) CH_4 .

11. Какое утверждение ошибочно:

- а) одинарная связь всегда δ – типа;
- б) двойная и тройная связи всегда включают π -связь;
- в) чем больше кратность связи, тем она менее прочная;
- г) чем выше кратность связи, тем меньше ее длина.

12. Укажите положение, противоречащее теории гибридизации:

- а) суммарное число орбиталей до и после гибридизации не изменяется;
- б) гибридные орбитали имеют разную энергию;
- в) все гибридные орбитали имеют одинаковую форму;
- г) в процессе гибридизации меняется пространственная ориентация орбиталей .

13. Атом углерода в молекуле HCN находится в sp -гибридизации. В гибридизации принимают участие только одноэлектронные облака. Какую форму имеет молекула?

14. неполярной является молекула:
а) тетраэдрическая CCl_4 ; б) пирамидальная NH_3 ;
в) угловая H_2Se ; г) линейная HCl .
15. В какой из молекул угол элемент-углерод-элемент наименьший:
а) CO_2 ; б) COCl_2 ; в) CCl_4 ; г) HCN .
16. Дипольный момент равен нулю в молекуле:
а) H_2O (угловая); б) SO_2 (угловая);
в) CO_2 (линейная); г) NH_3 (пирамидальная).

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

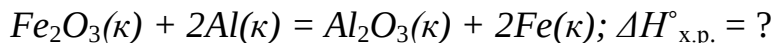
Химические реакции сопровождаются выделением или поглощением энергии в виде теплоты (изменения энтальпии $-\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$). Реакции, в которых теплота выделяется, называются экзотермическими, а реакция, сопровождающиеся поглощением теплота, называется эндотермическими.

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):

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

22

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:

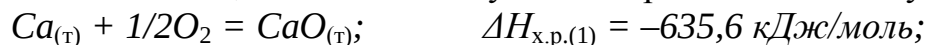
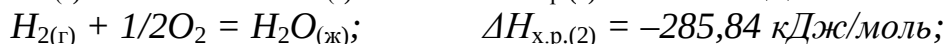
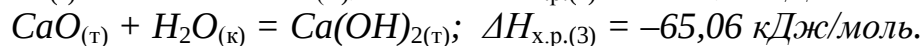
$$\Delta H_{298\text{Al}}^\circ = 0; \quad \Delta H_{298\text{Al}_2\text{O}_3}^\circ = -1676 \text{ кДж / моль};$$

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

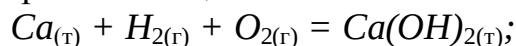
Отсюда следует, что тепловой эффект данной реакции равен:

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

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;

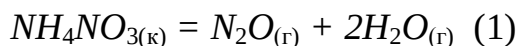
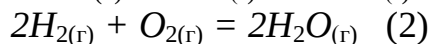
2) тенденцией к достижению наиболее вероятного состояния.

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, прирастворении 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:



Решение : В реакции (1) 1 моль вещества в кристаллическом состоянии образует 3 моля газов, следовательно, $\Delta S_{x.p.} > 0$. В реакции (2) уменьшается общее число молей газообразных веществ, $\Delta S_{x.p.} < 0$.

Изменение энтропии системы в результате химической реакции ($\Delta S_{x.p.}$) равно:

$$\Delta S_{x.p.} = \sum n_i s_i^{\circ} \text{ продуктов реакции} - \sum m_i s_i^{\circ} \text{ исходных веществ}$$

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:

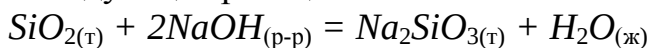
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

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

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

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

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



Можно ли выпаривать щелочь в стеклянном сосуде?

Решение :

Для вычисления значения $\Delta G_{x.p.}$ – из справочника (см. приложение 3) определите стандартные энергии Гиббса образования веществ, т.е. ΔG^0_{298} при реакции образования 1 моля вещества из простых веществ.

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

$$\Delta G^0_{x.p.} = \sum n_i \Delta G^0_{i298} \text{ продуктов реакции} - \sum m_i \Delta G^0_{i298} \text{ исходных веществ}$$

Тогда

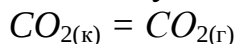
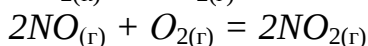
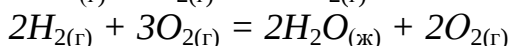
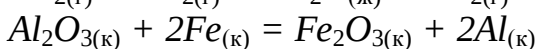
$$\begin{aligned} \Delta G^0_{x.p.} &= (\Delta G^0_{Na_2SiO_3} + \Delta G^0_{H_2O}) - (\Delta G^0_{SiO_2} + 2\Delta G^0_{NaOH}) = \\ &= (-1427,8 - 285,5) - (803,75 - 2 \cdot 419,5) = -22,55 \text{ кДж}, \end{aligned}$$

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

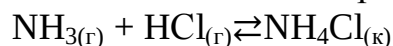
Задание 1. Вычислите ΔH^0 химической реакции $2\text{Mg}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{графит})}$.

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

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



Задание 4. Вычислите изменение энергии Гиббса при температуре 27°C и определите возможность протекания химической реакции



по значениям стандартных теплот образования и энтропий веществ, участвующих в реакции.

Вещество	$\text{NH}_{3(\text{г})}$	$\text{HCl}_{(\text{г})}$	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}$
$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж / моль	-46,2	-92,3	-315,4
$S_{\text{обр}}$, Дж / (моль·К)	192,5	186,7	94,8

Тесты.

Основные закономерности протекания химических реакций.

Энергетика и направление реакций.

1. Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку:

- а) для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
- б) ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
- в) ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;

г) при ее протекании количество атомов до и после реакции остается постоянным.

2. Первый закон термодинамики формулируется так:

а) скорость реакции пропорциональна концентрации реагирующих веществ;

б) тепловой эффект реакции равен сумме изменения запаса внутренней энергии и совершенной работе;

в) при одинаковых условиях в равных объемах газов содержится одинаковое число молекул;

г) при абсолютном нуле K энтропии веществ равны 0.

3. Внутренней энергией системы называется...

а) кинетическая энергия движения молекул;

б) суммарный запас всех видов энергии системы;

в) потенциальная энергия системы;

г) энергия притяжения электронов к ядру.

4. Стандартная теплота образования сложного вещества – это:

а) количество теплоты, выделяющееся при образовании 1 моля вещества;

б) тепловой эффект образования 1 моля вещества из простых веществ при стандартных условиях;

в) количество теплоты, выделяющееся при образовании 1 моля вещества из простых веществ при стандартных условиях;

г) количество теплоты, выделяющееся при образовании 1 моля вещества из простых газообразных веществ при стандартных условиях.

5. «Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции минус сумма теплот образования исходных веществ». Это формулировка:

а) правила Вант-Гоффа; б) закона Гесса;

в) закона Генри; г) правила Гиббса.

6. В эндотермической реакции...

а) скорость химической реакции мала;

б) тепловой эффект химической реакции положителен ($Q_p > 0$);

в) энтальпия реакционной системы увеличивается ($\Delta H > 0$);

г) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$).

7. $\Delta H_{298}^0 (\text{H}_2\text{S}) = -21$ кДж/моль. Сколько выделится или поглотится теплоты при взаимодействии 16 г серы и 11,2 л водорода?

А) выделится 10,5 кДж;

б) выделится 21 кДж;

в) поглотится 21 кДж;

г) поглотится 10,5 кДж.

8. $\Delta H_{298}^0 (\text{SO}_2) = -143$ кДж/моль. Сколько выделится или поглотится теплоты при разложении на простые вещества 44,8 л SO_2 ?

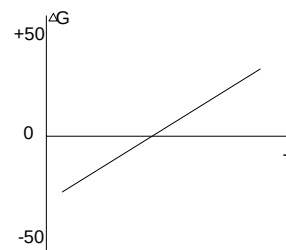
- А) выделится 143 кДж; б) выделится 286 кДж;
в) поглотится 286 кДж; г) поглотится 143 кДж.

9. Какая из приведенных реакций отвечает теплоте образования NO в стандартных условиях (ΔH^0_{298})?

- а) $N_{(г)} + O_{(г)} = NO_{(г)}$; б) $2NH_{3(г)} + 5/2O_{2(г)} = 2NO_{(г)} + 3H_2O_{(ж)}$;
в) $1/2N_{2(г)} + 1/2O_{3(г)} = NO_{(г)}$; г) $N_{(г)} + 1/2 O_{2(г)} = NO_{(г)}$.

10. На рис. Представлена зависимость ΔG реакции от абсолютной температуры. Эта реакция возможна:

- а) невозможна ни при каких температурах;
б) только при высоких температурах;
в) только при низких температурах;
г) при любых температурах.



Лабораторная работа №2 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 OF_2 , где с.о. кислорода (+2), у

водорода с.о. (+1), кроме гидридов, где с. о. водорода (-1), у всех s-металлов с.о. постоянна и соответствует номеру группы;

- в молекулах простых веществ с. о. равна нулю.

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

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

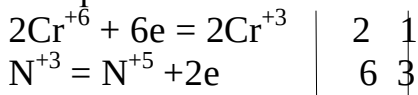
Вреакции



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

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



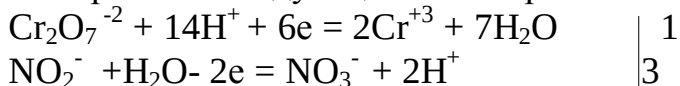
В этом примере одна молекула бихромата калия принимает 6 электронов, которые отдают три молекулы нитрита калия. Эти коэффициенты выставляются в уравнение:



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

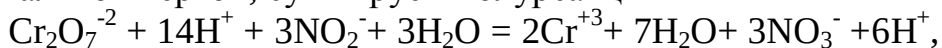
Схемы электронных уравнений, которые используются для уравнивания, являются формальными и не дают представления о характере частиц, реально участвующих в реакции. Этого недостатка лишен метод электронно-ионных уравнений, который называют методом полуреакций.

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

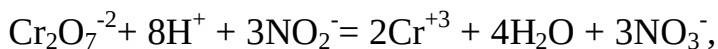


В данных уравнениях сначала выполняется закон сохранения массы; число принятых и отданных электронов находится по правилу суммы зарядов: так, в первом уравнении сумма зарядов в левой части $(-2+14) = +12$,

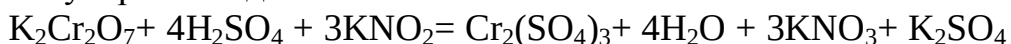
а в правой части $(+6+0)=+6$; сумма зарядов будет одинаковой, если к левой части уравнения прибавить 6 электронов. Учитывая коэффициент за вертикальной чертой, суммируем полуреакции



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 $E_{\%}^o$ см. приложения 4). Для самопроизвольных реакций окисления-восстановления подсчитывается $\text{ЭДС} = E_{\text{окислителя}}^o - E_{\text{восстановителя}}^o$, $\text{ЭДС} > 0$. В

рассмотренном выше примере полуреакция $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ имеет $E_{\%}^o = +1,333$ В, полуреакция $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ имеет $E_{\%}^o = +0,838$ В. следовательно, ЭДС этой системы будет больше нуля: $\text{ЭДС} = 1,333 - 0,838 = 0,495$ 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.

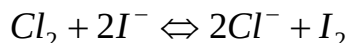
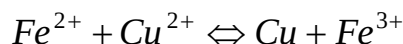
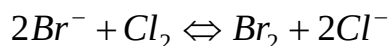
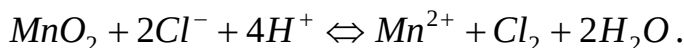
Опыт 4. Вытеснение водорода из кислоты металлами. В пробирку налейте немного серной кислоты, а затем положите кусочек цинка. Опишите Ваши наблюдения. Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, какие металлы могут являться восстановителями по отношению к водороду.

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:
 $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разбав.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NaCrO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{La}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{La}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 $\text{Ti} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl}$
 $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{P} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{S} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Для всех реакций укажите окислитель и восстановитель.

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



Тесты.

Окислительно-восстановительные реакции.

1. Степень окисления марганца в MnO_4^{2-} -ионе равна:
а) +2; б) +7; в) +4; г) +6.
2. Переход $2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - это:
а) окисление;
б) восстановление;
в) диспропорционирование;
г) не окислительно-восстановительный процесс.
3. Переход $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{MnO}_2$ это:
а) окисление;
б) не окислительно-восстановительный процесс;
в) диспропорционирование;
г) восстановление.
4. В каком случае идет процесс окисления:
а) $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2$; б) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$;
в) $\text{Al} \rightarrow \text{AlO}_2^-$; г) $\text{AsO}_4^{3-} \rightarrow \text{AsO}_2^-$.
5. В каком случае идет процесс восстановления:
а) $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$; б) $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4^-$; в) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{N}_2$; г) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$.
6. Только окислителем является:
а) NO ; б) N_2O_5 ; в) NO_2^- ; г) N_2O_4 .
7. Сульфид-ион является:
а) восстановителем; б) окислителем;
в) и окислителем и восстановителем; г) диспропорционирует.
8. И окислителем, и восстановителем является:
а) NH_3 ; б) KNO_2 ; в) KNO_3 ; г) NH_4OH .
9. Наиболее сильный восстановитель:
а) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ $E^\circ (\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,096 \text{ В}$; б) Fe^{2+} $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$;

$$\text{в) } S^{2-} E^{\circ}(S^{2-}/H_2S) = 0,14\text{В};$$

$$\text{г) } Sn^{2+} E^{\circ}(Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,156\text{ В.}$$

10. Наиболее слабый окислитель:

$$\text{а) } H_2O_2 E^{\circ}(H_2O_2/H_2O) = 1,77\text{ В};$$

$$\text{б) } BiO_3^- E^{\circ}(BiO_3^-/Bi^{3+}) = 1,8\text{ В};$$

$$\text{в) } PbO_2 E^{\circ}(PbO_2/Pb^{2+}) = 1,48\text{ В};$$

$$\text{г) } S_2O_8^{2-} E^{\circ}(S_2O_8^{2-}/2SO_4^{2-}) = 2,00\text{ В.}$$

Лабораторная работа №3 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

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

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:

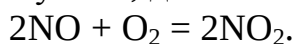
$$v = \pm dc/dt$$

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:

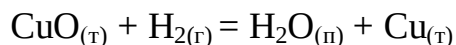


Математическое выражение скорости реакции будет выглядеть следующим образом:

$$v = k [NO]^2 [O_2],$$

где k - константа скорости реакции; $[NO]$ и $[O_2]$ - 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:

$$v = k[H_2].$$

Зависимость скорости реакции от температуры в небольшом интервале изменения температур отражает правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10^0 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

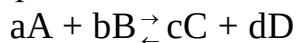
определенной другой реакции) и колебательные или периодические (данные реакции характеризуются колебаниями концентраций некоторых промежуточных соединений и соответственно скорости превращения).

Значительное влияние на скорость химической реакции оказывают катализаторы и ферменты.

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:

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

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

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 (KIO_3) 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, растворы $FeCl_3$ насыщенный и 0,02 н, растворы NH_4CNS – насыщенный т 0,02 н, кристаллический NH_4Cl ; раствор $K_2Cr_2O_7$ 1 М, H_2SO_4 (10%), $NaOH$ (10%), в бюксах концентрированный раствор аммиака и концентрированный раствор соляной кислоты.

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 $Na_2S_2O_3$	Время появления опалесценции t, с	Скорость реакции в условных единицах $v = 1/t$
$Na_2S_2O_3$	H_2O	H_2SO_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, °C	Время появления опалесценции, t, с	Скорость реакции в условных единицах $v = 1/t$
Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
2,5	2,5	Комнатная		
2,5	2,5	Комнатная + 10°C		
2,5	2,5	Комнатная + 20°C		

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.

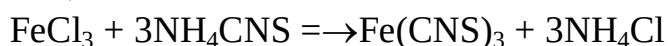
При этом происходит последовательное восстановление ионов VO_2^+ атомарным водородом до VO^{2+} , V^{3+} , V^{2+} а затем и до металлического ванадия.

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.

Опыт 6. 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.

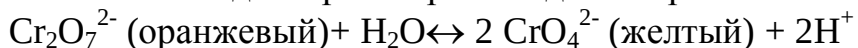
Отметить изменение интенсивности окраски в пробирках по сравнению с контрольной. Результаты наблюдений свести в таблицу 6.

Таблица 6

Добавленно е 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 7. 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.

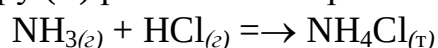
К оранжевому раствору прибавить щелочи и убедиться, что он снова становится желтым.

Объяснить наблюдаемые явления с точки зрения Ле-Шателье.

Опыт 8. 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 $\Delta \text{H}^\circ_{\text{х.р.}}$; $\Delta \text{S}^\circ_{\text{х.р.}}$; $\Delta \text{G}^\circ_{\text{х.р.}}$ 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, К	298	500	600	650	700	750
ΔG , кДж						

Контрольные вопросы

1. Записать выражение для скорости реакции $A + 2B = AB_2$, если а) А и В - газообразные вещества; б) А и В - жидкости, смешивающиеся в любых отношениях; в) А - твердое вещество, В - газ.

2. Как изменится скорость реакции $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ 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 $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ возросла в 1000 раз?

4. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции при повышении температуры на $40^\circ C$, 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.

7. Выведите выражения для констант химического равновесия следующих реакций, исходя из равенства скоростей прямой и обратной реакций: а) $2NO_2 = \rightleftharpoons 2NO + O_2$, б) $C + CO_2 = \rightleftharpoons 2CO$ в) $CuO + H_2 = \rightleftharpoons Cu + H_2O$

8. Определите, в какую сторону сместиться равновесие в реакции: $SO_{2(г)} + 2H_{2S(г)} = \rightleftharpoons 3S_{(т)} + 2H_2O_{(п)}$ при: а) увеличении концентрации H_2S , б) увеличении давления в системе, в) увеличении общего объема системы

9. Установите, как следует изменить температуру и давление в системах, чтобы увеличить выход NO_2 : а) $N_2 + 2O_2 = 2NO_2$, $\Delta H_{х.р.} = +67,80$ кДж;

б) $2NO_2 = N_2O_4$, $\Delta H_{х.р.} = -49$ кДж

10. Реакция окисления диоксида серы $2SO_2 + O_2 = \rightleftharpoons 2SO_3$ началась при $[SO_2] = 0,030$ моль/л и $[O_2] = 0,025$ моль/л. К моменту наступления равновесия $[O_2] = 0,015$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации других веществ и константу равновесия.

Тесты.

Скорость и химическое равновесие.

1. Начальная концентрация одного из реагирующих веществ была равна 1,2 моль/л, а через 10 мин стала равной 0,3 моль/л. Чему равна средняя скорость химической реакции (моль/л мин)

- а) 0,09; б) -0,09; в) 0,9; г) -0,9.

2. Среднее значение скорости гомогенной реакции $2\text{KBr}_{(p)} + \text{Cl}_{2(p)} = \text{Br}_{2(p)} + 2\text{KCl}_{(p)}$ равно 0,2 моль/л·мин при концентрациях реагирующих веществ: $C(\text{Cl}) = 0,4$ моль/л, $C(\text{Br}_2) = 0,5$ моль/л. Вычислить константу скорости химической реакции.

- а) 10; б) 1; в) 2; г) 2,5.

3. Две химические реакции при температуре 20 °С протекают с одинаковой скоростью. При повышении температуры на каждые 10 °С скорость первой реакции увеличивается в 2 раза, а второй - 3 раза. При какой температуре скорость второй реакции в два раза превысит скорость первой?

- а) 40; б) 37; в) 57; г) 47.

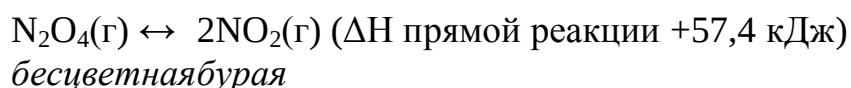
4. «В момент химического равновесия отношение произведения молярных концентраций продуктов реакции к молярным концентрациям исходных веществ есть величина постоянная, называемая...»

- а) константой химического равновесия;
б) свободной энергией Гиббса;
в) степенью диссоциации;
г) константой скорости реакции.

5. Константа скорости химической реакции не зависит:

- а) от природы реагирующих веществ;
б) от температуры;
в) от катализатора;
г) от концентрации реагирующих веществ.

6. Как следует одновременно изменить температуру и давление в обратимой реакции



чтобы газовая смесь окрасилась?

- а) температуру и давление увеличить;
б) температуру и давление уменьшить;
в) температуру увеличить, давление уменьшить;
г) температуру уменьшить, давление увеличить.

7. Как следует изменить концентрации, чтобы в гомогенной обратимой реакции



бесцветны

бесцветна

красная бесцветная

окраска ослабла?

- а) концентрации FeCl_3 и 3KCN увеличить, KCl - уменьшить;
- б) концентрации FeCl_3 и 3KCN уменьшить, KCl - увеличить;
- в) концентрации всех веществ в системе увеличить;
- г) концентрации всех веществ в системе уменьшить.

8. Смещение равновесия влево в равновесной реакции $\text{CO}_{(г)} + 2 \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} - Q$ произойдет при

- а) увеличение давления;
- б) увеличение температуры;
- в) уменьшение концентрации CH_3OH ;
- г) уменьшение концентрации H_2 .

9. Смещение равновесия вправо в равновесной реакции $2\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{CH}_{4(г)} + Q$ произойдет при:

- а) уменьшении температуры;
- б) увеличении концентрации CH_4 ;
- в) увеличении температуры;
- г) введении катализатора.

10. Реакция, в которой понижение давления и повышение температуры вызовут смещение равновесия в одну сторону - это:

- а) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(г)} + Q$;
- б) $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} - Q$;
- в) $\text{FeO}_{(ж)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{Fe}_{(ж)} + \text{CO}_{2(г)} - Q$;
- г) $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} + Q$.

Практическая работа № 4.

РАСТВОРЫ. ВИДЫ КОНЦЕНТРАЦИЙ 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	Отношение массы растворенного вещества А в 100 единицах массы	$\omega\% = \frac{m_A}{m_{(p-pa)}} \cdot 100\%$
-------------------------	---	---

ия	раствора	
Молярная концентрация	Количество молей растворенного вещества А, содержащихся в 1 л раствора	$C_M = \frac{n_A}{V} = \frac{m_A}{M_A \cdot V}$, [моль/л]
Нормальная концентрация	Количество моль-эквивалентов растворенного вещества А, содержащихся в 1 л раствора	$C_n = \frac{n_{эА}}{V} = \frac{m_A}{M_{эА} \cdot V}$, [моль-экв/л]
Моляльная концентрация	Количество молей вещества А, растворенного в 1 кг растворителя В	$C_m = \frac{n_A}{m_B} = \frac{m_A}{M_A \cdot m_B}$, [моль/кг]
Молярная доля	Отношение числа молей растворенного вещества А к общему числу молей всех веществ, содержащихся в растворе	$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$, где n_B – количество вещества растворителя В

Пример 1. Определить процентную концентрации раствора KCl, содержащего 53 г в 0,5 л раствора ($\rho = 1,063$ г/мл).

Решение :

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

Пример 2. Определить молярность раствора, в 300 мл которого содержится 5 г KOH, учитывая, что $M(KOH) = 56$ г/моль.

Решение :

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

Пример 3. Рассчитать нормальную концентрацию раствора хлорида железа (III), если в 0,3 л раствора содержится 32,44 г $FeCl_3$.

Решение : Молярная масса эквивалента $FeCl_3$ равна:

$$M_э(FeCl_3) = \frac{M}{3} = \frac{162,2}{3} = 54,07 \text{ г / моль-экв}$$

Нормальность раствора $FeCl_3$ равна:

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

Пример 4. 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:

Решение : Молярная масса $C_6H_5NH_2$ равна 93,13 г, следовательно, масса растворителя (эфира), определенная по формуле, равна:

$$m_2 = \frac{m_1}{C_m \cdot M} = \frac{3,04}{93,13 \cdot 0,3} = 0,109 \text{ г}$$

Пример 5. Рассчитать молярные доли глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и воды в 36%-ном водном растворе глюкозы.

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

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 36/180 = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 64/18 = 3,56 \text{ моль};$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + n(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 + 3,56 = 3,76 \text{ моль}.$$

Тогда

$$N(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{0,2}{3,76} = 0,053;$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,56}{3,76} = 0,947.$$

Сумма молярных долей всех компонентов равна 1.

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

Пример 6. Вычислить молярность, нормальность и моляльность 10%-ного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,107 \text{ г/мл}$).

Решение : Определим молярную массу и молярную массу эквивалента CuSO_4 :

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

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

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

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:

$$C_H = 1,386 \text{ моль-экв/л.}$$

Рассмотрим методику приготовления разбавленных растворов из более концентрированных.

Пример 7. Сколько литров 30%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,180 \text{ г/мл}$) требуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора этой кислоты?

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

$$C_M = \frac{m_1}{M \cdot V}; M_{\text{HNO}_3} = 63,012 / \text{моль};$$

$$m_1 = C_M \cdot M \cdot V = 0,5 \cdot 63,01 \cdot 20 = 630,12$$

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 .

Задание 1. Сколько литров 24%-го раствора KOH ($\rho = 1,218 \text{ г/мл}$) для заливки щелочных аккумуляторов можно приготовить из 125 л 48%-ного раствора KOH ($\rho = 1,510 \text{ г/мл}$).

Задание 2. Водный раствор содержит 577 г H_2SO_4 в 1 л ($\rho = 1,335 \text{ г/мл}$). Вычислите процентную концентрацию раствора, молярность, нормальность, моляльность, мольные доли H_2SO_4 и воды.

Задание 3. Рассчитайте, сколько миллилитров 20%-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,142 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 200 мл 0,1 М раствора.

Задание 4. Вычислите массовый процент раствора, полученного растворением 75 г сульфата натрия 1250 мл воды.

Задание 5. Определите молярную концентрацию 0,6 н. раствора FeCl_3 .

Тесты.

Растворы и их свойства. Концентрация растворов.

1. Какой раствор изотоничен по отношению к 0,9% раствору NaCl ?
 - а) раствор любого соединения, имеющего такую же концентрацию частиц, как и 0,9% раствор NaCl ;
 - б) раствор NaCl любой концентрации;
 - в) раствор любого соединения, имеющего концентрацию 0,9%;
2. Один литр 2М раствора можно приготовить из 112 г вещества.

Определите, какое взято вещество:

- а) гидроксид калия б) хлорид калия.

3. Молярная концентрация какого иона в насыщенном растворе гидроксида железа (III) наибольшая?

- а) Fe^{3+} ; б) FeOH^{2+} ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$; г) OH^- .

4. Молярная концентрация какого иона в растворе мышьяковой кислоты наименьшая?

- а) HAsO_4^{2-} ; б) H^+ ; в) AsO_4^{3-} ; г) H_2AsO_4^- .

5. Массовая доля (%) при растворении 20 г глюкозы в 140 г воды равна:

- а) 6,25; б) 12,5; в) 18,75; г) 20.

6. Молярная концентрация 20% раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см³ равна:

- а) 5,2М; б) 2,1М; в) 15М; г) 20М.

7. Молярная концентрация эквивалента 30% раствора NaOH плотностью 1,328 г/см³ равна:

- а) 18М; б) 9,96М; в) 4,45М; г) 36,6М.

8. Для нейтрализации 0,32 г NaOH в 40 см³ раствора потребуется объём 0,3 н. кислоты:

- а) 26,6 см³; б) 13,3 см³; в) 53,2 см³; г) 33 см³.

9. у каких растворов молярная и нормальная концентрации совпадают:

- а) уксусная кислота;
б) серная кислота;
в) хлорид кальция;
г) гидроксид стронция.

10. Из 700 г 60 % серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Массовая доля оставшегося раствора равна:

- а) 15%; б) 84%; в) 53%; г) 33 %.

Лабораторная работа №4 **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.

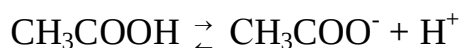
Диссоциация веществ на ионы сопровождается взаимодействием ионов с полярными молекулами среды. Если средой является вода, процесс взаимодействия ионов с полярными молекулами воды называется гидратацией.

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 величине 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

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

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: $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$

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

Заменив все концентрации на полную молярную концентрацию C и степень диссоциации α получим $K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$. Если $\alpha \ll 1$, то по закону разведения Оствальда $K_{\text{дис}} = C\alpha^2$; $\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C}}$.

Сильные электролиты диссоциируют необратимо и для их характеристики введено понятие «активность» (a), определяемой по уравнению

$$a = \gamma c,$$

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 $K_4[Fe(CN)_6]$. 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: $Al_2(SO_4)_3$, Na_2HPO_4 , $Mg(OH)_2$, 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?

Тесты.

Электролиты.

Химические равновесия в растворах электролитов.

1. Сила кислоты определяется:

- а) степенью ее диссоциации в растворе;
- б) числом ионов водорода в ее формуле;
- в) растворимостью в воде;
- г) ее окислительно-восстановительной способностью.

2. «Отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему числу молекул называется...»

- а) степенью гидролиза;
- б) степенью диссоциации;
- в) константой гидролиза;
- г) константой диссоциации.

3. Закон разбавления Оствальда, показывающий зависимость степени диссоциации от концентрации, применим:

- а) для любых электролитов;
- б) только для сильных электролитов;
- в) только для труднорастворимых электролитов;
- г) только для слабых электролитов.

4. Константа диссоциации уксусной кислоты увеличивается при:

- а) повышении концентраций раствора;
- б) разбавлении раствора;
- в) добавлении одноименного иона;
- г) увеличении температуры.

5. Степень диссоциации гидроксида аммония можно увеличить при:

- а) охлаждении;
- б) добавлении хлорида аммония;
- в) разбавлении;
- г) подщелачивании.

6. Для какого из нижеприведенных растворов электролитов степень диссоциации не зависит от концентрации?

- а) CH_3COOH ;
- б) CH_3COONa ;
- в) NH_4OH ;
- г) H_3PO_4 .

7. В каком ряду электролитов равной концентрации происходит уменьшение pH растворов?

а) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O} - \text{CH}_3\text{COOH}$; б) $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_3\text{BO}_3 - \text{CH}_3\text{COOH}$; г) $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O}$.

а) $1 \cdot 10^{-6}$; б) $1 \cdot 10^{-9}$; в) $4 \cdot 10^{-9}$; г) $2 \cdot 10^{-3}$.

Практическая работа №5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Цель работы: закрепление теоретических знаний по теме занятия; выработка навыков составления ионных и молекулярных уравнений гидролиза.

Общие сведения

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

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

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

Гидролиз по катиону характеризует соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием (NH_4Cl , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$). В этом случае катион соли связывает ионы OH^- воды, что смещает равновесие системы $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ вправо. В результате в растворе увеличивается концентрация ионов водорода и среда становится кислой.

Пример 1.

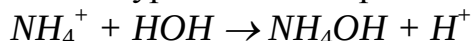
Решение: чтобы записать уравнения гидролиза удобно работать по следующему алгоритму:

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:

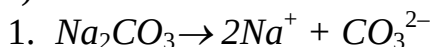
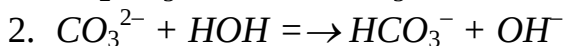
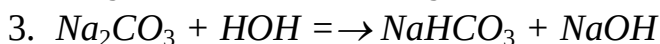


Реакция среды в растворе этой соли – кислая. Если катион многозарядный (Zn^{2+} , Al^{3+}) гидролиз при обычных условиях протекает по первой ступени с образованием продуктов гидролиза – гидроксокатионов $ZnOH^+$, $AlOH^{2+}$ или в молекулярной форме – основных солей.

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 $pH > 7$.

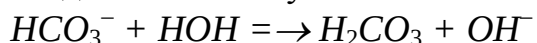
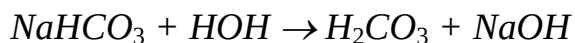
Пример 2.

Решение : 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, $pH > 7$. По 1-й ступени образуется кислая соль. Если сильно нагреть, то гидролиз усиливается, и может происходить по 2-й ступени:



↙ ↘

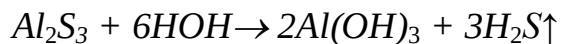


Гидролиз по катиону и аниону свойствен солям, образованным слабой кислотой и слабым основанием (NH_4CN , NH_4CH_3COO и др.). Реакция среды в растворах таких солей слабокислая или слабощелочная ($pH \approx 7$) и определяется соотношением констант диссоциации продуктов гидролиза.

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

Пример 3.

Решение :



Водные растворы таких солей не существуют.

Задание 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.

Задание 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.

Задание 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.

Тесты.

Гидролиз солей.

1. Основную соль (гидроксоль) при гидролизе образует:

- а) Na_2CO_3 ; б) $AgNO_3$; в) $NaNO_3$; г) K_3PO_4 .

2. Кислую соль при гидролизе образует:

- а) $Cr_2(SO_4)_3$; б) $ZnCl_2$; в) Na_2SO_4 ; г) K_2S .

3. Гидролизуется по катиону соль:

- а) $MgCl_2$; б) $Ca(NO_3)_2$; в) CH_3COOK ; г) Na_2CO_3 .

4. Гидролизуется по катиону и аниону соль:

- а) Na_2CO_3 ; б) $(NH_4)_2SO_4$; в) $(NH_4)_2CO_3$; г) CH_3COONa .

5. Не подвергается гидролизу соль:

- а) K_3PO_4 ; б) $CaCl_2$; в) Na_2SO_3 ; г) Na_2S .

6. В растворе какой соли лакмус окрашен в розовый цвет, а фенолфталеин - бесцветен:

- а) $CaCl_2$; б) K_2SO_3 ; в) $NaNO_3$; г) $AlCl_3$.

7. В растворе какой соли лакмус не изменит окраску:

а) CH_3COONa ; б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; в) Na_2CO_3 ; г) NH_4Cl .

8. Какую пару солей нельзя различить при помощи фенолфталеина:

а) K_2SO_3 и K_2SO_4 ; б) Na_2S и NaCO_3 ;
в) Na_2CO_3 и ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 и Na_2SO_4 .

9. Наименее гидролизована в водном растворе и имеет наименьшую величину pH соль:

а) Na_2SO_3 ; б) Na_2S ; в) Na_2CO_3 ; г) Na_2SiO_3 .

10. Наиболее гидролизована в водном растворе и имеет наименьшую величину pH соль:

а) AlCl_3 ; б) MgCl_2 ; в) CaCl_2 ; , г) CuCl_2 ;

Лабораторная работа №5 **Комплексные соединения.**

Цель работы — получение и изучение химических свойств комплексных соединений.

Общие сведения

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

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

Комплексные ионы, будучи устойчивыми в водных растворах, могут в

какой-то степени диссоциировать. Этот процесс обратимый и характеризуется константой равновесия, которая называется в данном случае константой нестойкости комплекса. Так для реакции $[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$ константа нестойкости комплекса равна:

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

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

Реактивы: растворы солей меди, никеля, серебра, раствор гидроксида аммония, раствор хлорида калия, растворы нитрата серебра, 1 н. раствор тиосульфата натрия, растворы сульфата цинка и гидроксида натрия, растворы сульфата алюминия, алюмо-калиевых квасцов, соли Мора, гексацианоферрата (III) калия, гидроксида натрия, роданида аммония и сульфата железа (II), растворы хлорида кобальта, роданида калия или роданида аммония, дисциллированная вода, 2 н. раствор серной кислоты, растворы KMnO_4 , $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, 0,1 н. раствор KI , амиловый спирт.

Экспериментальная часть

Опыт № 1. Получение комплексных катионов

Налить в три пробирки по 2-3 капли растворов солей меди, никеля, серебра. Во все пробирки добавить несколько капель гидроксида аммония (до выпадения осадков). Затем во все три пробирки добавить по 1-2 мл концентрированного раствора гидроксида аммония до растворения осадков.

Отметить цвет полученных растворов комплексных соединений. Написать уравнения реакций, зная, что в данных соединениях координационное число меди - 4, никеля — 6, серебра - 2.

В третью пробирку добавить кусочек металлического цинка. Наблюдать восстановление серебра.

Опыт № 2. Получение комплексных анионов.

а) Налить в пробирку несколько капель нитрата серебра, добавить раствор хлорида калия, слить с образовавшегося осадка жидкость, а к осадку добавить раствор тиосульфата натрия до растворения осадка.

Написать уравнения реакций получения осадка и его растворения.

б) К раствору соли Zn^{2+} прибавить раствор щелочи. Образующийся осадок гидроксида растворить, в избытке щелочи до образования $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Записать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 3. Диссоциация простых, двойных и комплексных солей

а) Налить в одну пробирку раствор сульфата алюминия, а в другую - двойной соли $KAl(SO_4)_2$. В обе пробирки прибавить раствор гидроксида аммония.

Наблюдать образование осадками записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах;

б) налить в одну пробирку 1мл раствора двойной соли $NH_4Fe(SO_4)_2$, а в другую - комплексной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. В обе пробирки добавить раствор гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка в одной из пробирок. Почему нет осадка в другой пробирке? Написать уравнения диссоциации двойной и комплексной соли. Подтвердить наличие иона Fe^{2+} в двойной соли с помощью раствора роданида аммония и комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{3-}$ в комплексной соли с помощью сульфата железа (II).

Опыт № 4. Влияние растворителя на устойчивость комплекса

Налить в пробирку 1 мл раствора $CoCl_2$ и добавить 1 мл насыщенного раствора роданида калия или аммония. Отметить образование комплексной соли $K_2[Co(CNS)_4]$ синего цвета. Записать уравнение реакции.

Разделить полученный раствор на две части. К первой добавляют амиловый спирт, ко второй воду. По окраске растворов судят об устойчивости комплекса в различных средах.

Опыт № 5. Разрушение комплекса

Налить в пробирку 0,5 мл раствора нитрата серебра, добавить такой же объем раствора хлорида натрия. К образовавшемуся осадку прибавить раствор гидроксида аммония до растворения.

Записать молекулярное и ионное уравнения реакции. К полученному раствору комплексной соли серебра добавить раствор азотной кислоты до выпадения осадка. Объяснить наблюдаемое явление и подтвердить уравнением разрушения комплекса.

Опыт № 6. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений

Добавить к 3—4 каплям подкисленного 2 н. серной кислотой раствора $KMnO_4$ 5 капель гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдать обесцвечивание раствора вследствие восстановления MnO_4^- до Mn^{2+} . При этом комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ окисляется до $K_3[Fe(CN)_6]$.

Написать уравнение реакции. Доказать образование комплексного соединения Fe^{3+} , используя его окислительные свойства: добавив в полученный раствор 2-3 капли 0,1 н. раствора иодида калия. Записать уравнение реакции.

Контрольные вопросы

1. Записать уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексных соединений и выражение константы нестойкости комплексного иона:



2. Дать названия по международной номенклатуре следующим комплексным соединениям:



3. Известно, что из раствора комплексной соли $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ только $2/3$ хлора. Исходя из этого, записать формулы комплексных соединений и уравнения их диссоциации.

4. Объяснить различие между двойными и комплексными солями.

5. Сравнить устойчивость комплексных ионов:
 $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ ($K_{нест} = 6 \cdot 10^{-9}$) и $[Ni(CN)_4]^{2-}$ ($K_{нест} = 31 \cdot 10^{-22}$).

Тесты

Комплексные соединения.

1. Степень окисления центрального атома (иридий) в соединении $K_3[Ir(C_2O_4)_2Cl_2]$ равна:

- а) -3; б) +6; в) +3; г) -6.

2. Гексацианоферрат (II) бария - это:

- а) $Ba[Fe(CN)_6]$; б) $Ba_2[Fe(CN)_6]$; в) $Ba[Fe(CN)_6]_2$; г) $Ba_2[Fe(CN)_6]_3$.

285. Степень окисления центрального атома равна +3 в соединении:

- а) $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$; б) $[Pt(NH_3)_2Br_2]$;
в) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; г) $K_2[PtCl_4]$.

3. Тетрахлородигидроксоплатинат (IV) аммония имеет формулу:

- а) $(NH_4)[Pt(H_2O)_2Cl_4]$; б) $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$;
в) $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$; г) $(NH_4)_3[Pt(OH)_2Cl_4]$.

4. Степень окисления центрального атома в комплексном ионе $[Ni(H_2O)_4(CO_3)_2]^{2-}$ равна:

- а) -4; б) +2; в) -2; г) +4.

5. Тетрацианодиаминокхромат (III) бария - это:

- а) $Ba[Cr(NH_3)_2(CN)_4]_2$; б) $Cr[Ba(NH_3)_2(CN)_4]_2$;
в) $Ba[Cr(NH_3)_2(CN)_4]$; г) $Cr[Ba(NH_3)_2(CN)_4]$.

6. Для какого комплексного соединения возможна ионизационная изомерия?

- а) $[Co(NH_3)_6]Cl_2$; б) $[Co(NH_3)_4]Cl_2$;
в) $[Co(NH_3)_5Cl]Br$; г) $[Co(NH_3)_4ClBr]$.

7. Для какого комплексного соединения возможна цис-транс изомерия?

- а) $K_2[PtCl_4]$; б) $K[PtCl_3(NH_3)]$; в) $[PtCl_2(NH_3)_2]$; г) $[PtCl(NH_3)_3]Cl$.

8. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ - это:
 а) $[\text{Cu}^{2+}] \cdot 4[\text{NH}_3]/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; б) $[\text{Cu}^{2+}] \cdot 4[\text{NH}_3]$;
 в) $[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; г) $[\text{Cu}^{2+}] \cdot 4[\text{NH}_3]^4/[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

9. Наиболее устойчив комплексный ион:
 а) $[\text{HgCl}_4]^{2-}$, $K_{\text{н}}=8,5 \cdot 10^{-15}$; б) $[\text{HgI}_4]^{2-}$, $K_{\text{н}} = 1,5 \cdot 10^{-30}$;
 в) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$, $K_{\text{н}}=4 \cdot 10^{-42}$; г) $[\text{HgBr}_4]^{2-}$, $K_{\text{н}}=1 \cdot 10^{-21}$.

10. В растворе содержится 0,1 моль соединения $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$. Реагируя с AgNO_3 , оно образует 0,1 моль осадка AgCl . Придайте исходному веществу координационную формулу.

а) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_3]$; б) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_2$;
 в) $[\text{PtCl}_2](\text{NH}_3)_3$; г) $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$.

Практическая работа №6. 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

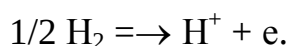
При опускании металла в раствор его соли или растворитель из-за различия в энергии кристаллической решетки металла и энергии гидратации, т.е. энергии связи ионов с молекулой растворителя (для водных растворов энергии сольватации) начинается переход ионов металла из раствора на металл или обратно. Переход 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:

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

где R – универсальная газовая постоянная (8,3 Дж/мольК); T – абсолютная температура (К); F – постоянная Фарадея (96500 Кулон); n – число

принимаемых электронов; $E_{Me/Me^{n+}}^0$ – стандартный окислительно-восстановительный или электродный потенциал (В) и $[Me^{n+}]$ – концентрация иона металла в растворе (моль/л). Чем меньше потенциал металлического электрода, тем легче его атомы отдают свои валентные электроны. По величине $E_{Me^{n+}/Me}^0$ 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:



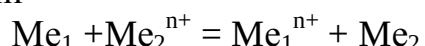
При данных условиях потенциал электрода условно принят равным нулю.

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:

$$\Delta E = E_{Me_2^{n+}/Me_2}^0 - E_{Me_1^{n+}/Me_1}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Me_2^{n+}]}{[Me_1^{n+}]}.$$

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 (+).

Пример 1: Гальванический элемент состоит из металлического цинка, опущенного в 0,1 М раствор нитрата цинка и свинца, опущенного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, записать уравнения электродных процессов.

Решение : определим электродные потенциалы по уравнению Нернста:

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

$$E_{Zn} = -0,76 + 0,059/2 \cdot \lg 0,1 = -0,79 \text{ В}$$

$$E_{Pb} = -0,13 + 0,059/2 \cdot \lg 0,02 = -0,18 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E_{Pb} - E_{Zn} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$$

Так как $E_{Pb} > E_{Zn}$, то свинец будет катодом, а цинк анодом:

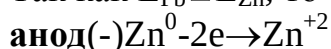
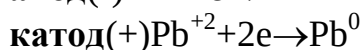
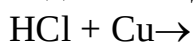
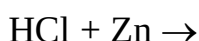
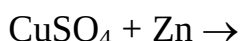
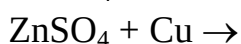
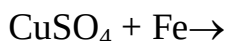


Схема гальванического элемента будет иметь следующий вид:



Задание 1. Допишите 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.

Тесты.

Ряд напряжений стандартные электродные потенциалы

1. Исходя из величины стандартных потенциалов, определите возможность протекания реакции:

- а) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$ б) $\text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$ в) $\text{Fe} + \text{MgCl}_2 \rightarrow$
2. Исходя из величины стандартных потенциалов, определите возможность протекания реакции:
- а) $\text{HCl} + \text{Fe} \rightarrow$ б) $\text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$ в) $\text{Sn} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
3. В каком гальваническом элементе медь является анодом:
- а) $\text{Ni} | \text{NiSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$ б) $\text{Ag} | \text{AgNO}_3 || \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 | \text{Cu}$
4. В каком гальваническом элементе никель является анодом:
- а) $\text{Fe} | \text{FeSO}_4 || \text{NiSO}_4 | \text{Ni}$ б) $\text{Cu} | \text{CuSO}_4 || \text{NiSO}_4 | \text{Ni}$
5. ЭДС гальванического элемента, в основе работы которого реакция $\text{Cd} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{Cu}$, при стандартных условиях составляет:
- а) 0,76В б) 0,54В в) 0,74В г) 1,1В
6. ЭДС гальванического элемента, в основе работы которого реакция $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$, при стандартных условиях составляет:
- а) 0,77В б) 2,7В в) 0,74В г) 1,2В
7. Потенциал цинкового электрода $\text{Zn} | 0,01\text{M ZnCl}_2$ равен:
- а) -0,67В б) -0,816В в) -1,1В г) -0,1В
8. Потенциал цинкового электрода $\text{Zn} | 0,1\text{M ZnCl}_2$ равен:
- а) -0,65В б) -0,816В в) -0,778В г) -0,12В
9. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов. Один из которых стандартный. В какой раствор надо погрузить второй электрод для получения максимальной ЭДС:
- а) 0,1 М НСl б) 0,1 М CH_3COOH в) 0,1 М H_3PO_4
10. Как увеличить ЭДС гальванического элемента:
- а) увеличить концентрацию соли на катоде;
 б) увеличить концентрацию соли на аноде;
 в) увеличить концентрацию солей на катоде и аноде одинаково.

Практическая работа №7. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА.

Цель работы: ознакомиться с основными принципами процесса электролиза.

Общие сведения

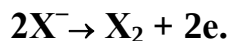
Под электролизом понимают химические процессы, протекающие при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита. В данном случае электрическая энергия переходит в химическую.

При электролизе на отрицательном электроде (катоде) происходит

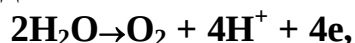
процесс восстановления, а на положительном (аноде) – окисление.

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

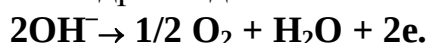
Процессы, протекающие на электродах, зависят от состава электролита и материала электрода. На нерастворимом инертном аноде (графит, платина) при наличии в растворе ионов хлора, брома или йода (X) происходит реакция:



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



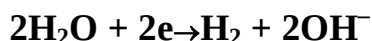
если среда щелочная, ионы гидроксида



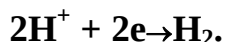
Растворимый анод (Me – металл) при электролизе разрушается, переходит в раствор в виде катиона металла:



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

$$m = kQ = kIt,$$

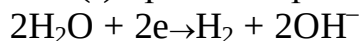
где k – электрохимический эквивалент вещества, выделяющегося на катоде ($k = A/Fn$, A – атомная масса вещества, n – количество принятых электронов, F – постоянная Фарадея, равная $F = N_A \cdot e$, N_A – число Авогадро, e – заряд электрона), I – ток, A и t – время, с.

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.

Пример 1. Написать уравнения процессов, проходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертными электродами.

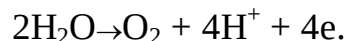
Решение : Натрий находится в ряду напряжений между литием и

водородом, поэтому **на катоде** (-) протекает реакция:

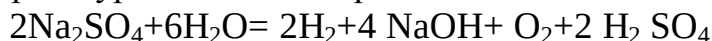


Ионы натрия накапливаются в катодном пространстве и образуют в дальнейшем гидроксид натрия NaOH.

На аноде (+) находятся кислородсодержащие ионы SO_4^{-2} , поэтому протекает процесс:



Запишем суммарное уравнение электролиза:



Пример 2. Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 минут выделяет из раствора 2,77 г металла. Определить эквивалентную массу металла.

Решение: запишем уравнение закона Фарадея относительно эквивалентной массы и подставим данные задачи:

$$Э = mF/It = 2,77 \cdot 96500 / (2,5 \cdot 1800) = 59,4 \text{ г/моль}$$

Пример 3. Ток силой 6А пропускали через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 часов. Вычислить объём водорода и кислорода, выделившихся при этом.

Решение: при вычислении объёмов выделившихся газов представим уравнение закона Фарадея в следующей форме:

$V = V_0 It / F$, поскольку молярный объём эквивалента водорода при нормальных условиях 11,2 л/ моль, а кислорода – 5,6 л/ моль, то подставляя данные в уравнение, получаем:

$$V_{\text{H}_2} = 11,2 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 3,76 \text{ л}; \quad V_{\text{O}_2} = 5,6 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 1,88 \text{ л}$$

Задание 1. Напишите уравнения катодного и анодного процессов водного раствора йодида калия с графитовыми электродами.

Задание 2. Напишите уравнения катодного и анодного процессов водного раствора сульфата меди(II) с графитовым и медным анодами.

Задание 3. Вычислить эквивалентную массу Zn, если при пропускании через раствор соли цинка тока 4 А в течение 1470 с на катоде выделилось 2 г. Zn?

Задание 4. Электролиз раствора Li_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Вычислите объём выделившихся на электродах веществ.

Тесты.

Электролиз.

1. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется только водород:

- а) сульфат железа(II); б) сульфат калия; в) нитрат серебра.
2. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется только металл:
а) сульфат железа(II); б) сульфат калия; в) нитрат меди (II).
3. Какой металл нельзя получить электролизом водного раствора его соли? Почему?
а) кадмий; б) рубидий; в) висмут.
4. Какой металл нельзя получить электролизом водного раствора его соли? Почему?
а) серебро; б) натрий; в) марганец.
5. Какое из электронных уравнений отвечает катодному процессу, происходящему при электролизе раствора сульфата натрия?
а) $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{Na}^\circ$; б) $2\text{HON} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.
6. Какое из электронных уравнений отвечает катодному процессу, происходящему при электролизе раствора хлорида натрия?
а) $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{Na}^\circ$; б) $2\text{HON} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.
7. При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на аноде протекает реакция: $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
Из какого материала сделан анод:
а) из платины ; б) из никеля; в) серебра.
8. При электролизе водного раствора сульфата меди (II) на аноде протекает реакция: $2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
Из какого материала сделан анод:
а) из графита ; б) из никеля; в) меди.
9. Какой из металлов можно получить только электролизом расплава его соединения:
а) барий б) кобальт в) висмут.
10. Какой из металлов можно получить только электролизом расплава его соединения:
а) литий; б) никель в) свинец.

Лабораторная работа №6 КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

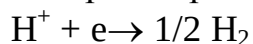
Цель работы: закрепление теоретических знаний по процессу коррозии металлов и исследование влияния различных факторов на коррозию.

Общие сведения

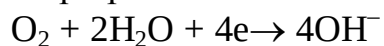
Коррозией металлических изделий называют самопроизвольное

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



и при $pH > 7$



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 $K_3[Fe(CN)_6]$, 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 одну пробирку налейте по 2–3 мл

хлороводородной кислоты, а в другую 2–3 мл 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?

Тесты.

Коррозия металлов

1. Какому типу коррозии подвергается камера сгорания топлива реактивного двигателя? (по условиям протекания).
а) электрохимическая;
б) атмосферная;
в) газовая;
г) химическая.
2. Какой тип коррозии опаснее:
а) общая;
б) межкристаллитная;
в) пятнами.
3. Какое из приведенных покрытий железа является анодным:
а) Fe-Ag ; б) Fe-Ni ; в) Fe-Zn ; г) Fe-Cu
4. Какому типу коррозии подвергается стальная труба, находящаяся в земле? (по механизму протекания).
а) электрохимическая;
б) химическая;
в) морская;
г) газовая.
5. В раствор электролита опущены 4 пластинки. В каком случае коррозия меди протекает интенсивнее:

- а) медная;
 - б) медная, склепанная с Pt;
 - в) медная, склепанная с Zn;
 - г) медная, склепанная с Fe.
6. Какому типу коррозии подвергается сталь, находящаяся на открытом воздухе? (по условиям).
- а) электрохимическая;
 - б) химическая;
 - в) морская;
 - г) атмосферная.
7. Какой из данных металлов не защищен от коррозии оксидной пленкой?
- а) марганец;
 - б) хром;
 - в) железо;
 - г) алюминий.
8. Какое уравнение отвечает анодному процессу разрушения в кислой среде:
- а) $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$;
 - б) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$;
 - в) $\text{Zn}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

Лабораторная работа №7

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НЕКОТОРЫХ ИОНОВ 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 образовании 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 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 4. 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.

Опыт 5. Получение галогенидов серебра

В три пробирки налить по 0,5 мл раствора AgNO_3 и прибавить в первую пробирку раствор NaCl , во вторую - раствор KBr , в третью — раствор KI . Записать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Опыт 6. Получение сульфидов металлов подгруппы цинка

Налить в одну пробирку 1 мл соли цинка, в другую - 1 мл соли кадмия, в третью — 1 мл соли ртути. Прилить во все пробирки по 1 мл раствора сульфида натрия. Указать цвет выпавших осадков и записать уравнения реакций.

Опыт 7. Качественные реакции на ион Pb^{+2}

а) Налить в пробирку 1-2 мл $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, добавить по каплям раствор KI до выпадения осадка. Раствор с осадка слить, добавить воды, прокипятить до растворения осадка и медленно охладить. Эта реакция получила название реакции золотого дождя.

Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

б) кроме реакции с KI , ионы Pb^{+2} можно обнаружить, получив соль PbSO_4 . Для этого к 1-2 мл нитрата свинца добавьте разбавленную серную кислоту. Запишите ионные и молекулярные уравнения.

Опыт 8. Качественные реакции на ионы Fe^{+2} , Fe^{+3}

К раствору соли двухвалентного железа (1-2 мл), добавить раствор гексацианоферрата(III)калия - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

В пробирку налить 1-2 мл FeCl_3 и добавить раствор гексацианоферрата (II) калия - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

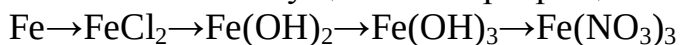
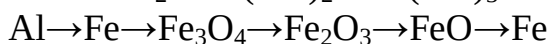
Назвать образовавшийся осадок в первом и во втором случаях. Записать уравнения реакций.

К 1-2 мл раствора FeCl_3 добавить раствор NH_4NCS . Что наблюдается? Записать уравнения реакций.

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. Осуществите превращения:



$\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
 $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
 $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2$
 $\text{K} \rightarrow \text{KH} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3$.
 $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$.
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.
 $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
 $\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.
 $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4$.
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$.
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3$.
 $\text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}$.
 $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$.
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$.

6. Что такое металлическая связь?
7. Какие электроны атомов металла могут участвовать в образовании химической связи?
8. Какие электроны атомов металлов – рубидия, бария, индия и вольфрама – являются валентными? Запишите электронные формулы этих элементов.

Тесты.

Общие свойства металлов

1. С каким из перечисленных растворов взаимодействует ртуть:
 - 1) гидроксид натрия;
 - 2) хлорид цинка;
 - 3) нитрат серебра;
 - 4) соляная кислота.
2. Какой газ выделяется при взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой:
 - 1) водород;
 - 2) азот;
 - 3) оксид азота(IV);
 - 4) оксид азота(II).
3. Какая кислота растворяет металлическое серебро:

- 1)азотная;
- 2)бромоводородная;
- 3)серная(разбавл.);
- 4)фосфорная.

4. Какой из гидроксидов растворится в щелочи:

- 1)гидроксид магния;
- 2)гидроксид марганца(II);
- 3)гидроксид свинца (IV);
- 4)гидроксид лантана.

5. Какой коэффициент должен стоять в реакции перед окислителем:



- 1)8; 2)6; 3)4; 4)2.

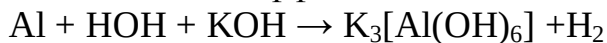
6. В какой кислоте растворяется свинец:

- 1)серная(разбавл.);
- 2)уксусная;
- 3)соляная;
- 4)фосфорная.

7. Какое вещество является продуктом восстановления окислителя при взаимодействии магния с очень разбавленной HNO_3 :

- 1)азот;
- 2)окись азота;
- 3)нитрат аммония;
- 4)водород.

8. Какой коэффициент должен стоять в реакции перед восстановителем:



- 1)7; 2)1; 3)5; 4)2.

Примерный вариант итоговой контрольной работы

Вариант.

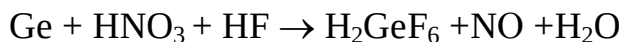
1.Дать название следующим соединениям по международной номенклатуре:



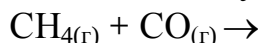
Укажите, к какому классу неорганических соединений относится каждое из указанных веществ.

2. Написать электронные и графические формулы элемента Mn^0 , Mn^{+2} в различных степенях окисления. Определить для данного элемента период, тип, группу, подгруппу, подчеркнуть в его электронной формуле валентные электроны.

3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении, укажите вещество-окислитель и вещество-восстановитель:

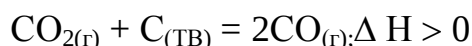


4. Записать математическую зависимость скорости реакции от концентрации:



Как изменится скорость реакции при уменьшении общего объема системы в три раза?

5. Записать выражение константы равновесия системы через концентрацию:

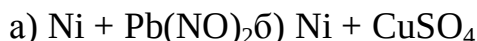
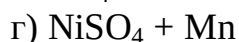


В какую сторону сместится равновесие в системе при понижении температуры; при повышении давления?

6. Записать уравнение диссоциации указанных ниже веществ и уравнение реакции обмена между ними в молекулярной и ионной формах:



7. Какая из приведенных систем может быть использована для создания гальванического элемента:



1) Записать схему гальванического элемента, указать анод и катод, растворы солей.

2) Записать схему электродных реакций и суммарную реакцию.

3) Вычислить ЭДС этого элемента для стандартных условий.

8. Записать схему электролиза раствора нитрата марганца(II), если:

а) анод графитовый;

б) анод кадмиевый.

9. Как происходит атмосферная коррозия оцинкованного железа? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

10. Дать название комплексному соединению $[Cr(H_2O)_6](NO_3)_3$. Записать уравнение первичной и вторичной диссоциации и выражение константы нестойкости.

Библиографический список

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Химия, 1990. – 702 с.
2. Харин А.Н., Катаева А.Н., Харина Л.Т. Курс химии. – М.:Высш.шк., 1983.

- 511 с.
3. Н.В.Коровин Общая химия. – М.:Высш.шк., 1998 – 558 с.
 4. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия.-СПб: Химия, 1995. - 624 с.
 5. Василькова З.Р., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.:Химия, 1986. – 288 с.
 6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учеб. Пособие для вузов / Под ред. В.А.Рабиновича и Х.М.Рубиной. – Л.:Химия, 1986.
 7. Коровин Н.В., Мигулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высш. шк., 2001. -256 с.
 8. Металлы. Общие химические и физические свойства: Учеб. пособие / Ю.П. Перельгин, Э.Г. Яковлева, Л.М. Фирюлина, И. С. Лось, Г.Е. Ванина, Н.К. Евсеева, И.Г. Капралова, Семченко Т.К.; Под ред. Ю.П. Перельгина. – Пенза: Изд-во Пенз. гос. ун-та, 2001. – 92 с.
 9. Общая химия. Методические указания к лабораторным работам. / Э.Г. Яковлева, Т.К. Семченко и др. РИО ПГУ, 2004. (250 экз.)

Приложение 1

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	Co 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	Pa 1,4	U 1,4	Np-Nb 1,4 – 1,3										

Приложение 2

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°_{298} , Дж/(моль·К)
Al(к)	0	0	28,35
Al ₂ O ₃ (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

$Fe_2O_3(\kappa)$	-922,3	-740,3	87,4
$Fe_3O_4(\kappa)$	-1117,1	-1014	146,2
$H_2(\varepsilon)$	0	0	130,52
$H_2O(n)$	-241,82	-228,61	188,72
$H_2O(\text{ж})$	-285,83	-237,24	70,08
$H_2O_2(\text{ж})$	-187,8	-120,4	109,5
$HCl(\varepsilon)$	-91,8	-94,79	186,8
$HCl(p)$	-166,9	-131,2	56,5
$MgCO_3(\kappa)$	-1113	-1029,3	565,7
$MgO(\kappa)$	-601,8	-569,6	26,9
$N_2(\varepsilon)$	0	0	199,9
$NH_3(\varepsilon)$	-46,19	-16,71	192,6
$NH_4NO_3(\kappa)$	-365,4	-183,8	151,0
$NH_4Cl(\kappa)$	-314,2	-203,2	95,8
$NO(\varepsilon)$	90,25	86,58	210,6
$NO_2(\varepsilon)$	33	51,5	240,2
$N_2O(\varepsilon)$	82,1	104,2	220
$NiO(\kappa)$	-239,7	-211,6	37,99
$O_2(\varepsilon)$	0	0	205,04
$O_3(\varepsilon)$	142,3	162,7	238,8
$PCl_3(\varepsilon)$	-287,02	-260,5	311,7
$PCl_5(\varepsilon)$	-374,0	-305,4	364,5
$PbO(\kappa)$	-219,3	-189,1	66,2
$PbO_2(\kappa)$	-276,6	-218,3	74,89
PbS	-100,4	-98,77	91,2
$SO_2(\varepsilon)$	-296,1	-300,2	248,1
$SO_3(\varepsilon)$	-396,1	-370	265,4
$TiO_2(\kappa)$	-943,9	-888,6	50,33
$V_2O_5(\kappa)$	-1552	-1421,2	131
$Zn(\kappa)$	0	0	41,63
$ZnO(\kappa)$	-350,6	-320,7	43,64
$P_2O_5(\kappa)$	-1432,0	-1348,8	114,5
$C_6H_{12}O_6(\kappa)$	-1274	-911	212
$Nb_2O_5(\kappa)$	-1898	-1764,1	137,2
$NiO(\kappa)$	-239,7	-211,6	37,99
$O_2(\varepsilon)$	0	0	205,04
$O_3(\varepsilon)$	142,3	162,7	238,8
$PCl_3(\varepsilon)$	-287,02	-260,5	311,7
$PCl_5(\varepsilon)$	-366,0	-305,4	364,5
$PbO(\kappa)$	-219,3	-189,1	66,2
$PbO_2(\kappa)$	-276,6	-218,3	74,89
$S(\text{ромб.}, \kappa)$	0	0	31,9
$SO_2(\varepsilon)$	-296,1	-300,2	248,1
$SO_3(\varepsilon)$	-396,1	-370	265,4
$SiO_2(\text{кварц.}, \kappa)$	-908,3	-854,2	42,7

$SnO(\kappa)$	-286,0	-256,9	56,5
$SnO_2(\kappa)$	-580,8	-579,9	52,3
$Ta_2O_5(\kappa)$	-2045,14	-1909,99	143,01
$TiCl_4(\kappa)$	-763,2	-726,12	352,23
$TiCl_4(\mu\kappa)$	-804,2	-737,4	252,4
$TiO_2(\kappa)$	-943,9	-888,6	50,33
$V_5O_5(\kappa)$	-1552	-1421,2	131
$WO_3(\kappa)$	-842,7	-763,9	75,94
$Zn(\kappa)$	0	0	41,63
$ZnCl_2(\kappa)$	-415,05	-369,4	111,5
$ZnO(\kappa)$	-350,6	-320,7	43,64
$ZnS(\kappa)$	-205,4	-200,7	57,74
$Na_2SiO_3(\kappa)$	-1518	-1427,8	113,8
$NaOH(p)$	–	-419,5	–

Приложение 3

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

Элемент	Электродный процесс	Потенциал, В
Li	$Li^+ + e^- = Li$	-3,02
K	$K^+ + e^- = K$	-2,92
Ba	$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,92
Ca	$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,84
Na	$Na^+ + e^- = Na$	-2,713
Mg	$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	-2,38
Al	$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,66
V	$V^{2+} + 2e^- = V$	-1,186
Mn	$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	-1,05
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,763
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,44
Cr	$Cr^{3+} + 3e^- = Cr$	-0,41
Cd	$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	-0,402
Co	$Co^{2+} + 2e^- = Co$	-0,28
Ni	$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	-0,25
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,140
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126
H ₂	$H^+ + e^- = 1/2 H_2$	0,0
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	0,34
Ag	$Ag^+ + e^- = Ag$	0,799
Hg	$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	0,85
Pt	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	1,30

Au	$\text{Au}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Au}$	1,50
----	--	------

Содержание

ПРАВИЛА РАБОТЫ СТУДЕНТОВ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений.

Практическая работа №1. Электронная структура атомов.

Периодическая система д. И. Менделеева.

Практическая работа №2. Химическая связь.

Практическая работа №3. Определение энергетических эффектов химических процессов. Направление химических реакций

Лабораторная работа №2. Окислительно-восстановительные реакции.

Лабораторная работа №3. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Практическая работа №4. Растворы. Виды концентраций растворов.

Лабораторная работа №4. Растворы электролитов.

Практическая работа №5. Гидролиз солей

Лабораторная работа №5. Комплексные соединения.

Практическая работа №6. Электродный потенциал.

Химические источники тока.

Практическая работа №7. Электролиз. Законы электролиза.

Лабораторная работа №6. Коррозия металлов

Лабораторная работа №7. Общие свойства металлов. Качественные реакции некоторых ионов металлов.

Учебное издание

Рашевская Ирина Владимировна,
Кольчугина Ирина Геннадьевна

Неорганическая химия

Редактор *Е. П. Мухина*

Компьютерная верстка *М. Б. Жучковой*

Подписано в печать 01.08.2016.

Формат 60х84¹/16. Усл. печ. л. 6,05.

Тираж 20. Заказ № 423.

Издательство ПГУ
440026, Пенза, Красная, 40.
Тел./факс: (8412) 56-47-33; e-mail: iic@pnzgu.ru

