

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**
ЮРГИНСКИЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ

УТВЕРЖДАЮ
Директор ЮТИ ТПУ
_____ С.А. Солодский
«__» _____ 2022 г.

Химия 2.6

Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу
«Химия 2.6» для студентов всех форм обучения, обучающихся по направлению
20.03.01 «Техносферная безопасность»

Составитель **А.П. Родзевич**

Издательство
Юргинского технологического института (филиала)
Томского политехнического университета
2022

УДК 546
ББК 74.202.5
Т-61

Т-61 **Химия 2.6:** методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу «Химия 2.6» для студентов всех форм обучения, обучающихся по направлению 20.03.01 «Техносферная безопасность» / сост.: А.П. Родзевич; Юргинский технологический институт. – Юрга: Изд-во Юргинского технологического института (филиала) Томского политехнического университета, 2022. – 83 с.

УДК 546
ББК 74.202.5

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию
учебно-методической комиссией ЮТИ ТПУ
«___» _____ 2022 г.

Председатель учебно-методической комиссии,
кандидат технических наук, доцент _____ *А.В. Проскоков*

Рецензент
Кандидат технических наук, доцент ЮТИ ТПУ
А.А. Сапрыкин

© Составление. ФГАОУ ВО НИ ТПУ
Юргинский технологический институт (филиал), 2022
© Родзевич А.П., составление, 2022

Оглавление

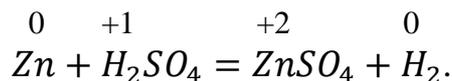
Лабораторная работа № 1 Окислительно-восстановительные реакции ..4	
Лабораторная работа № 2 Гальванические элементы..... 14	14
Лабораторная работа №3 Электролиз растворов электролитов 20	20
Лабораторная работа №4 Коррозия металлов. Защита от коррозии27	27
Лабораторная работа №5 Комплексные соединения 36	36
Лабораторная работа №6 Галогены 42	42
Лабораторная работа №7 Сера 49	49
Лабораторная работа № 8 р-Элементы V группы 57	57
Лабораторная работа №9 Углерод, кремний..... 64	64
Лабораторная работа №10 Железо, кобальт, никель..... 68	68
Лабораторная работа №11 Марганец..... 76	76

Лабораторная работа № 1 Окислительно-восстановительные реакции

Цель лабораторной работы: является проведение окислительно-восстановительных реакций и изучение особенностей их протекания.

1. Теоретический материал и описание работы

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, при протекании которых происходит изменение степеней окисления элементов. Например:



Вещество, в состав которого входит элемент, понижающий свою степень окисления в ходе реакции, называется **окислителем**. Вещество, в состав которого входит элемент, повышающий свою степень окисления при протекании реакции, называется **восстановителем**. В приведенной реакции Zn является восстановителем, а серная кислота – окислителем.

Степень окисления

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что все связи являются ионными. Степени окисления могут быть положительными, отрицательными или равными нулю, причём знак ставится перед числом: –1, –2, +3 (в отличие от заряда иона, где знак ставится после числа). Для того чтобы определить степень окисления элемента в соединении, нужно помнить, что алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов в молекуле (формульной единице вещества) равна нулю. Например, для расчета степени окисления марганца в соединении K_2MnO_4 составим уравнение, учитывая, что степень окисления калия равна +1, а кислорода –2:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0.$$

Отсюда $x=+6$.

Характерные степени окисления элементов можно определить исходя из их расположения в Периодической системе (ПС). Элементы, расположенные в первых трёх группах (главных подгруппах) ПС, имеют постоянную степень окисления, которая совпадает с номером группы. Например, *Li, Na, K* проявляют в соединениях степень окисления +1; *Be, Mg, Ca* – элементы второй группы – проявляют степень окисления +2; степень окисления элементов третьей группы *B, Al* и т.д. в соединениях равна +3, кроме *Tl*.

Для р-элементов набор характерных степеней определяется следующими правилами: **высшая** степень окисления совпадает с номером группы; **низшая** степень окисления равна номеру группы минус 8, **промежуточные** степени окисления обычно равны четным числам для элементов групп с четными номерами и нечетным числам – для элементов групп с нечетными номерами.

Характерные степени окисления элементов главных подгрупп приведены в таблице:

I группа		II группа		III группа		IV группа	
Li	+1	Be	+2	B	+3	C	-4, +2, +4
Na	+1	Mg	+2	Al	+3	Si	-4, +2, +4
K	+1	Ca	+2	Ga	+3	Ge	-4, +2, +4
Rb	+1	Sr	+2	In	+3	Sn	+2, +4
Cs	+1	Ba	+2	Tl	+3, +1	Pb	+2, +4
V группа				VI группа			
N	-3, -2, -1, +2, +3, +4, +5			O	-2, -1, +1, +2		
P	-3, +1, +3, +5			S	-2, +4, +6		
As	-3, +3, -5			Se	-2, +4, +6		
Sb	-3, +3, +5			Te	-2, +4, +6		
Bi	+3, +5			Po	+2, +4		
VII группа							
				F	-1		
				Cl	-1, +1, +3, +5, +7		
				Br	-1, +1, +3, +5, +7		
				I	-1, +1, +3, +5, +7		
				At	-1, +1, +3, +5		

Как видно из таблицы, исключениями являются 4 элемента, для которых характерен отличительный набор степеней окисления: *H, O, F, N*.

Водород в большинстве соединений проявляет степень окисления +1, но в гидридах (соединениях водорода с металлами) его степень окисления равна -1, например,



Для **кислорода** характерной степенью окисления является -2 , но возможны -1 (в пероксидах, например, H_2O_2), положительные степени окисления $+1$ и $+2$ (O_2F_2 и OF_2).

Единственным элементом-неметаллом, для которого характерна постоянная степень окисления -1 в соединениях, является **фтор**.

Самый разнообразный набор степеней окисления характерен для **азота**: от -3 до $+5$.

Элементов побочных подгрупп (*d*-металлы) могут проявлять различные степени окисления.

Знание возможных степеней окисления элементов позволяет предсказать роль соединений в окислительно-восстановительных реакциях. Если в состав соединения входит элемент в высшей степени окисления, то это соединение в ОВР будет являться только окислителем. Например, в соединении $KMnO_4$ марганец имеет степень окисления $+7$ – это его высшая степень окисления, следовательно, перманганат калия в окислительно-восстановительных превращениях будет окислителем. Если в состав соединения входит элемент в низшей степени окисления, то вещество будет проявлять восстановительные свойства:



Окислительно-восстановительной двойственностью свойств будут обладать соединения, в которых степень окисления элемента промежуточная.

Вещества-окислители				
+7	+6	+6	+5	+4
KMnO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇ , H ₂ SO _{4(конц.)} , HNO ₃ , PbO ₂				
Вещества-восстановители				
0	0	-1	-2	-3
Al Ca KI Na ₂ S NH ₃				
Вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью свойств				
0	+3	+4		
S, Ca(NO ₂) ₂ , MnO ₂				

Типы окислительно-восстановительных реакций

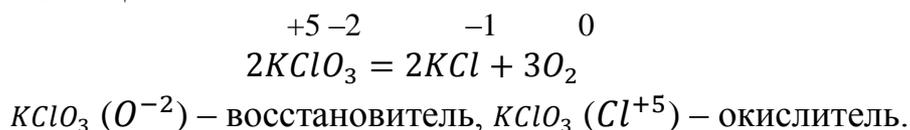
Различают 4 типа окислительно-восстановительных реакций.

1. **Межмолекулярные ОВР** – это реакции, в которых

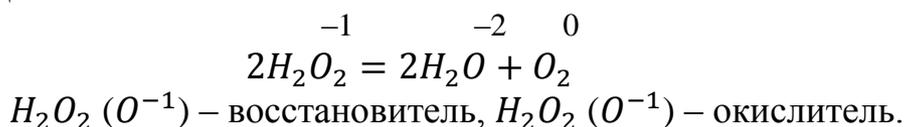
окислителем и восстановителем являются разные элементы, входящие в состав различных веществ:



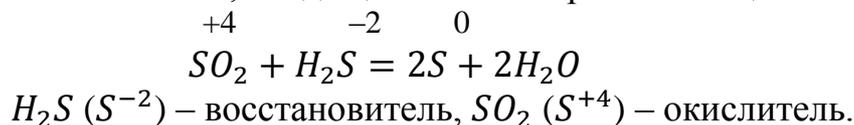
2. **Внутримолекулярные ОВР** – это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные элементы, входящие в состав одного вещества:



3. **Реакции диспропорционирования** – это реакции, в которых окислению и восстановлению подвергается один и тот же элемент, в промежуточной степени окисления, входящий в состав одного вещества:



4. **Реакции контрдиспропорционирования** – это реакции, в которых происходит выравнивание различных степеней окисления одного и того же элемента, входящего в состав разных веществ:



Расстановка коэффициентов в ОВР

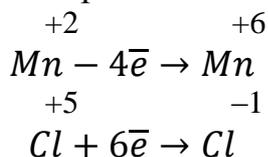
Одним из способов уравнивания ОВР является метод электронного баланса, предложенный в 1916 г. русским ученым Л.В. Писаржевским. Согласно этому подходу, изменение степеней окисления в ОВР обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем. Однако реально метод электронного баланса применим лишь к электрохимическим процессам, в которых действительно происходит принятие и отдача электронов на электродах. Вместе с тем, электроны все же указываются в уравнениях баланса из соображений сохранения заряда.

Для того чтобы уравнивать окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса, необходимо провести следующую последовательность действий:

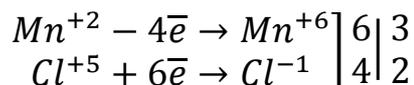
1) Определить степени окисления элементов, которые их изменяют:

$$\overset{+2}{Mn}SO_4 + \overset{+5}{K}ClO_3 + KOH \rightarrow \overset{+6}{K_2}MnO_4 + \overset{-1}{K}Cl + \overset{-1}{K_2}SO_4 + H_2O$$

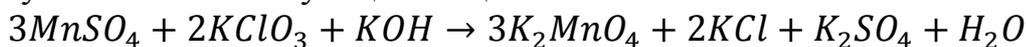
2) Составить уравнения электронного баланса



3) Найти коэффициенты (дополнительные множители) при окислителе и восстановителе так, чтобы число принятых электронов окислителем равнялось числу отданных электронов восстановителем:



4) Найденные коэффициенты подставить в уравнение реакции перед формулами соответствующих веществ:



5) Уравнять число атомов S, K и H в левой и правой частях уравнения, подставив соответствующие коэффициенты перед формулами K_2SO_4 , KOH и H_2O :



Для проверки правильности расстановки коэффициентов необходимо подсчитать число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Описание работы

Для проведения работы используется микроаналитический метод, поэтому опыты проводятся в аналитических пробирках. Для краткости и наглядности описания эксперимента сведения о последовательности действий приведены в виде таблиц, в которых указаны формулы веществ, используемых в опыте, их агрегатное состояние или концентрация растворов, а также порядок их смешивания.

Принятые обозначения:

к – кристаллическое вещество;

р-р – раствор;

м-шп – микрошпатель;

конц. – концентрированный.

При выполнении эксперимента вносите вещества в порядке, который указан в таблицах.

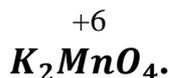
Оборудование: штатив с реактивами, пробирки, колба Вюрца,

капельная воронка, газоотводная трубка, лучина, цилиндр стеклянный, штатив, спиртовка.

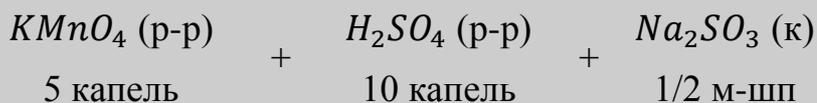
Реакции межмолекулярного окисления-восстановления

Опыт 1. Окислительные свойства $KMnO_4$ в разных средах

В перманганате калия марганец находится в высшей степени окисления +7, поэтому $KMnO_4$ в ОВР проявляет только окислительные свойства, которые зависят от рН среды, в которой протекает окислительно-восстановительная реакция. Наиболее сильные окислительные свойства $KMnO_4$ проявляет в кислой среде, в которой он восстанавливается до Mn^{2+} . В нейтральной среде восстановление происходит до Mn^{4+} , при этом образуется нерастворимый MnO_2 . В наименьшей степени окислительные свойства $KMnO_4$ проявляет в щелочной среде, в которой он восстанавливается до Mn^{6+} , образуя манганат калия

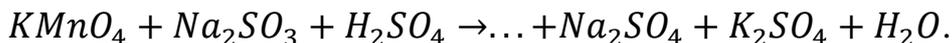


1.1. Проведите реакцию:



1.2. Опишите наблюдения.

1.3. Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:

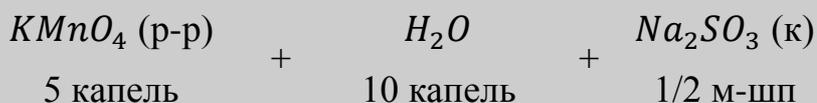


1.4. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

1.5. Укажите окислитель и восстановитель.

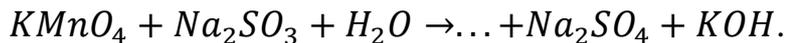
1.6. Укажите тип ОВР.

1.7. Проведите реакцию:



1.8. Опишите наблюдения.

1.9. Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:

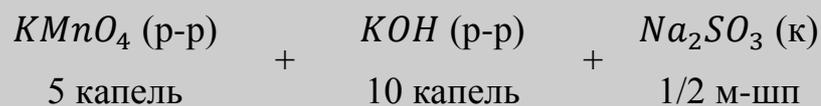


1.10. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

1.11. Укажите окислитель и восстановитель.

1.12. Укажите тип ОВР.

1.13. Проведите реакцию:



1.14. Опишите наблюдения.

1.15. Вставьте недостающую формулу продукта в уравнение реакции:



1.16. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.

1.17. Укажите окислитель и восстановитель.

1.18. Укажите тип ОВР.

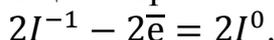
Опыт 2. Окислительные свойства $K_2Cr_2O_7$

Дихромат калия является одним из самых распространенных окислителей. В ходе восстановления оранжевая окраска дихромата калия изменяется на ярко-зелёную, которая характерна для соединений Cr^{3+} .

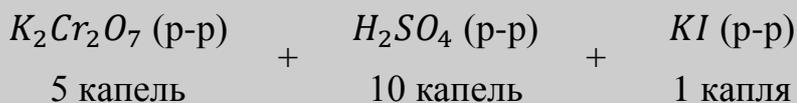
При уравнивании реакций с участием дихромата калия или подобных соединений, в состав которых входят 2 атома одного и того же элемента ($K_2Cr_2O_7$, Cl_2 , $Fe_2(SO_4)_3$), необходимо учитывать следующую особенность составления уравнений баланса. В уравнении электронного баланса записывается удвоенное число атомов данного элемента с указанием степени окисления, например:



Для простых веществ, молекулы которых состоят из двух атомов, уравнение записывается следующим образом:

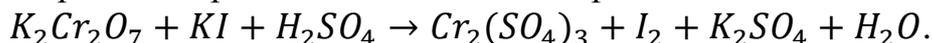


2.1. Проведите реакцию:



2.2. Опишите наблюдения. Объясните изменение окраски раствора в ходе реакции.

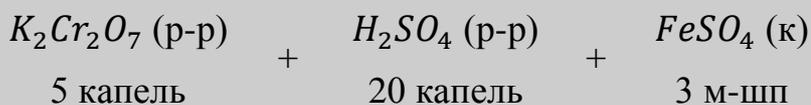
2.3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



2.4. Укажите окислитель и восстановитель.

2.5. Укажите тип ОВР.

2.6. Проведите реакцию:



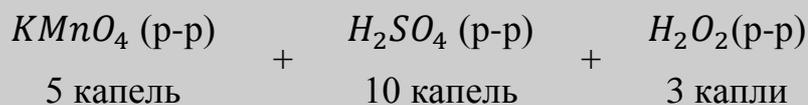
- 2.7. Опишите наблюдения.
 2.8. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.
 $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$.
 2.9. Укажите окислитель и восстановитель.
 2.10. Укажите тип ОВР.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

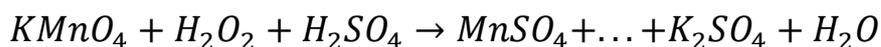
В молекуле пероксида водорода атомы кислорода находятся в промежуточной, степени окисления -1 . Поэтому H_2O_2 может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. В ОВР пероксид водорода восстанавливается с образованием воды, процесс окисления H_2O_2 приводит к образованию газообразного кислорода.

Окислительно-восстановительная активность H_2O_2 зависит от его концентрации. Пероксид водорода в 20%-ном растворе является довольно сильным окислителем, в более разбавленных растворах окислительная активность H_2O_2 уменьшается, но в любом случае, пероксид водорода является более сильным окислителем, чем восстановителем. Восстановительные свойства пероксид проявляет по отношению к таким окислителям, как $KMnO_4$, PbO_2 .

- 3.1. Проведите реакцию:

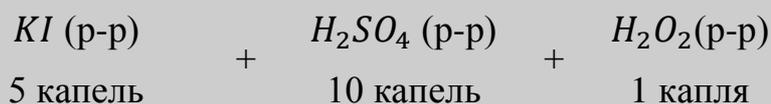


- 3.2. Опишите наблюдения.
 3.3. Вставьте формулу недостающего продукта в уравнение реакции:



- 3.4. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.
 3.5. Укажите окислитель и восстановитель.
 3.6. Укажите тип ОВР.

- 3.7. Проведите реакцию:



- 3.8. Опишите наблюдения.
 3.9. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.
 $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
 3.10. Укажите окислитель и восстановитель.
 3.11. Укажите тип ОВР.

Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

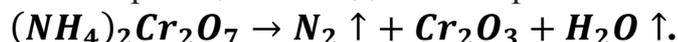
Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония

Примером реакции внутримолекулярного окисления-восстановления является термическое разложение дихромата аммония. В $(NH_4)_2Cr_2O_7$ азот находится в своей низшей степени окисления -3 , а хром – в высшей $+6$. При нагревании дихромат аммония начинает интенсивно разлагаться, внешне процесс разложения напоминает извержение вулкана.

4.1. В фарфоровую чашку насыпьте горкой кристаллический дихромат аммония. В пламени спиртовки зажгите лучину и прикоснитесь к соли.

4.2. Опишите наблюдения.

4.3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



4.4. Укажите окислитель и восстановитель.

4.5. Укажите тип ОВР.

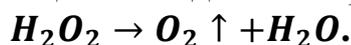
Реакции диспропорционирования

Опыт 5. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора

5.1. Налейте раствор пероксида водорода в пробирку до половины её объема. Насыпьте несколько кристалликов MnO_2 . Наблюдайте бурное выделение кислорода. Для того, чтобы доказать образование кислорода, внесите в пробирку тлеющую лучину.

5.2. Опишите наблюдения.

5.3. Уравняйте реакцию методом электронного баланса.



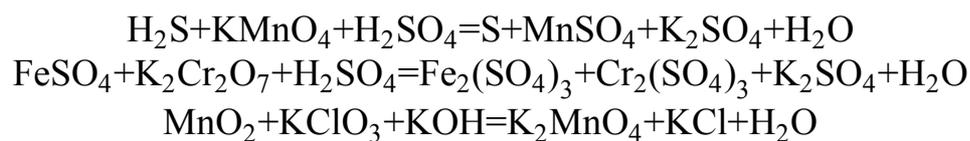
5.4. Укажите окислитель и восстановитель

5.5. Укажите тип ОВР.

Вопросы для защиты работы

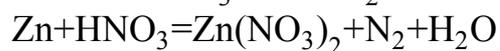
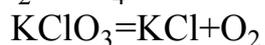
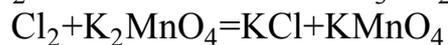
1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо, сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

2. Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:



Укажите в них окислитель, восстановитель и среду.

3. Укажите уравнения реакции: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования; в уравнении реакции диспропорционирования определите стехиометрические коэффициенты:



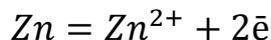
Лабораторная работа № 2 Гальванические элементы

Цель работы: ознакомление с электрохимическими процессами, протекающими при работе гальванических элементов, принцип составления гальванических элементов и расчет ЭДС.

Краткие теоретические сведения

Гальванический элемент – это устройство, в котором окислительно-восстановительные реакции осуществляются на электродах, а химическая энергия непосредственно превращается в электрическую энергию.

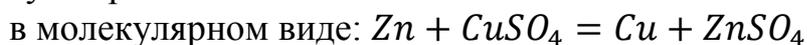
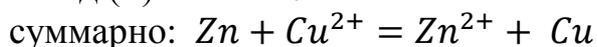
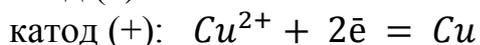
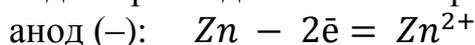
Рассмотрим систему, в которой два электрода находятся в растворах собственных ионов. Примером может служить гальванический элемент Даниэля-Якоби. Он состоит из медной пластины, погруженной в раствор $CuSO_4$, и цинковой пластины, погруженной в раствор $ZnSO_4$. Сосуды с растворами соединены U-образной трубкой, заполненной электролитом (насыщенный раствор хлорида калия в смеси с агар-агаром). При контакте цинковой пластины с электролитом катионы цинка начинают переходить в раствор до установления равновесия окислительно-восстановительной реакции:



На поверхности медной пластины происходит аналогичный процесс:



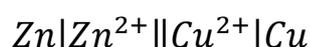
Поскольку потенциал цинкового электрода отрицательнее потенциала медного электрода, то при замыкании внешней цепи, т.е. при соединении цинка с медью металлическим проводником, электроны будут переходить от цинка к меди. Появление тока во внешней цепи приводит к смещению равновесия и как следствие этого к поляризации электродов. На цинковом электроде (*аноде*) происходит потеря электронов – процесс окисления цинка; на медном электроде (*катоде*) происходит присоединение электронов – восстановление ионов меди:



В результате окислительно-восстановительной реакции по

внешней цепи (металлический проводник) течет электрический ток от цинкового электрода к медному электроду, а по внутренней цепи (трубка с электролитом) движутся ионы SO_4^{2-} к цинковому электроду. Цинковый электрод постепенно растворяется, а на медном электроде выделяется металлическая медь.

При схематической записи, заменяющей рисунок гальванического элемента, границу раздела между проводником 1-го рода и проводником 2-го рода обозначают одной вертикальной чертой, а границу раздела между проводниками 2-го рода – двумя чертами. Схема элемента Даниэля-Якоби, например, записывается в виде



Для упрощения в таких схемах обычно опускается внешняя цепь. Разность равновесных окислительно-восстановительных потенциалов катода и анода определяет *электродвижущую силу (ЭДС)* E_r^0 гальванического элемента, для элемента Даниэля-Якоби она равна

$$E_r^0 = E_{Cu}^0 - E_{Zn}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

Чем больше разность стандартных электродных потенциалов металлов, образующих гальванический элемент, тем больше значение ЭДС.

Концентрационный гальванический элемент. Необходимую для работы гальванического элемента разность потенциалов можно создать, используя электроды из одного металла и один и тот же раствор электролита, но разной концентрации. В этом случае элемент называется концентрационным и работает за счет выравнивания концентрации растворов, при этом катодом является электрод с большей концентрацией раствора электролита.

ЭДС концентрационного гальванического элемента рассчитывается по уравнению Нернста:

$$E_{кгэ} = 0,059 \lg(C_2/C_1),$$

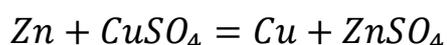
где $C_2 > C_1$.

Экспериментальная часть

Опыт 1 Составление медно-цинкового гальванического элемента

Составьте медно-цинковый гальванический элемент по схеме ниже приведенного (рис. 1). Для выполнения этого опыта потребуется 5 стеклянных стаканчиков. В один стаканчик налейте 10–20 мл 1М

раствора $CuSO_4$ и поместите медный электрод. В остальные 4 стаканчика налейте такого же объема растворы $ZnSO_4$ с концентрациями 0,001; 0,01; 0,1 и 1 моль/л. Электролиты соедините электролитическим мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром. В раствор $ZnSO_4$ наименьшей концентрации поместите цинковый электрод и соедините его через гальванометр с медным электродом металлическим проводом. После замыкания внешней цепи наблюдайте отклонение стрелки гальванометра, обусловленное возникновением электрического тока в системе вследствие протекания в ней окислительно-восстановительной реакции



Измерьте ЭДС (напряжение) гальванического элемента с помощью гальванометра. Перенесите последовательно цинковый электрод в более концентрированные растворы $ZnSO_4$ и снова измерьте ЭДС. Полученные данные занесите в таблицу. По окончании измерений электролитический мостик поместите в раствор хлорида калия.

Запишите электрохимическую схему медно-цинкового гальванического элемента, электронные уравнения электродных процессов и суммарное уравнение реакции.

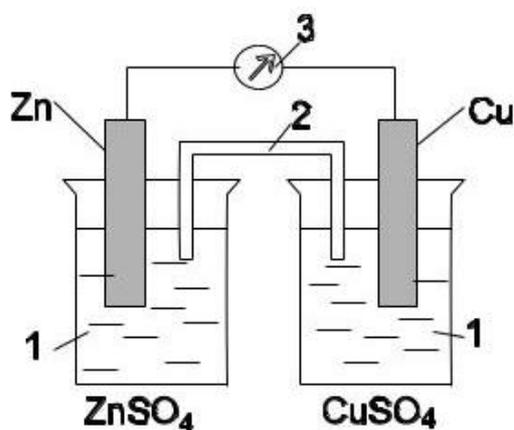


Рис. 1. Гальванический элемент: 1 – растворы $ZnSO_4$ и $CuSO_4$; 2 – электролитический мостик; 3 – гальванометр

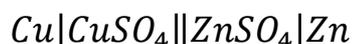
Рассчитайте электродные потенциалы $E_{Zn/Zn^{2+}}^0$ для указанных концентраций по уравнению Нернста и ЭДС элементов. Данные расчетов занесите в табл. 1. Сравните вычисленную ЭДС с экспериментально полученными значениями.

Таблица 1

$[Me^{n+}]$, моль/л		$E_{Me/Me^{n+}}$, В		ЭДС, В		Ошибка измерения
$[Cu^{2+}]$	$[Zn^{2+}]$	$\overset{\circ}{A}_{Cu/Cu^{2+}}$	$\overset{\circ}{A}_{Zn/Zn^{2+}}$	Экспериментальная	Расчетная	
1	0,001	0,34				
1	0,01	0,34				
1	0,1	0,34				
1	1	0,34	-0,76			

По данной электрохимической схеме напишите электронные уравнения электродных процессов, суммарное уравнение реакции и вычислите стандартную ЭДС элемента.

По схеме медно-цинкового гальванического элемента составьте гальванический элемент по нижеприведенной схеме и определите ЭДС:



Опыт 2 Концентрационный гальванический элемент

Для проведения опыта воспользуемся прибором предыдущего опыта. Два стаканчика заполните одним и тем же электролитом, а именно, сульфатом цинка, но различной концентрации. В стаканчик 1 налить раствор 1 М концентрации, в стаканчик 2 – 0,01 М концентрации. После замыкания внешней цепи наблюдайте за отклонением стрелки гальванометра, обусловленным возникновением электрического тока в системе вследствие выравнивания концентраций исходных растворов электролитов.

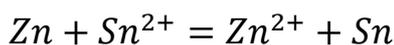
Показания гальванометра занесите в рабочий журнал и сравните с теоретическим значением ЭДС концентрационного гальванического элемента, рассчитанной по уравнению Нернста.

Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Примеры решения типовых задач

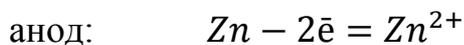
Пример 1. Составить схему гальванического элемента, в котором цинковый и оловянный электроды опущены в раствор собственных ионов с концентрацией $[Zn^{2+}] = 10^{-4}$ моль/л, $[Sn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л. Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде; рассчитать ЭДС.

Решение. Согласно значениям стандартных электродных потенциалов, система $Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$ по отношению к системе $Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$ будет окислителем, т.е. при их контакте электроны будут переходить от Zn к ионам Sn^{2+} :



На цинковом электроде (аноде) происходит потеря электронов – окисление цинка; на оловянном электроде (катоде) происходит потеря электронов – восстановление ионов олова.

Уравнения реакций, протекающих на электродах, записываются так:



По уравнению Нернста рассчитать потенциал каждого электрода:

$$\text{анода: } E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + (0,059/2) \lg 10^{-4} = -0,878 \text{ В.}$$

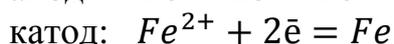
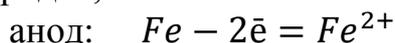
$$\text{катода: } E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14 + (0,059/2) \lg 10^{-2} = -0,081 \text{ В.}$$

$$\text{ЭДС} = E_{Sn^{2+}/Sn} - E_{Zn^{2+}/Zn} = 0,797 \text{ В.}$$

Схема гальванического элемента: $Zn|Zn^{2+}||Sn^{2+}|Sn$.

Пример 2. Составить схему концентрационного гальванического элемента, в котором железные электроды опущены в растворы электролитов с концентрацией $[Fe^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л у одного электрода и $[Fe^{2+}] = 10^{-6}$ моль/л у другого электрода. Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде; рассчитать ЭДС.

Решение. Электрод с большей концентрацией раствора электролита ($[Fe^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л) будет являться катодом по отношению к электроду с меньшей концентрацией раствора электролита ($[Fe^{2+}] = 10^{-6}$ моль/л). Уравнения реакций, протекающих на электродах, записываются так:



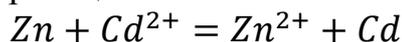
$$\text{ЭДС} = 0,059/2(\lg 10^{-2}/10^{-6}) = 0,118 \text{ В.}$$

Схема концентрационного гальванического элемента:
 $Fe|Fe^{2+}||Fe^{2+}|Fe$.

Контрольные вопросы и задачи

1. Какие процессы называют электрохимическими? Покажите взаимосвязь между химической и электрической формами энергии.
2. Что такое электродный потенциал? Каковы процессы, приводящие к возникновению электродного потенциала?
3. Что такое стандартный электродный потенциал?

4. От каких факторов зависит электродный потенциал? Проанализируйте уравнение Нернста?
5. Что такое гальванический элемент? Опишите принцип работы элемента Даниэля-Якоби.
6. Что такое ЭДС гальванического элемента?
7. Какие гальванические элементы называют концентрационными? Как рассчитать ЭДС таких элементов?
8. Какой из гальванических элементов обладает наибольшей ЭДС: $Ca|Ca^{2+}||Ag^+|Ag$; $Fe|Fe^{2+}||Ag^+|Ag$; $Zn|Zn^{2+}||Ni^{2+}|Ni$; $Mg|Mg^{2+}||Pb^{2+}|Pb$? Ответ подтвердите расчетами.
9. Рассчитайте электродный потенциал магния в растворе его соли при концентрации $[Mg^{2+}] = 0,1$ моль/л.
10. Рассчитайте ЭДС медно-кадмиевого элемента при $[Cd^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л и $[Cu^{2+}] = 10^{-4}$ моль/л.
11. Вычислите ЭДС концентрационного элемента при $[Ni^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л у одного электрода и $[Ni^{2+}] = 10^{-6}$ моль/л у другого электрода.
12. Определите концентрацию ионов меди в растворе, если ЭДС медно-цинкового элемента равна 1,16 В и $[Zn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л.
13. Гальванический элемент составлен из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор $AgNO_3$ и стандартного водородного электрода. Чему равна его ЭДС?
14. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов и G_{298}^0 , укажите, можно ли в гальваническом элементе осуществить реакцию



Лабораторная работа №3 Электролиз растворов электролитов

Цель работы

Ознакомление с процессами электролиза, протекающими в растворах электролитов с использованием растворимых и нерастворимых анодов.

Краткие теоретические сведения

Растворы электролитов, как известно, проводят электрический ток. Переносчиками электронов в растворах электролитов являются ионы, движение которых под влиянием электрического тока становится направленным.

Если прохождение тока по металлическому проводнику не сопровождается протеканием в нем каких-либо химических процессов, то прохождение электрического тока через раствор электролита сопровождается явлением электролиза.

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании через электролит электрического тока. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую энергию.

Ячейка для электролиза (рис. 2), называемая *электролизером*, состоит из двух электродов 1 и электролита 2. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), у электролизера подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу источника тока.

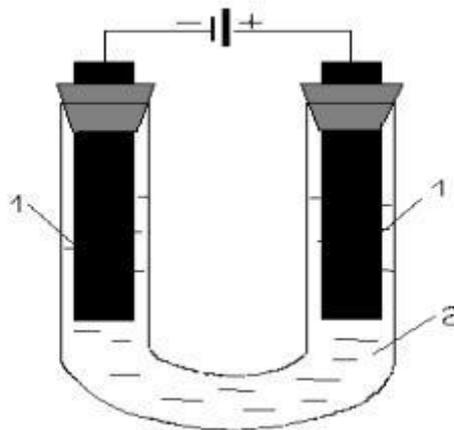


Рис. 2. Схема электролизера

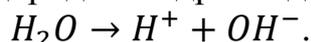
При электролизе на электродах выделяются вещества. Количественная сторона этого процесса устанавливается законами Фарадея:

1) количество вещества, испытавшего электрохимические превращения на электроде, прямо пропорционально количеству прошедшего электричества ($m = \frac{M_{\text{ЭКВ}}It}{F}$), где m – масса вещества, испытавшего превращение на электроде; $M_{\text{ЭКВ}}$ – молярная масса эквивалента этого вещества; I – сила тока; t – время электролиза, с; F – постоянная Фарадея;

2) массы прореагировавших на электродах веществ при постоянном количестве электричества относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов ($\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ЭКВ1}}}{M_{\text{ЭКВ2}}}$), где m_1, m_2 – массы веществ, прореагировавших на электродах; $M_{\text{ЭКВ1}}, M_{\text{ЭКВ2}}$ – молярные массы их эквивалентов.

Последовательность электродных процессов.

В водных растворах электролитов кроме ионов электролита всегда будут находиться и ионы воды. Вода, хотя и в малой степени, но диссоциирует на катионы водорода и гидроксид-анионы:



Ионы воды могут принимать участие в электродных реакциях.

При наличии нескольких видов ионов возможно протекание нескольких электродных реакций. Рассмотрим их последовательность. Так, на катоде идет реакция восстановления, т.е. прием электронов окислителем, значит, в первую очередь должны реагировать наиболее сильные окислители. Таким образом, на катоде, прежде всего, протекает электрохимическая реакция с катионом, имеющим наиболее положительный потенциал.

Для катодного восстановления при электролизе водного раствора электролита все окислители можно разделить на три группы:

1. Ионы металлов, потенциал которых существенно отрицательнее потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы щелочных, щелочноземельных и других металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов левее алюминия. В водных растворах разряд этих ионов на катоде практически не происходит, так как на катоде выделяется водород: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

2. Окислители, потенциал которых положительнее потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы $Cu^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Au^{3+}$, платиновых металлов. При их наличии в растворе или у электрода они разряжаются в первую очередь и разряд ионов H^+ не происходит.

3. Ионы, потенциал которых мало отличается от потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы $Sn^{2+}, Pb^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}, Zn^{2+}, Cd^{2+}$ и других металлов, находящихся в ряду стандартных электродных потенциалов между алюминием и водородом. При

сравнении стандартных потенциалов этих металлов и водорода можно было бы сделать вывод о невозможности выделения металлов на катоде. Однако следует учесть, что, во-первых, стандартный потенциал водородного электрода соответствует концентрации ионов H^+ , равной 1, т.е. $pH = 0$. С увеличением pH потенциал водородного электрода становится отрицательнее. Так, при $pH = 5,0$, атмосферном давлении и температуре $25^\circ C$, $\varphi = -0,059 \cdot 5 = -0,295$ В. Как видно, при $pH = 5,0$ потенциал водородного электрода становится отрицательнее стандартных потенциалов олова, свинца, кобальта и никеля.

Во-вторых, выделение водорода на некоторых катодах происходит с более высокой поляризацией (перенапряжением) по сравнению с поляризацией (перенапряжением) разряда многих металлов. Таким образом, при некоторой плотности тока потенциал выделения водорода становится отрицательнее, чем потенциал выделения металла. Поэтому при наличии в растворе катионов таких металлов происходит их восстановление вместе с молекулами воды.

На *аноде* протекают реакции окисления восстановителей, т.е. отдача электронов восстановителем, поэтому в первую очередь на аноде должны реагировать наиболее сильные восстановители – вещества, имеющие наиболее отрицательный потенциал. На аноде при электролизе водных растворов может протекать несколько процессов:

- 1) растворение металла: $M - n\bar{e} \rightarrow Mn +$
- 2) окисление ионов OH^- : $2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow 1/2O_2 + H_2O$
- 3) окисление других веществ, присутствующих в приэлектродном пространстве.

Если потенциал металлического анода имеет более отрицательное значение, чем потенциал ионов OH^- или других веществ, присутствующих в растворе, в газовой фазе около электрода или на электроде, то происходит растворение металла. При этом протекает электролиз с *растворимым анодом*.

Если потенциал металлического анода близок к потенциалу других электродных процессов, то наряду с растворением металла на аноде протекают процессы окисления, например, разряд ионов OH^- . В этом случае также говорят об электролизе с растворимым анодом, но учитывают и сопутствующие анодные процессы.

Если потенциал металла или другого проводника первого рода, используемого в качестве анода, имеет наиболее положительное значение, чем потенциалы возможных анодных процессов, то протекает электролиз с *нерастворимым анодом*. В качестве нерастворимых анодов применяют золото и платиновые металлы, диоксид свинца, оксид рутения и другие вещества, имеющие положительные значения равновесных электродных потенциалов, а также графит.

При электролизе с нерастворимым анодом на электроде может окисляться ион OH^- или другие ионы, а также недиссоциированные молекулы восстановителей, присутствующие в растворе. Анионы бескислородных кислот (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) при их достаточной концентрации легко окисляются. Фтор из-за положительного значения потенциала не может быть выделен из водных растворов на аноде. На аноде не окисляются также ионы кислородных кислот (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^-) в связи с высокими значениями электродных потенциалов, поэтому в их присутствии в растворе на нерастворимом аноде протекает лишь реакция выделения кислорода.

Экспериментальная часть

Опыт 1 Электролиз хлорида олова (II)

Для проведения опыта вам потребуется электролизер (рис. 11.1), заполненный на 3/4 его объема раствором $SnCl_2$. Графитовые электроды опустите в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 1-2 мин отметьте появление на катоде кристалликов металлического олова. Какое вещество выделяется на аноде? Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Опыт 2 Электролиз иодида калия

Наполните электролизер на 3/4 его объема раствором иодида калия. Графитовые электроды опустите в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 1-2 мин ток отключите, и в катодное пространство добавьте 2-3 капли раствора кислотно-основного индикатора – фенолфталеина (он окрашивается в красный цвет), а в анодное – качественный реактив на йод – раствор крахмала (он становится синим). Объясните наблюдения. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Опыт 3 Электролиз сульфата натрия

Наполните электролизер на 1/2 его объема раствором сульфата натрия Na_2SO_4 . Графитовые электроды опустите в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Отметьте выделение газов на обоих электродах. Через 1-2 мин ток отключите, и добавьте и в катодное и в анодное пространство раствор кислотно-основного индикатора – лакмуса. Наблюдайте за изменением окраски индикатора, объясните, с чем связано данное явление. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Опыт 4 Электролиз соли меди с медным анодом

Наполните электролизер на 3/4 его объема раствором сульфата меди $CuSO_4$.

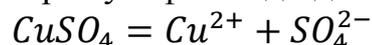
1. Катод из графита и анод из меди опустить в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 2-3 мин ток отключите, и отметьте появление медного налета на графитовом электроде. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

2. Поменяйте местами электроды из п. 1: катод – медный, анод – графитовый с налетом меди. Опустите их в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 2-3 мин отметьте исчезновение медного налета на графитовом электроде и выделение газа. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

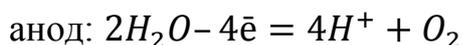
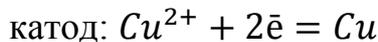
Примеры решения типовых задач

Пример 1. Составьте схемы электролиза водных растворов: а) сульфата меди; б) хлорида магния; в) сульфата калия. Во всех случаях электролиз проводится с использованием угольных электродов.

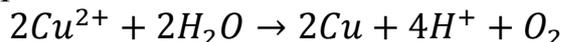
Решение. а) В растворе сульфат меди диссоциирует на ионы:



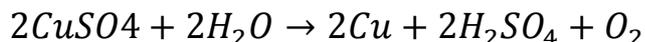
Ионы меди могут восстанавливаться на катоде в водном растворе. Сульфат-ионы в водном растворе не окисляются, поэтому на аноде будет происходить окисление воды. Схема электролиза:



суммарное уравнение



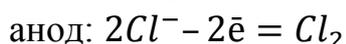
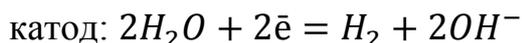
или



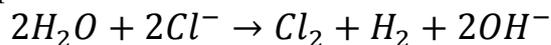
б) Диссоциация хлорида магния в водном растворе



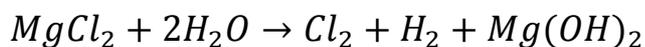
Ионы магния не могут восстанавливаться в водном растворе (идет восстановление воды), хлорид-ионы – окисляются. Схема электролиза такова:



суммарное уравнение



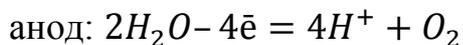
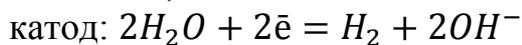
или



в) Диссоциация сульфата калия в водном растворе



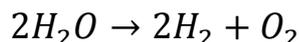
Ионы калия и сульфат-ионы не могут разряжаться на электродах в водном растворе, следовательно, на катоде будет протекать восстановление, а на аноде – окисление воды. Схема электролиза такова:



суммарное уравнение

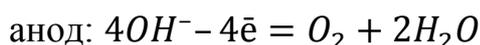
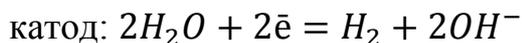


или, учитывая, что $4H^+ + 4OH^- = 4H_2O$ (осуществляется при перемешивании),

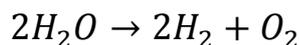


Пример 2. При электролизе раствора гидроксида калия с угольными электродами на аноде получено 25 мл газа. Сколько газа выделилось при этом на катоде?

Решение. Составим схему процесса электролиза, учитывая, что катионы калия не восстанавливаются в водном растворе:



суммарное уравнение



Таким образом, на аноде выделяется кислород, на катоде – водород. Количество электричества, прошедшее через катод и анод, одинаково, поэтому для расчета объема водорода, выделившегося на катоде, воспользуемся вторым законом Фарадея:

$$\frac{V_{O_2}}{V_{H_2}} = \frac{V_{\text{экв}, O_2}}{V_{\text{экв}, H_2}}$$

$$V_{O_2} = 25 \text{ мл} = 0,025 \text{ л}; V_{H_2} = x; V_{\text{экв}, O_2} = (22,4 \text{ л})/4 = 5,6 \text{ л};$$

$$V_{\text{экв}, H_2} = (22,4 \text{ л})/2 = 11,2 \text{ л}.$$

$$x = V_{H_2} = \frac{V_{O_2} \cdot V_{\text{экв}, H_2}}{V_{\text{экв}, O_2}} = \frac{0,025 \cdot 11,2}{5,6} = 0,05 \text{ л}$$

$$\text{Отсюда } x = V_{H_2} = 0,05 \text{ л} = 50 \text{ мл}.$$

Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое электролиз? Охарактеризуйте процессы, протекающие на катоде и аноде.

2. Каким законам подчиняются процессы электролиза?

3. Чем определяется последовательность катодных процессов?

4. Какие вещества и в какой последовательности окисляются на аноде?

5. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида меди.

6. Составьте схему электролиза водного раствора сульфата цинка.

7. Составьте схему электролиза водного раствора SnCl_2 (оловянный анод).

8. Составьте схему электролиза водного раствора нитрата калия.

9. Какая масса гидроксида калия, г, образовалась у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода, измеренного при н.у.?

10. Через раствор сульфата кадмия пропущено 96500 Кл электричества. Какова масса кадмия, выделившегося на катоде?

11. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?

13. Вычислите время, необходимое для выделения 2,8 г железа из раствора сульфата железа (FeSO_4) при силе тока 10 А.

14. Вычислите массу выделившейся меди при прохождении тока 5 А через раствор CuCl_2 в течение 25 с.

15. Какая масса (г) H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется кислород объемом 1,12 л, измеренный при н.у.? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

Лабораторная работа №4

Коррозия металлов. Защита от коррозии

Цель работы: ознакомление с процессами химической и электрохимической коррозии, протекающими в различных средах, и некоторыми методами борьбы с коррозией.

Краткие теоретические сведения

Металлы и изделия из них, соприкасаясь с воздухом, водой и различными агрессивными реагентами, постепенно подвергаются разрушению, коррозии.

Коррозия – это разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой. При этом металлы окисляются и образуют продукты, состав которых зависит от условий коррозии.

Коррозия протекает с уменьшением энергии Гиббса. Поэтому эти процессы протекают самопроизвольно. Химическая энергия реакции коррозионного разрушения металлов выделяется в виде теплоты и рассеивается, в конечном счете, в окружающем пространстве.

Безвозвратные потери от коррозии составляют до 15 % от ежегодного производства металлов. Цель борьбы с коррозией – это сохранение ресурсов металлов, мировые запасы которых ограничены. Изучение коррозии и разработка методов защиты металлов от нее представляют теоретический интерес и имеют большое народно-хозяйственное значение.

По механизму протекания коррозионного процесса, зависящему от характера внешней среды, с которой взаимодействует металл, различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. По условиям протекания коррозионного процесса различают: а) газовую коррозию – в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, обычно при высоких температурах; б) коррозию в неэлектролитах – агрессивных органических жидкостях.

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя. Электрохимическая коррозия может протекать: а) в электролитах – в водных растворах солей, кислот, щелочей, в морской воде; б) в атмосфере любого влажного газа; в) в почве.

Особым видом электрохимической коррозии следует считать

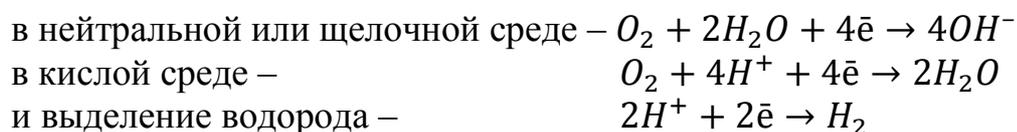
коррозию за счет внешнего электрического тока.

Наибольший вред наносит электрохимическая коррозия, причиной которой может быть неоднородность поверхности металла и различные металлические и неметаллические примеси.

В этом случае наряду с химическими процессами (отдача электронов) протекают электрические процессы (перенос электронов от одного участка к другому).

Механизм электрохимической коррозии. Коррозия металла в средах, имеющих ионную проводимость, протекает через анодное окисление металла $M - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$ и катодное восстановление окислителя $Ox + n\bar{e} \rightarrow Red$

Окислителями при коррозии служат молекулы кислорода, хлора, ионы водорода, железа (III), нитрат-ионы и др. Наиболее часто при коррозии наблюдается восстановление кислорода:

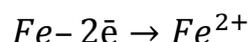


Коррозия с участием кислорода называется коррозией с *кислородной деполяризацией*; коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с *водородной деполяризацией*.

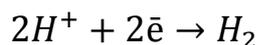
Кроме электрохимических реакций при коррозии обычно протекают вторичные химические реакции, например, взаимодействие ионов металла с гидроксид-ионами, концентрация которых повышается в результате катодных реакций $M^{n+} + nOH^- = M(OH)_n$

Как видно, процессы электрохимической коррозии подобны процессам, протекающим в гальванических элементах. Основным отличием является отсутствие внешней цепи. Электроны в процессе коррозии не выходят из корродирующего металла, а двигаются внутри металла. Химическая энергия реакции окисления металла передается не в виде работы, а лишь в виде теплоты. Схема электрохимической коррозии железа в контакте с никелем в среде электролита – серной кислоты приведена на рис. 12.1.

Железо как металл с меньшим значением стандартного электродного потенциала является анодом и, соответственно, окисляется:



На катодных участках (никель) происходит восстановление окислителя – ионов водорода:



Катодные и анодные участки в металле чередуются и имеют очень малые размеры, т.е. речь идет о *микроанодах* и *микрокатодах* и соответственно о коррозионных *микроэлементах*.

Скорость коррозии тем больше, чем дальше в ряду стандартных электродных потенциалов расположены те металлы, из которых образовался гальваническая пара.



Рис. 3. Схема электрохимической коррозии железа в контакте с никелем в среде электролита – серной кислоты

На скорость коррозии влияет и характер раствора электролита. Чем выше его кислотность (т.е. меньше *pH*), а также чем больше содержание в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Значительно возрастает коррозия с ростом температуры.

Некоторые металлы при соприкосновении с кислородом воздуха или в агрессивной среде переходят в *пассивное* состояние, при котором резко замедляется коррозия. Например, серная и азотная кислоты, концентрация которых близка к 100 %, легко пассивируют железо и оно практически не взаимодействует с кислотами. Причина заключается в том, что на поверхности металла образуется плотная оксидная пленка, которая препятствует контакту металла со средой.

Защитная пленка всегда имеется на поверхности алюминия. Подобные пленки в сухом воздухе образуются также на *Be, Cr, Zn, Ta, Ni, Cu* и других металлах. При определенных условиях кислород является наиболее распространенным пассиватором.

Защита от коррозии. Выбор способа защиты металлических изделий от коррозии определяется его эффективностью, а также экономической целесообразностью. Все методы защиты условно

делятся на следующие группы: а) легирование металлов; б) защитные покрытия (металлические и неметаллические); в) электрохимическая защита; г) изменение свойств коррозионной среды; д) рациональное конструирование изделий.

Легирование металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивность металла. В качестве таких компонентов применяют хром, никель, алюминий и др. Введение некоторых добавок к сталям (титана, меди, хрома и никеля) приводит к тому, что при коррозии образуются плотные продукты реакции, предохраняющие сплав от дальнейшей коррозии.

Защитные покрытия. Это слои, искусственно создаваемые на поверхности металлических изделий и сооружений для защиты их от коррозии. Выбор вида покрытия чаще всего зависит от условий, в которых используется металл.

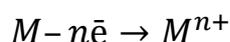
Металлические покрытия. Материалами для металлических защитных покрытий могут быть как чистые металлы (цинк, кадмий, алюминий, серебро и др.), так и их сплавы (латунь, бронза). По характеру поведения металлических покрытий при коррозии их можно разделить на катодные и анодные. К **катодным** относятся покрытия, потенциалы которых в данной среде имеют более положительное значение, чем потенциал основного металла. В качестве примеров катодных покрытий стальных изделий можно привести медь, никель, серебро. При повреждении покрытия (или наличии пор) возникает коррозионный элемент, в котором основной материал служит анодом и растворяется, а материал покрытия – катодом, на котором выделяется водород или поглощается кислород. **Анодные** покрытия имеют более отрицательный потенциал, чем потенциал основного металла. Примером анодного покрытия может служить цинк на стальных изделиях. В этом случае основной металл будет катодом коррозионного элемента, поэтому он не корродирует. Потенциалы металлов зависят от состава растворов, поэтому при изменении состава раствора может меняться и характер покрытия.

Неметаллические защитные покрытия. Они могут быть как органическими, так и неорганическими. Защитное действие этих покрытий сводится в основном к изоляции металла от окружающей среды. В качестве **неорганических** покрытий применяются неорганические эмали, оксиды металлов, соединения хрома, фосфора и др. К **органическим** относятся лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, пластмассами, полимерными пленками, резиной.

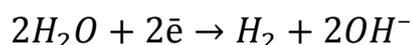
Электрохимическая защита. Метод основан на торможении анодных или катодных реакций коррозионного процесса. Электрохимическая защита осуществляется присоединением к

защищаемой конструкции металла с более отрицательным значением электродного потенциала – *протектора*, а также *катодной* (катодная защита) или *анодной* (анодная защита) *поляризацией* за счет извне приложенного тока. Наиболее применима электрохимическая защита в коррозионных средах с хорошей ионной проводимостью. Катодная защита используется для защиты от коррозии подземных трубопроводов, кабелей; ее также применяют к шлюзовым воротам, подводным лодкам, водным резервуарам и пр.

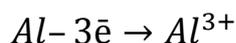
Сущность *катодной* защиты заключается в том, что защищаемое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, поэтому оно становится катодом, а анодом служит вспомогательный, обычно стальной электрод, который растворяется:



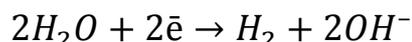
а на защищаемом сооружении (катоде) выделяется водород:



При *протекторной* защите к изделию присоединяют металл или сплав, потенциал которого значительно отрицательнее потенциала металла изделия – *протектор*. В качестве материала протекторов используют сплавы алюминия, магния и цинка. В коррозионной среде металл протектора растворяется:



а на изделии выделяется водород:



Изменение свойств коррозионной среды. Для снижения агрессивности среды уменьшают концентрацию компонентов, опасных в коррозионном отношении. Например, в нейтральных средах обычно протекает коррозия с поглощением кислорода. Его удаляют деаэрацией или восстанавливают с помощью соответствующих восстановителей (гидразин, сульфиты и т.п.). Агрессивность среды может уменьшаться также при снижении концентрации ионов водорода. Для защиты от коррозии широко применяют *ингибиторы* – вещества, при добавлении которых в небольших количествах в среду, где находится металл, значительно уменьшается скорость коррозии металла. Ингибиторы применяют главным образом в системах, работающих с постоянным или

мало обновляемым объемом раствора.

Механизм действия значительного числа ингибиторов заключается в адсорбции ингибитора на корродирующей поверхности и последующем торможении анодных или катодных процессов.

Рациональное конструирование изделий. Оно должно исключать наличие или сокращать число и размеры особо опасных с точки зрения коррозии участков в изделиях или конструкциях, а также предусматривать специальную защиту металла этих участков от коррозии.

Экспериментальная часть

Опыт 1 Удаление защитной пленки с металла

Для проведения опыта вам понадобятся две стеклянные пробирки, в каждую внесите 1,5-2,0 мл дистиллированной воды и несколько крупинок металлического магния. Почему магний в этих условиях не взаимодействует с водой?

В одну из пробирок добавьте 6 капель насыщенного раствора хлорида аммония NH_4Cl . Объясните активное растворение магния в этой пробирке. Записать уравнения протекающей реакции.

Опыт 2 Коррозия при контакте различных металлов

Согнутую под углом стеклянную трубку закрепите в штативе и заполните 0,01 н. раствором серной кислоты. В одно из отверстий трубки поместите медную пластину, в другое – цинковую так, чтобы пластины не соприкасались. Наблюдайте выделение водорода на поверхности цинка и его отсутствие на поверхности меди.

Приведите пластинки в контакт друг с другом. Чем объяснить появившееся выделение водорода на поверхности меди? Как влияет контакт с медью на коррозию цинка? Напишите схему действия возникшего гальванического микроэлемента.

Опыт 3 Катодные и анодные защитные металлические покрытия

Две пробирки заполните наполовину дистиллированной водой, добавьте по 2-3 капли раствора серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ – качественного реактива на ионы железа (II), растворы перемешать. В одну пробирку опустите полоску оцинкованного железа (железа, покрытого цинком), в другую – полоску луженого железа (железа, покрытого оловом). Через 1-2 мин наблюдайте изменение окраски раствора в пробирке с луженым железом. Синий цвет раствора обусловлен появлением в растворе ионов железа (II), которые с

гексацианоферратом (III) калия образуют турнбулеву синь $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Почему цвет раствора в пробирке с оцинкованным железом остался без изменения? Составьте схемы электрохимической коррозии, протекающей в обеих пробирках.

Опыт 4 Коррозия железа в различных электролитах

Для проведения опыта вам понадобятся 5 стеклянных пробирок, наполовину заполненных растворами следующих электролитов: 1 – дистиллированной водой; 2 – водным раствором $NaCl$; 3 – водным раствором $MgCl_2$; 4 – водным раствором $NaOH$; 5 – водным раствором HCl . В каждую из пробирок добавьте 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия и поместить железную пластину (или гвоздь). Объясните происходящие процессы, сравните интенсивность коррозии железа в различных средах, запишите уравнения коррозионных процессов. Выводы оформите в виде таблицы:

Коррозионная среда	Индикатор коррозии железа	Окраска раствора с железной пластиной	Уравнения коррозионных процессов

Опыт 5 Протекторная защита стали

В два стеклянных стаканчика налейте по 10 мл разбавленной (~10 %) серной кислоты и по 2-3 капли гексацианоферрата (III) калия. В один стаканчик опустите стальную пластинку, в другой – стальную пластинку, соединенную металлическим проводником с цинковой пластинкой. Объясните коррозию железа в одном из стаканчиков и ее отсутствие в другом.

Опыт 6 Нанесение гальванического покрытия

Никелирование меди. Никелирование проводят в кислых растворах при $pH = 5-5,5$. Для проведения опыта вам понадобится электролизер, заполненный раствором электролита, содержащим $NiSO_4$ (100 г/л), H_3PO_4 (10 г/л), $NaCl$ (15 г/л). Фосфорная кислота в электролите поддерживает необходимую для никелирования кислотность. Ионы Cl^- , адсорбируясь на поверхности никеля, препятствуют образованию оксидных пленок, тем самым предотвращают пассивацию анода.

Растворимый никелевый анод и предварительно обезжиренный и промытый водой медный катод опустите в электролизер. Подсоедините электроды металлическим проводником к источнику постоянного тока. Оптимальная плотность тока при никелировании составляет 1-2 А/дм². Наблюдайте осаждение никелевой пленки на медном катоде. Сделайте

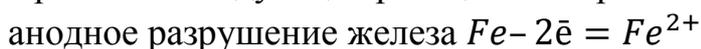
вывод об окончании процесса. Ответьте на вопросы. Почему на катоде осаждается никель, а не восстанавливается протон? Почему на аноде не выделяются газообразные продукты окисления? Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. К какому типу относится оловянное покрытие на стали и на меди? Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии луженых стали и меди при нейтральной реакции среды и 298 К? Напишите уравнения катодных и анодных реакций.

Решение. 1. Оловянное покрытие на стали будет катодным, т.к. стандартный электродный потенциал олова ($E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,14$ В) более положителен, чем потенциал железа ($E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44$ В).

2. Покрытие из олова на меди будет анодным, т.к. потенциал олова ($E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,14$ В) более отрицателен, чем потенциал меди ($E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34$ В). При атмосферной коррозии в нейтральной среде при 298 К будут протекать следующие реакции. В первом случае:



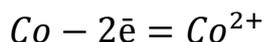
Во втором случае:



Пример 2. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

Решение. 1. Катодными покрытиями для кобальта будут являться все металлы с большими значениями стандартных электродных потенциалов, т.е. те, которые в ряду напряжений металлов стоят справа от него. Например, никель, олово, свинец и т.д.

Во влажном воздухе при нарушении целостности катодного покрытия будет происходить окисление основного металла, т. е. кобальта:

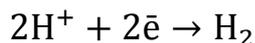


а на катоде (например, из никеля) будет восстанавливаться окислитель окружающей среды:



Схема коррозии кобальта в среде соляной кислоты будет отличаться от вышеупомянутой лишь тем, что в качестве окислителя выступают ионы водорода H^+ среды, которые и будут

восстанавливаться на катоде:



2. Анодными покрытиями для кобальта будут являться все металлы с более отрицательным значением стандартного электродного потенциала, т. е. стоящие в ряду напряжений металлов слева от кобальта. Например, кадмий, хром, алюминий и др.

При нарушении целостности анодного покрытия окислению подвергается металл покрытия и до тех пор, пока не разрушится покрытие, основной металл будет сохраняться.

Во влажном воздухе анодное окисление металла-покрытия, например,



В среде соляной кислоты анодное окисление кадмия $\text{Cd} - 2\bar{e} = \text{Cd}^{2+}$ и катодное восстановление ионов водорода $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что такое коррозия металлов? Классифицировать коррозию по механизмам ее протекания.

2. Охарактеризуйте сущность электрохимической коррозии.

3. Что такое гальванические микроэлементы? Какие процессы протекают по анодному и катодному механизмам при коррозии в кислой и нейтральной средах.

4. Что такое кислородная и водородная деполяризация?

5. От каких факторов зависит скорость коррозии?

6. Почему в железной бочке можно хранить сильно концентрированную и нельзя хранить разбавленную серную кислоту?

7. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозии подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой – катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов.

8. Перечислите известные методы защиты металлов от коррозии. Чем следует руководствоваться при их выборе?

9. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

10. Напишите уравнения электродных реакций, протекающих при катодной защите стальных труб.

Лабораторная работа №5 Комплексные соединения

Цель работы: научиться получать комплексные соединения, изучить их свойства и прочность комплексных соединений.

Приборы и реактивы: штатив для пробирок, пробирки, дистиллированная вода, разбавленные растворы серной кислоты H_2SO_4 , гидроксида натрия $NaOH$, гидроксида аммония NH_4OH , иодида калия KI , нитрата ртути (II) $Hg(NO_3)_2$, нитрата серебра $AgNO_3$, сульфата меди (II) $CuSO_4$, гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$, перманганата калия $KMnO_4$, сульфата никеля (II) $NiSO_4$.

Введение

Состав комплексных соединений

А. Теоретическая часть

Соединения, имеющие в своём составе комплексные ионы, относятся к *комплексным (координационным) соединениям*. Слово «комплекс» означает совокупность предметов, составляющих одно целое. *Центральный атом* – это атом, к которому присоединено определённое количество молекул или ионов (атомы водорода). *Лиганд* – молекула или ион, присоединяющаяся к центральному атому комплексного иона. Рассмотрим образование комплексного иона. Лиганд обладает не поделённой электронной парой, которая образует донорно-акцепторную ковалентную связь с центральным атомом. Центральный атом и лиганды образуют *внутреннюю сферу* – комплексный ион, при написании формул его обычно заключают в квадратные скобки. Молекулы или ионы, окружающие комплексный ион, составляют *внешнюю сферу*. Лиганды различаются по размеру, поэтому их число является переменным. Число лигандов называется *координационным числом*. В качестве лигандов могут выступать ионы и молекулы.

Структура комплексного соединения подобна строению грецкого ореха: ядро окружено двумя оболочками – внутренней и внешней сферами. Ядро – это центральный атом, комплексообразователь, который вместе с лигандами образует внутреннюю сферу комплекса. Внешнюю сферу образуют частицы, нейтрализующие заряд внутренней сферы.

Рассмотрим типичный состав комплексных соединений на примере $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Частица $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ называется комплексным ионом (другие названия: комплекс, внутренняя сфера), а SO_4^{2-} – внешней сферой. Катион Cu^{2+} в комплексе называется комплексообразователем, а молекулы NH_3 лигандами. Число лигандов,

равное в этом соединении четырем, называется координационным числом комплексообразователя. Комплексообразователями являются главным образом катионы металлов, а лигандами – полярные молекулы (NH_3, H_2O) или анионы – кислотные остатки ($F^-, Cl^-, Br^-, I^-, CN^-, NO_2^-, SCN^-$), а также гидроксид-ион OH^- . Координационное число чаще всего равно 6, 4 или 2.

Классификация комплексных соединений

Классификация комплексных соединений производится по характеру заряда комплексного иона: *катионные* комплексы образуются, если вокруг катиона координируются нейтральные молекулы ($[Zn(NH_3)_4]Cl_2, [Pt(NH_3)_6]Cl_4$); *анионные* комплексы получают, если вокруг катиона координируются анионы ($Na[Al(OH)_4], K_2[BeF_4]$); *нейтральные* комплексы возникают, если вокруг атома координируются молекулы или вокруг катиона – анионы или молекулы ($[Cr(C_6H_6)_2]$). В отличие от катионных и анионных комплексов у нейтральных отсутствует внешняя сфера.

Классификация лигандов определяется числом валентностей комплексообразователя, которые насыщает данный лиганд. Лиганды, занимающие во внутренней сфере одно место, называются *монодентатными* (Cl^-, OH^-, NH_3, H_2O). К *бидентатным* лигандам, занимающим два места, относится этилендиамин $NH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$. Могут существовать и полидентатные лиганды. Кроме того, по характеру заряда лиганды бывают: *анионные и нейтральные*.

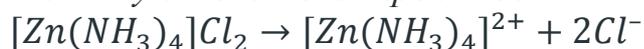
Лиганды часто носят свои названия, употребляемые только в химии комплексных соединений, например: H_2O – «аква», NH_3 – «аммин», Cl^- – «хлоро», OH^- – «гидроксо», F^- – «фторо».

Чтобы назвать комплексное соединение, первым указывают анион (в именительном падеже), затем – катион (в родительном), независимо от того, какой из этих ионов комплексный. Например, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ – хлорид тетраамминцинка, $K_3[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат(III) калия, $K_4[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат(II) калия, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – гидроксид тетраамминмеди (II), $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ – хлорид гексааквахрома(III).

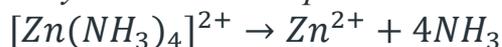
Диссоциация комплексных соединений

Процесс диссоциации комплексных соединений идёт в две стадии:

1 стадия – по типу сильных электролитов:



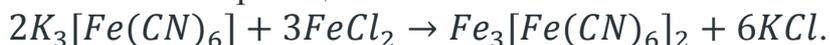
2 стадия – по типу слабых электролитов:



Количественной характеристикой устойчивости комплексных соединений служит константа нестойкости.

Комплексные соединения широко применяются в природе и в технике. Некоторые соединения, в частности, $K_3[Fe(CN)_6]$ и $K_4[Fe(CN)_6]$, используют в качестве важных аналитических реагентов для распознавания катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Качественная реакция на Fe^{2+} :



Образуется тёмно-синий осадок берлинской лазури, применяющейся в качестве красителя.

Качественная реакция на Fe^{3+} :



Образуется тёмно-синий осадок турнбулевой сини, также применяющейся в качестве красителя.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Анионные комплексы

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора нитрата ртути (II). Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в другую добавить раствор иодида калия до полного растворения, образующегося вначале оранжевого осадка иодида ртути (II). Испытать растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия. Написать уравнения реакций образования иодида ртути (II), взаимодействия иодида ртути (II) с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем). Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути (II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает? Написать уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути (II) и полученной комплексной соли тетраиодомеркуриата калия $K_2[HgI_4]$.

Опыт 2. Катионные комплексы

В пробирку внести 3-4 капли раствора сульфата никеля и такой же объем раствора гидроксида натрия для получения осадка гидроксида никеля (II). Встряхнуть пробирку и добавить к осадку 5-6 капель раствора аммиака. Что происходит? Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска раствора? Написать уравнения реакций: образования гидроксида никеля (II); взаимодействия гидроксида никеля с аммиаком; электролитической диссоциации образовавшегося комплексного основания (координационное число иона никеля Ni^{2+} равно шести).

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

В пробирку к 4-5 каплям раствора сульфата меди добавить такой же объем раствора комплексной соли гексацианоферрата (II) калия. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата (II) меди. Написать молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт 4. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

Поместить в пробирку 4-5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить 2-3 каплями раствора серной кислоты и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до обесцвечивания раствора. Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронного баланса, учитывая, что комплекс железа (II) переходит в комплекс железа (III) с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца (II).

Опыт 5. Прочность комплексных ионов. Разрушение комплексов

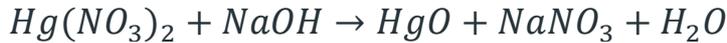
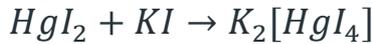
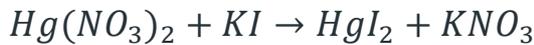
Внести в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра и добавлять по каплям раствор иодида калия, встряхивая пробирку после каждого добавления. Почему растворяется выпавший вначале осадок иодида серебра? К полученному раствору добавить 4-5 капель воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций: образования иодида серебра, перехода иодида серебра в комплексное соединение, диссоциации комплексного иона и выражение для константы нестойкости. Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона?

Образец оформления работы

Цель работы:

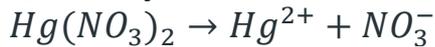
Приборы и реактивы:

Опыт 1. Анионные комплексы

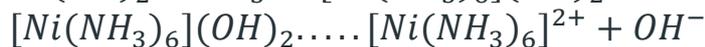
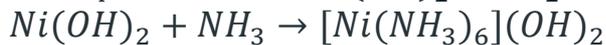


Жёлтый осадок оксида ртути (II) выпадает из раствора соли

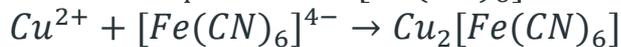
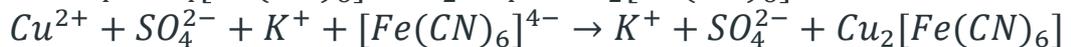
....., потому что.....



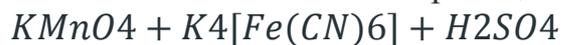
Опыт 2. Катионные комплексы



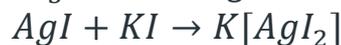
Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена



Опыт 4. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях



Опыт 5. Прочность комплексных ионов. Разрушение комплексов



Разбавление раствора(увеличивает/уменьшает) диссоциацию комплексного иона.

Вывод:.....(согласно цели)

Задания для защиты работы

Назовите соединения, напишите уравнения их диссоциации и выражения для констант нестойкости комплексных ионов.

Номер варианта	Формула комплексного соединения
1	$\text{Na}[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})\text{Br}_3]$
2	$\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2]$
3	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
4	$\text{K}[\text{VF}_6]$
5	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
6	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$
7	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
8	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}](\text{NO}_3)_3$
9	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
10	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

Лабораторная работа №6 Галогены

Целью работы является изучение способов получения и химических свойств галогенов и их соединений.

Учитывая токсичность галогенов и галогеноводородов, **опыты по получению и изучению их свойств нужно проводить в вытяжном шкафу!**

Оборудование: штатив с набором реактивов, пробирки, спиртовка, лучина, фарфоровая чашка, универсальная индикаторная бумага.

В состав главной подгруппы VII группы Периодической системы входят элементы *F, Cl, Br, I, At*, получившие название «галогены», что в переводе с греческого означает «рождающие соли». Это название подчеркивает, что для галогенов в качестве типичных соединений характерны соли: *NaCl, KCl, CaF₂* и др. Общая электронная формула валентных электронов галогенов имеет вид: ns^2np^5 . Наличие одного неспаренного электрона на *2p* подуровне обуславливает высокое сродство галогенов к электрону, поэтому для p-элементов VIIA группы характерной степенью окисления является -1 . Благодаря наличию вакантных *d*-орбиталей на внешнем уровне все галогены, кроме фтора, могут проявлять положительные степени окисления от $+1$ до $+7$. Фтор во всех своих соединениях проявляет только одну степень окисления -1 .

Фтор встречается в природе в виде фторидов. Важнейшими минералами, содержащими фтор, являются флюорит (плавиковый шпат) *CaF₂* и фторапатит *Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂* (рис. 1). В промышленности фтор получают электролизом расплавов фторидов щелочных металлов. Температура плавления чистого *KF* составляет 857°C , поэтому для понижения температуры плавления электролизу подвергают фториды состава *KF · 2HF*, что позволяет проводить процесс при 100°C . Основной проблемой получения фтора, в свое время, являлся подбор материала для аппаратного осуществления процесса электролиза. Фтор ("фторос" переводится с греческого как "всепожирающий"), обладает высочайшей реакционной способностью и взаимодействует практически со всеми простыми веществами. Поэтому оборудование для работы с фтором изготавливают из меди, никеля или стали, поверхность которых покрывается плотной пленкой фторида, препятствующей дальнейшей коррозии.



1



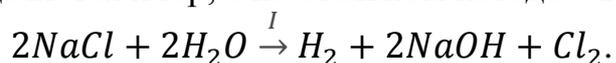
2



3

Рис. 1. Минералы галогенов: 1 – флюорит (CaF_2), 2 – галит ($NaCl$), 3 – сильвин (KCl)

Хлор встречается в природе, в основном, в виде хлоридов, образующихся при испарении соленых морей и озер: $NaCl$, KCl , $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Основным методом промышленного получения хлора является электролиз концентрированного раствора $NaCl$ с диафрагмой, разделяющей катодное и анодное пространства. На угольном аноде выделяется хлор, а на стальном катоде – водород:



В лаборатории хлор получают взаимодействием концентрированной HCl с окислителями: $KMnO_4$, MnO_2 , PbO и т.д.

Бром и йод, содержащиеся в морской воде, рапе соленых озер и буровых водах в виде бромидов и йодидов, извлекают путем обработки реакционной смеси хлором. В лабораторных условиях бром и йод получают взаимодействием галогенидов с окислителями в кислой среде.

Хлор, бром и йод ограниченно растворимы в воде. При 20°C в 100 г воды растворяется 0,7 г Cl_2 ; 3,58 г Br_2 и 0,028 г I_2 . Водные растворы хлора, брома и йода получили название хлорной, бромной и йодной воды: Cl_{2aq} , Br_{2aq} , I_{2aq} . В воде происходит диспропорционирование галогенов: $Г_2 + H_2O \leftrightarrow НГ + НГО$. Данная реакция обратима, но равновесие сильно смещено влево, так как при 25°C константы равновесия малы и составляют $3,9 \cdot 10^{-4}$ для Cl_2 и еще меньше для $Br_2 - 5,8 \cdot 10^{-9}$. Тем не менее, присутствием $НГО$ в водных растворах галогенов объясняется их высокая окислительная активность галогенов.

Значительно лучше галогены растворяются в неполярных и малополярных органических растворителях. Константа распределения брома и йода между неполярным растворителем CCl_4 и полярным – H_2O – характеризуется соотношением:

$$\frac{[Br_2]_{CCl_4}}{[Br_2]_{H_2O}} = 82,9; \frac{[I_2]_{CCl_4}}{[I_2]_{H_2O}} = 27$$

Органические растворители применяют для извлечения галогенов из водных растворов. Процесс извлечения вещества из раствора в слой другой, несмешивающейся с раствором жидкости называется экстракцией.

Галогены в виде простых веществ обладают высокой реакционной способностью. Фтор, являясь сильнейшим окислителем, взаимодействует практически со всеми простыми веществами, кроме He и Ne . Реакционная способность хлора меньше, чем у фтора, он реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов, химическая активность брома меньше, чем у фтора и хлора. Йод существенно отличается по химической активности от остальных галогенов. Он не реагирует с большинством неметаллов, а с металлами медленно реагирует только при нагревании. Таким образом, химическая активность галогенов последовательно уменьшается от фтора к йоду. Каждый галоген в ряду $F - Cl - Br - I$ может вытеснить последующий из его соединений с водородом или металлами, т.е. каждый галоген в виде простого вещества способен окислять галогенид-ион любого из последующих галогенов.

В промышленности фтороводород получают из его природного соединения флюорита обменной реакцией с концентрированной серной кислотой: $CaF_2 + H_2SO_4 = 2HF + CaSO_4$. Прямым синтезом из простых веществ получают HCl , HBr и HI – гидролизом бромида или йодида фосфора: $PG_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HG \uparrow$.

В лабораторных условиях газообразные галогеноводороды, как правило, получают действием нелетучих кислот на твердые галогениды

металлов, Необходимо отметить, что для получения HCl используют раствор концентрированной 70-85%-ной серной кислоты, так как при использовании разбавленной H_2SO_4 значительная часть HCl остается в растворе. При получении HBr и HI , обладающих сильными восстановительными свойствами, используют нелетучие кислоты-неокислители, например, H_3PO_4 .

Хлор, бром и йод образуют кислородсодержащие кислоты состава HGO_x . В индивидуальном виде выделено несколько кислот: $HClO_4$, HIO_3 , H_5IO_6 , остальные кислоты существуют только в водных растворах. В ряду $HGO - HGO_2 - HGO_3 - HGO_4$ возрастает сила и устойчивость кислот, но уменьшается их окислительная активность, Кислородсодержащие соли более устойчивы, чем соответствующие кислоты, и представляют собой бесцветные кристаллические вещества.

Среди многочисленных соединений галогенов в положительных степенях окисления особое место занимает хлорат калия $KClO_3$ (бертолетова соль). Это соединение является сильным окислителем, его использование связано тем, что при нагревании он разлагается с выделением большого количества кислорода:



Опыт 1. Получение галогенов

а) Получение хлора

В две пробирки внесите по одному микрошпателю KCl . В первую пробирку поместите один микрошпатель $KMnO_4$, во вторую – $K_2Cr_2O_7$. Вещества в пробирках перемешайте путем встряхивания. В обе пробирки добавьте по 3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте выделение газообразного хлора.

В отчете напишите уравнения реакций, учитывая, что продуктом восстановления MnO_4^- является Mn^{2+} , а $Cr_2O_7^{2-} - Cr^{3+}$. Уравняйте реакции методом полуреакций. Укажите окраску газообразного хлора.

б) Получение брома и йода

В две пробирки внесите по одному микрошпателю KBr и KI . В первую пробирку поместите один микрошпатель $KMnO_4$, во вторую – $K_2Cr_2O_7$. Вещества в пробирках перемешайте встряхиванием. В обе пробирки добавьте по 3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте выделение галогенов.

В отчете напишите уравнения реакций и укажите окраску паров брома и йода. Все реакции уравняйте методом полу реакций.

В выводе сформулируйте сущность лабораторного метода получения галогенов и объясните, почему этот метод неприменим для

получения фтора.

Опыт 2. Сравнение растворимости галогенов в воде и органическом растворителе

В пробирку внесите 6 капель йодной воды и добавьте 6 капель органического растворителя (гексана). Раствор перемешайте стеклянной палочкой.

В отчете приведите название процесса перехода растворенного вещества из одного растворителя в другой, Укажите окраску водного и неводного растворов.

В выводе сформулируйте причину малой растворимости галогенов в воде.

Опыт 3. Сравнение окислительной активности галогенов

В одну пробирку внесите 5 капель раствора KBr , в другую – 5 капель раствора KI . В каждую пробирку добавьте по 5 капель органического растворителя (гексана). В каждую пробирку поместите по 3 капли хлорной воды. Перемешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой. Наблюдайте окрашивание слоя органического растворителя. По его окраске определите, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой пробирке.

В отчете напишите уравнения реакций. Укажите окраску слоя органического растворителя в каждой пробирке.

Опыт 4. Получение галогеноводородов

а) Получение хлороводорода

В пробирку внесите один микрошпатель кристаллического хлорида натрия и добавьте 5 капель концентрированной серной кислоты.

Поднесите к пробирке смоченную водой универсальную индикаторную бумагу и наблюдайте за изменением её окраски.

В отчете напишите уравнение реакции. Укажите окраску индикатора и объясните причину ее появления. Почему в опыте используется твердый хлорид натрия и концентрированная кислота, а не раствор соли и не разбавленная кислота?

б) Получение бромоводорода и йодоводорода

В две сухие пробирки внесите по одному микрошпателью кристаллических солей: бромида и йодида натрия. Добавьте к ним по 5 капель концентрированной ортофосфорной кислоты. Пробирки слегка подогрейте на пламени спиртовки.

Поднесите к пробирке смоченную водой универсальную

индикаторную бумагу и наблюдайте за изменением её окраски.

В отчете напишите уравнения реакций, объясните изменение окраски индикатора. Объясните, почему в опытах используется не серная кислота (как при получении хлороводорода), а ортофосфорная.

Опыт 5. Сравнение восстановительной активности галогенидов

а) Восстановление серной кислоты галогенидами

В три пробирки поместите по одному микрошпателю кристаллических солей: $NaCl$, $NaBr$ и NaI . В каждую пробирку добавьте по 5 капель концентрированной серной кислоты. Наблюдайте выделение белого тумана (HCl) в первой пробирке, паров бурого (Br_2) – во второй и фиолетового (I_2) цвета – в третьей.

В отчете напишите уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии серной кислоты с хлоридом натрия протекает реакция обмена. Бромид и йодид натрия восстанавливают серную кислоту до SO_2 и H_2S , соответственно. Уравняйте окислительно-восстановительные реакции методом полуреакций. Объясните причину различия в характере взаимодействия одностипных соединений – галогенидов металлов – с концентрированной серной кислотой.

б) Восстановление хлорида железа (III)

В три пробирки внесите по 5 капель раствора $FeCl_3$ и по 2 капли разбавленного раствора серной кислоты. Добавьте по 3-4 капли растворов KI (в первую пробирку), KBr (вторую) и KCl (третью пробирку). По изменению окраски раствора определите, в какой пробирке произошло восстановление $FeCl_3$ до $FeCl_2$ и окисление галогенид-иона.

В отчете напишите уравнение реакции. Сравните значения окислительно-восстановительных потенциалов (см. Приложение) галогенид-ионов с потенциалом перехода Fe^{3+}/Fe^{2+} и объясните различия во взаимодействии $FeCl_3$ с галогенидами металлов.

В выводе сформулируйте закономерность в изменении восстановительных свойств галогенидов.

Опыт 6. Исследование свойств хлората калия

а) Взаимодействие сахара с бертолетовой солью

В фарфоровую чашку поместите 2 микрошпателя кристаллического хлората калия (бертолетовой соли) и столько же сахарной пудры. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и добавьте одну каплю концентрированной серной кислоты. Наблюдайте вспышку

смеси.

В отчете напишите уравнение реакции и объясните иницирующее действие серной кислоты.

б) Диспропорционирование $KClO_3$ при нагревании в присутствии катализатора

В пробирку поместите 2 микрошпателя кристаллического хлората калия и несколько кристалликов MnO_2 , смесь перемешайте. Пробирку закрепите в пробиркодержателе и нагрейте в пламени спиртовки. Опустите в пробирку тлеющую лучину, наблюдайте бурное разложение хлората калия.

В отчете напишите уравнение реакции и объясните причину вспыхивания тлеющей лучины.

в) Взаимодействие $KClO_3$ с йодидом калия

В пробирку внесите 5 капель раствора KI , прибавьте 3 капли раствора хлората калия и 3 капли разбавленной серной кислоты. Наблюдайте появление бурой окраски (I_2) раствора.

В отчете напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа №7

Сера

Целью работы является изучение способов получения и химических свойств серы и её наиболее распространенных соединений.

Оборудование: штатив с реактивами, пробирки, спиртовка, металлическая пластина, универсальная индикаторная бумага, колба Вюрца.

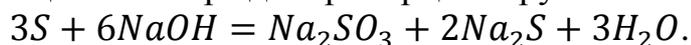
Сера – элемент 3-го периода VIA группы Периодической системы, входит в состав семейства халькогенов (от греч. *χαλκοζ* – медь, руда и *γενος* – рождающий), в котором кроме серы находятся *O, Se, Te* и *Po*. Сера является весьма распространенным химическим элементом (кларк $4,7 \cdot 10^{-2}$), встречается в земной коре, как в самородном состоянии, так и в виде соединений – сульфидов, полисульфидов, сульфатов (рис. 1). Вода морей и океанов содержит сульфаты натрия, магния. Известно более 200 минералов серы, образующихся при эндогенных процессах. Отличительной особенностью серы является ее способность образовывать прочные гомоатомные связи $[-S-S-]$, уступающие по энергии только C-C-связям и Si-O-Si. Поэтому для соединений серы характерно образование цепочечных (полисульфиды, сульфаны, политионовые кислоты) и циклических структур. Наиболее стабильны циклические короннообразные молекулы S_8 , из которых образованы ромбическая и моноклинная сера.



Рис. 1. Минералы серы: 1 – самородная сера, 2 – пирит (FeS_2), 3 – халькопирит ($CuFeS_2$), 4 – халькозин (Cu_2S)

Внешняя электронная оболочка атомов серы имеет конфигурацию $3s^2 3p^4$, поэтому с учетом возможности промотирования электронов на $3d$ -подуровень, сера проявляет валентность II, IV, VI, а характерными степенями ее окисления являются: -2 , 0 , $+2$, $+4$ и $+6$.

В химическом отношении сера является довольно активным неметаллом, проявляющим как окислительные, так и восстановительные свойства. При комнатной температуре сера реагирует только с фтором и хлором, образуя, соответственно, SF_6 и SCl_2 . При нагревании сера реагирует с углеродом, кремнием, фосфором, водородом, концентрированными кислотами-окислителями (HNO_3 , H_2SO_4). На воздухе сера горит, образуя сернистый ангидрид: $S + O_2 = SO_2$. В горячих растворах щелочей сера диспропорционирует:



Окислительные свойства сера проявляет при взаимодействии с металлами.

Сероводород (H_2S) – бесцветный газ с резким запахом, плохо растворим в воде. При $t > 400^\circ C$ H_2S разлагается на простые вещества. При растворении сероводорода в воде образуется слабая двухосновная сероводородная кислота. Сероводород, сероводородная кислота, а также её соли – сульфиды – проявляют только восстановительные свойства, что обусловлено низкой степенью окисления серы (-2) в них. На воздухе H_2S горит синим пламенем, образуя диоксид серы, а в растворе медленно окисляется кислородом воздуха до серы. Поэтому сероводородную кислоту хранят в герметичной посуде из темного стекла.

Различают два вида сульфидов – средние (M_xS_y) и кислые (MHS и $M(HS)_2$), последние образуются только щелочными и щелочно-земельными металлами. Многие сульфиды, в отличие от оксидов, интенсивно окрашены, что связано с большей поляризуемостью аниона серы (ввиду его большего радиуса), по сравнению с кислородом.

Сульфиды по растворимости можно подразделить на четыре группы:

1) растворимые в воде (к ним относятся сульфиды щелочных металлов, бария, аммония);

2) нерастворимые в воде, но растворимые в соляной и разбавленной серной кислотах (к ним относятся сульфиды цинка, двухвалентного железа и марганца и некоторые другие);

3) нерастворимые в воде, в HCl и в разбавленной H_2SO_4 , но растворимые в кислотах-окислителях (HNO_3 , концентрированная H_2SO_4 , хлорноватая, селеновая);

4) растворимые в водных растворах сульфидов щелочных и щелочноземельных металлов и сульфида аммония с образованием сульфосолей.

Диоксид серы (SO_2) образуется при сжигании серы на воздухе, а также при обжиге сульфидных руд (FeS_2 , Cu_2S и др.), SO_2 – бесцветный газ с удушающим запахом, легко растворяется в воде с образованием сернистой кислоты. Диоксид серы имеет относительно высокую температуру кипения ($t_{кип} = -10^\circ C$), легко сжижается под давлением при обычной температуре. SO_2 хорошо растворим в воде (11,5 г/100 г воды), при этом часть молекул диоксида серы взаимодействуют с водой, образуя сернистую кислоту концентрацией не выше 6%. H_2SO_3 – это слабая кислота, образующая средние и кислые соли (сульфиты и гидросульфиты). Сернистая кислота, диоксид серы и сульфиты являются хорошими восстановителями.

Серная кислота (H_2SO_4) – сильная двухосновная кислота, образующая средние и кислые соли – сульфаты и гидросульфаты;

большинство ее солей растворимы в воде, за исключением сульфатов стронция, бария, радия, свинца. Безводная H_2SO_4 – бесцветная маслянистая жидкость, смешивающаяся с водой в любых отношениях (за счет образования водородных связей). При растворении в воде образуются гидраты с выделением очень большого количества теплоты; поэтому во избежание разбрызгивания кислоты при растворении ее в воде осторожно добавляют кислоту в воду, а не наоборот. Концентрированная кислота хорошо поглощает пары воды и поэтому применяется для осушения газов. По этой же причине она приводит к обугливанию органических веществ, особенно углеводов (крахмала, сахара и т.п.). Серная кислота является сильным окислителем. Концентрированная H_2SO_4 окисляет NaI , $NaBr$ до I_2 и Br_2 соответственно, уголь – до CO_2 , серу – до SO_2 , а также практически все металлы (кроме благородных) – до сульфатов. Разбавленная серная кислота окисляет только металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода.

Тиосульфат натрия ($Na_2S_2O_3$ – гипосульфит, антихлор), является солью неустойчивой тиосерной кислоты. В лаборатории тиосульфат натрия получают кипячением концентрированного раствора Na_2SO_3 с порошкообразной серой. При подкислении раствора тиосульфата натрия образуется тиосерная кислота, которая легко распадается с образованием серы, диоксида серы и воды, $Na_2S_2O_3$ – сильный восстановитель, поэтому окисляется даже такими слабыми окислителями, как I_2 . При взаимодействии йода с тиосульфатом натрия образуется тетраионат натрия ($Na_2S_4O_6$) – соль тетраионовой кислоты. Иначе протекает реакция $Na_2S_2O_3$ с хлором. Продуктами данного взаимодействия являются хлорид натрия, серная и соляная кислоты.

Опыт 1. Изучение окислительно-восстановительных свойств серы

а) Окислительные свойства серы

На металлическую пластинку поместите 2 микрошпателя порошка алюминия и 4 – серы, порошки перемешайте. Пластинку нагрейте в пламени спиртовки. Наблюдайте воспламенение смеси порошков,

В отчёте напишите уравнение реакции. Укажите окраску порошка сульфида алюминия.

б) Восстановительные свойства серы

В пробирку поместите один микрошпатель порошка серы и добавьте 6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте на пламени спиртовки до полного исчезновения серы. Наблюдайте

выделение газа. К полученному раствору добавьте 2 капли раствора хлорида бария. Наблюдайте образование осадка.

В отчёте напишите уравнение взаимодействия серы с азотной кислотой, учитывая, что продуктами реакции являются серная кислота, диоксид азота и вода. Расставьте коэффициенты методом полуреакций. Укажите цвет газообразного вещества. Напишите уравнение взаимодействия хлорида бария с азотной кислотой. Укажите цвет осадка. **Сделайте общий вывод** о химических свойствах серы.

Опыт 2. Получение сероводорода и изучение его свойств

а) Получение сероводорода и его горение

На дно колбы Вюрца, закрепленной в штативе, насыпьте кусочки сульфида железа (II). Добавьте концентрированной соляной кислоты и закройте колбу пробкой. Поднесите к отводной трубке колбы Вюрца горящую спичку. Наблюдайте горение выделяющегося газа.

В отчете напишите уравнение реакции получения сероводорода. Укажите цвет пламени. Напишите уравнение горения сероводорода, учитывая, что в результате реакции образуется диоксид серы и вода.

б) Восстановительные свойства сероводорода

В пробирку внесите 5 капель раствора перманганата калия и 10 капель раствора серной кислоты. Добавьте по каплям сероводородную воду до изменения окраски раствора.

В отчете напишите уравнение взаимодействия перманганата калия с сероводородом в кислой среде, учитывая, что продуктами реакции являются сера, сульфат марганца (II), сульфат калия и вода. Расставьте коэффициенты перед веществами методом полуреакций. Укажите цвет осадка. **Сделайте общий вывод** о свойствах сероводорода.

Опыт 3. Получение сульфидов и изучение их растворимости

а) Получение сульфидов

В 3 пробирки внесите по 5 капель растворов сульфата цинка, сульфата марганца (II), нитрата свинца (II). В каждую пробирку добавьте по 2 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадков. Полученные сульфиды сохраните для следующего опыта.

В отчете напишите уравнения реакций, Укажите окраску полученных осадков.

б) Исследование растворимости сульфидов в HCl

В пробирки с полученными в опыте а) сульфидами, добавьте соляную кислоту. Наблюдайте растворение осадков в некоторых пробирках.

В отчёте напишите уравнения реакций в молекулярном и в ионном

виде.

в) Исследование растворимости сульфидов в HNO_3

В пробирки, в которых осадки сульфидов не растворились в соляной кислоте, добавьте концентрированную азотную кислоту. Наблюдайте растворение осадков и выделение газа.

В отчёте напишите уравнение реакции. Коэффициенты перед веществами найдите методом полуреакций. Укажите цвет выделившегося газа.

г) Получение Sb_2S_3 и исследование его растворимости в Na_2S

В пробирку внесите 5 капель раствора хлорида сурьмы (III) и добавьте 2 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка. Добавьте в пробирку избыток раствора сульфида натрия. Наблюдайте растворение осадка.

В отчёте напишите уравнение реакции получения сульфида сурьмы (III). Укажите цвет осадка. Напишите уравнение взаимодействия сульфида сурьмы (III) с сульфидом натрия. **Сделайте общий вывод** о свойствах сульфидов.

Опыт 4. Изучение свойств соединений серы (IV)

а) Восстановительные свойства сульфита натрия

В пробирку с 5 каплями перманганата калия добавьте 10 капель серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия.

В отчёте напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктами взаимодействия являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. Коэффициенты перед веществами найдите методом полуреакций. Опишите наблюдения.

б) Диспропорционирование сульфита натрия

Поместите 1 микрошпатель кристаллического сульфита натрия в пробирку и нагрейте её в пламени спиртовки в течение 5 минут. После того как пробирка остынет, растворите её содержимое в воде. Полученный раствор разделите на две части. В одну пробирку добавьте 2 капли раствора нитрата марганца (II) для обнаружения сульфид-ионов. В другую – 2 капли раствора хлорида бария для обнаружения сульфат-ионов.

В отчёте напишите уравнение реакции. Укажите цвет осадков.

в) Окислительные свойства сульфита натрия

Растворите 1 микрошпатель кристаллического сульфита натрия в воде и добавьте 5 капель раствора сульфида натрия.

В отчёте напишите уравнение реакции. Укажите цвет осадка. Какую функцию проявляет сульфит по отношению к сульфиду? Почему

раствор сульфита натрия должен быть свежеприготовленным? **Сделайте общий вывод** о свойствах сульфитов.

Опыт 5. Изучение свойств серной кислоты

а) Дегидратирующие свойства серной кислоты

Стеклянной палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, нарисуйте кружок на листочке бумаги. Бумагу слегка нагрейте в пламени спиртовки.

В отчёте напишите наблюдения.

б) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В 3 пробирки поместите по 2 кусочка магния, цинка и меди. В каждую пробирку добавьте по 8 капель раствора разбавленной серной кислоты.

В отчёте напишите уравнения реакций H_2SO_4 с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью?

в) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами

В пробирку поместите 2 кусочка медной стружки и добавьте 8 капель концентрированной серной кислоты. Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Поднесите к отверстию пробирки смоченную водой универсальную индикаторную бумагу, наблюдайте изменение её окраски.

В отчёте напишите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты методом полуреакций. Опишите наблюдения. **В выводе** сформулируйте главное отличие концентрированной серной кислоты от разбавленной в окислительно-восстановительных реакциях с металлами.

Опыт 6. Гидролиз солей, содержащих серу

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите по капле растворов сульфида, сульфита и сульфата натрия (раствор сульфита натрия приготовьте непосредственно перед опытом). По индикаторной шкале определите pH растворов.

В отчёте напишите уравнения реакций гидролиза по первой ступени в молекулярном и ионном виде. **Сделайте вывод.**

Опыт 7. Тиосульфат натрия и его свойства

а) Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

В пробирку поместите 10 капель раствора тиосульфата натрия и добавьте одну каплю разбавленного раствора серной кислоты. Наблюдайте появление опалесценции раствора и выпадения осадка.

В отчёте напишите уравнение реакции, учитывая, что в результате взаимодействия образуются сера, сульфат натрия, диоксид серы и вода.

б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия

В пробирку поместите 6 капель водного раствора йода и добавьте 2 капли раствора тиосульфата натрия, Наблюдайте обесцвечивание раствора.

В отчёте напишите уравнение реакции, учитывая, что в результате взаимодействия образуется тетрагидрат натрия и йодид натрия. Расставьте коэффициенты методом полуреакций.

Лабораторная работа № 8 p-Элементы V группы

Целью работы является изучение способов получения и химических свойств простых веществ и соединений p-элементов V группы.

Оборудование: штатив с реактивами, пробирки, спиртовка, сосуд Дьюара с жидким азотом, резиновая трубка, универсальная индикаторная бумага, стеклянная палочка, фарфоровые чашки, стеклянная воронка, стеклянный колпак, часовое стекло, лучина, спиртовка, фильтровальная бумага.

Соединения азота

Среди многочисленных соединений азота особый интерес, в связи с широким применением, вызывают аммиак, соли азотистой кислоты – нитриты, азотная кислота HNO_3 и её соли – нитраты.

В промышленности аммиак получают путём каталитического синтеза из азота и водорода. В лабораториях для получения аммиака используют реакции между солями аммония (например, NH_4Cl) и щелочами. Реагенты берутся в виде твердых веществ либо в виде концентрированных растворов. Реакция протекает в две стадии: 1) образование гидроксида аммония; 2) его разложение с выделением NH_3 .

Аммиак бесцветен, но, тем не менее, он легко обнаруживается различными способами: 1) по запаху; 2) с помощью влажной индикаторной бумаги по ее окрашиванию под действием газообразного аммиака; 3) с помощью газообразного хлороводорода, с которым аммиак соединяется, образуя кристаллический хлорид аммония в виде белого дыма (стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором соляной кислоты, подносят к пробирке, в которой идет реакция).

Аммиак обладает восстановительными свойствами. В газообразном состоянии при нагревании он восстанавливает металлы из оксидов, а в растворённом, в кислой среде, обесцвечивает раствор перманганата натрия и изменяет окраску дихромата калия, образуя соли марганца (II), и хрома (III). Аммиак при этом окисляется с образованием азота.

Азотистая кислота HNO_2 и её соли нитриты обладают окислительно-восстановительной двойственностью: в реакциях с сильными восстановителями (KI , $SnCl_2$, H_2S) они окислители

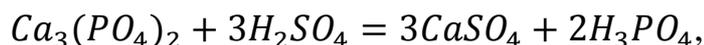
(восстанавливаются до оксида азота (II)), а с сильными окислителями ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KClO_3$) – восстановители (окисляются до нитратов).

Для азотной кислоты и её солей характерны окислительные свойства. В этом качестве азотная кислота используется в реакциях с металлами и неметаллами, а нитраты – для вскрытия минералов. Вскрытием минералов называются реакции, в которых химически инертные минералы пиролюзит MnO_2 , хромит $FeCr_2O_4$, рутил TiO_2 , циркон $ZrSiO_4$ и другие превращаются в растворимые соединения, удобные для дальнейшей переработки. Вскрытие минералов чаще всего производится их сплавлением со смесью щелочей и нитратов.

Соединения фосфора

Среди соединений фосфора наибольшее практическое значение имеют ортофосфорная кислота и её соли.

Ортофосфорную кислоту в промышленности получают действием серной кислоты на природное соединение фосфат кальция (суперфосфат):



а в лабораториях для этой цели используют реакцию красного фосфора с азотной кислотой. Обнаружить ортофосфорную кислоту можно раствором молибдата аммония, с которым она образует комплексное соединение ярко-жёлтого цвета.

Ортофосфорная кислота – слабая, поэтому её растворимые соли (ортофосфаты щелочных металлов) гидролизуются по аниону. Но большинство фосфатов не растворяется в воде, кислотах, щелочах и агрессивных средах. Образование нерастворимых фосфатов на поверхности металлов применяется для защиты металлов от коррозии. В технике эту операцию называют фосфатированием.

Соединения мышьяка, сурьмы, висмута

У мышьяка, сурьмы и висмута, вследствие увеличения радиуса атомов, закономерно изменяются химические свойства: мышьяк является неметаллом, сурьма – сильно амфотерный металл, а висмут – металл со слабыми признаками амфотерности. С соединениями мышьяка в учебных лабораториях опытов не проводят, так как они очень ядовиты. У сурьмы и висмута наибольший интерес представляют их соединения в степени окисления +3 и +5: гидроксиды, соли и сульфиды.

Опыт 1. Получение азота

В пробирку поместите по 6 капель насыщенных растворов нитрита калия и хлорида аммония. Нагрейте пробирку в пламени спиртовки.

Наблюдайте бурное выделение газообразного вещества. Внесите в выделившийся газ горящую лучину.

В отчёте опишите наблюдения, напишите уравнения реакций получения нитрита аммония и его разложения при нагревании.

Опыт 2. Свойства жидкого азота

Из сосуда Дьюара вылейте на пол немного жидкого азота. Наблюдайте испарение вещества. Опустите в жидкий азот резиновую трубку, через некоторое время выньте её и постучите о твердую поверхность.

В отчёте опишите наблюдения.

Опыт 3. Получение аммиака

Смесь кристаллического хлорида аммония и гидроксида натрия поместите в пробирку и нагрейте в пламени спиртовки, Смочите дистиллированной водой полоску универсальной индикаторной бумаги и поднесите её к отверстию пробирки. Наблюдайте изменение окраски индикатора.

В отчёте напишите уравнение реакции образования аммиака и объясните причину изменения окраски индикаторной бумаги.

Опыт 4. Свойства аммиака

а) Основные свойства

В две фарфоровые чашки поместите концентрированные растворы аммиака и соляной кислоты. Накройте чашки стеклянным колпаком и наблюдайте образование белого дыма.

В отчёте опишите наблюдения, напишите уравнения реакций получения хлорида аммония.

б) Восстановительные свойства

В две пробирки поместите по 6 капель растворов перманганата калия и дихромата калия, в каждую пробирку добавьте по 10 капель разбавленного раствора серной кислоты и по 5 капель раствора аммиака. Наблюдайте обесцвечивание первого и изменение окраски второго раствора.

В отчёте напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом полуреакций.

в) Образование комплексов

В пробирку поместите 5 капель раствора хлорида натрия, добавьте 3 капли раствора нитрата серебра. К выпавшему осадку прибавляйте по каплям раствор аммиака. Наблюдайте растворение осадка.

В отчёте напишите уравнения реакций образования хлорида

серебра и комплексного соединения: хлорида диаамминсеребра.

Опыт 5. Свойства нитритов

а) Окислительные свойства

В пробирку поместите 5 капель раствора иодида калия, 8 капель разбавленного раствора серной кислоты и 3 капли раствора нитрита натрия. Наблюдайте за изменением окраски раствора.

В отчёте напишите уравнения реакций: а) взаимодействия нитрита с иодидом в присутствии серной кислоты; б) окисления образующегося оксида азота (II) кислородом воздуха на выходе из пробирки. Первую реакцию уравняйте методом полуреакций.

б) Восстановительные свойства

В пробирку поместите 5 капель раствора перманганата калия, 8 капель разбавленного раствора серной кислоты и 3 капли раствора нитрита натрия. Наблюдайте за изменением окраски раствора.

В отчёте напишите уравнение реакции, расставьте коэффициенты методом полуреакций.

В выводе объясните причину окислительно-восстановительной двойственности нитритов.

Опыт 6. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

Поместите в одну пробирку стружку меди, в другую – магния. В первую пробирку добавьте 5 капель концентрированного раствора азотной кислоты, в другую – столько же разбавленного раствора. Пробирку с медной стружкой нагрейте в пламени спиртовки.

В отчёте опишите наблюдения, составьте уравнения реакций, расставьте в них коэффициенты методом полуреакций.

В выводе отразите влияние природы металла (положение в ряду напряжений) и концентрации азотной кислоты на состав продуктов её восстановления.

Опыт 7. Свойства нитратов

а) Термическое разложение нитратов

Используя насыщенный раствор нитрата калия, на фильтровальной бумаге изобразите рисунок (змейку). Высушите бумагу, затем поднесите край рисунка к пламени спиртовки. Наблюдайте за передвижением фронта пламени по рисунку.

В отчёте напишите уравнение разложения нитрата калия при нагревании.

б) Качественная реакция на нитрат-ион

В лабораторную чашку поместите 8 капель готовой смеси

растворов дифениламина ($(C_6H_5)_2NH$) и концентрированной серной кислоты и 2 капли раствора нитрата натрия.

В отчёте опишите наблюдения.

Опыт 8. Свойства фосфора

а) Горение красного фосфора

В фарфоровую чашку поместите немного красного фосфора, поставьте чашку на керамическую плитку, подожгите фосфор при помощи лучины. Наблюдайте горение фосфора, отметьте цвет пламени. Накройте чашку стеклянной воронкой, наблюдайте накопление на её стенках продукта горения. По окончании реакции поместите продукт со стенок воронки в пробирку, добавьте к нему 10 капель воды, определите рН среды при помощи индикаторной бумаги.

В отчёте опишите наблюдения, составьте уравнения реакций.

б) Переход красного фосфора в белый

Небольшое количество красного фосфора поместите в пробирку, закройте пробирку ватным тампоном. Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Наблюдайте образование белого дыма (оксида фосфора), а затем желтоватых капель белого фосфора.

В отчёте опишите наблюдения, напишите уравнение реакции окисления белого фосфора кислородом воздуха.

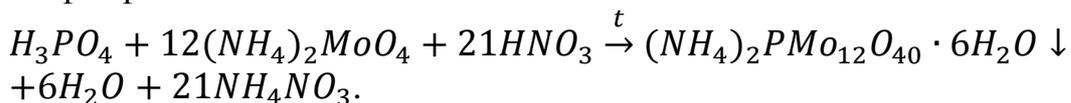
в) Взаимодействие красного фосфора с хлоратом калия

Смешайте по одному микрошпателю красного фосфора и хлората калия (бертолетовой соли) на металлической пластинке. Ударьте по полученной смеси молотком. Наблюдайте взрыв.

В отчёте запишите уравнение реакции.

г) Взаимодействие красного фосфора с азотной кислотой, качественная реакция на фосфаты

В пробирку поместите кусочек красного фосфора и добавьте 5 капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Наблюдайте выделение диоксида азота. К полученному в пробирке раствору прибавьте 10 капель раствора молибдата аммония. Наблюдайте за протеканием качественной реакции на фосфат-ион:



В отчёте опишите наблюдения, напишите уравнение реакции фосфора с HNO_3 , уравняйте его методом полуреакций.

Опыт 9. Свойства фосфатов

а) Гидролиз

На полоску универсальной индикаторной бумаги капните по 1 капле растворов фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата натрия. Определите pH растворов.

В отчёте напишите молекулярные и ионные уравнения ступенчатого гидролиза фосфата натрия. Используя табличные значения констант ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты ($K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$), вычислите константу гидролиза, и степень гидролиза соли в 1 М растворе по каждой ступени.

б) Получение нерастворимых фосфатов

В 2 пробирки поместите по 5 капель раствора гидрофосфата натрия и добавьте в одну пробирку 3 капли раствора хлорида бария, в другую – столько же капель раствора нитрата серебра. Наблюдайте выпадение осадков $BaHPO_4$ и Ag_3PO_4 . Добавьте в каждую пробирку по 10 капель разбавленного раствора азотной кислоты. Наблюдайте растворение осадков.

В отчёте напишите уравнения реакций.

Опыт 10. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и исследование их свойств

а) Получение гидроксида сурьмы (III)

В две пробирки поместите по 5 капель раствора хлорида сурьмы (III) и добавьте в каждую пробирку по 3 капли раствора щёлочи до выпадения осадка. В одну из пробирок добавьте избыток щёлочи, в другую – избыток соляной кислоты. Наблюдайте растворение осадка в обеих пробирках.

В отчёте напишите все уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод об кислотно-основных свойствах гидроксида сурьмы (III).

б) Получение гидроксида висмута (III)

В две пробирки поместите по 5 капель раствора нитрата висмута (III) и добавьте в каждую пробирку по 3 капли раствора щёлочи до выпадения осадка. В одну из пробирок добавьте избыток щёлочи, в другую – избыток соляной кислоты.

В отчёте напишите уравнения реакций получения гидроксида висмута (III) и его взаимодействия с соляной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Почему с кислотой гидроксид висмута взаимодействует, а со щёлочью реакция не идёт?

Опыт 11. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки поместите по 10 капель раствора хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III). В каждую пробирку добавьте по 4 капли воды. Наблюдайте выпадение осадков. Прибавьте в первую пробирку несколько капель концентрированной соляной кислоты, во вторую – концентрированной азотной кислоты.

В отчёте напишите в молекулярном и ионном виде уравнения всех реакций, учитывая, что гидролиз солей сурьмы и висмута протекает в три ступени: 1) образуется гидроксоль, 2) образуется дигидроксоль, 3) дигидроксоль разлагается с образованием оксохлорида сурьмы (III) $SbOCl$ или оксонитрата висмута (III) $BiONO_3$.

В выводе объясните, какая из солей гидролизуется в большей степени и почему.

Опыт 12. Получение и изучение свойств сульфидов сурьмы (III) и висмута (III)

а) Сульфид сурьмы (III)

В пробирку с 3 каплями раствора хлорида сурьмы (III) прибавьте 5 капель раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование осадка сульфида сурьмы (III). Растворите осадок в избытке раствора сульфида натрия, к полученному раствору прибавьте 6 капель концентрированной соляной кислоты. Наблюдайте образование осадка сульфида сурьмы (III).

В отчёте напишите уравнения реакций: а) получения сульфида сурьмы (III); б) его растворения в избытке сульфида натрия;

в) разложения сульфосоли соляной кислотой. Отметьте окраску сульфида сурьмы.

б) Сульфид висмута (III)

В две пробирки поместите по 3 капли раствора нитрата висмута (III) и прибавьте в каждую пробирку по 5 капель раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование осадка сульфида висмута (III). Добавьте в первую пробирку избыток раствора сульфида натрия, во вторую – концентрированную азотную кислоту.

В отчёте напишите уравнения реакций получения сульфида висмута (III) и его взаимодействия с HNO_3 , имея в виду, что вторая реакция является окислительно-восстановительной, в которой образуются нитрат висмута (III), серная кислота и оксид азота (II). Уравняйте реакцию методом полуреакций.

В выводе объясните, почему сульфид висмута (III) не образует сульфосоль при взаимодействии с раствором сульфида натрия.

Лабораторная работа №9 Углерод, кремний

Цель работы: изучить химические свойства соединений углерода и кремния.

Задание: получить оксид углерода (IV) и исследовать его кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства; получить кремниевую кислоту и сравнить ее силу с угольной кислотой. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

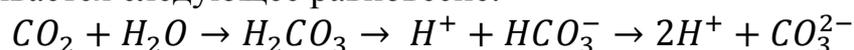
Теоретическое введение

Углерод и кремний находятся в главной подгруппе IV группы. Их атомы имеют на внешнем уровне 4 электрона (ns^2np^2), могут проявлять степени окисления от -4 до $+4$. Наиболее характерной степенью окисления является $+4$.

Углерод и кремний при обычных условиях весьма инертные, не растворяются в воде, разбавленных кислотах, вступают в реакцию только с очень энергичными окислителями. При нагревании химическая активность их повышается.

Углерод и кремний образуют оксиды CO , CO_2 , SiO_2 . Оксид углерода (II) CO – несолеобразующий оксид. При обычных условиях не взаимодействует ни с кислотами, ни со щелочами, является энергичным восстановителем.

Оксид углерода (IV) CO_2 – кислотный оксид, реагирует со щелочами, водой. В водном растворе оксида углерода (IV) устанавливается следующее равновесие:

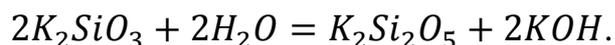


H_2CO_3 – слабая непрочная кислота, существует только в разбавленных растворах. Будучи двухосновной кислотой, угольная кислота образует два ряда солей – карбонаты и гидрокарбонаты. Из карбонатов в воде растворимы только карбонаты щелочных металлов и аммония, гидрокарбонаты растворимы почти все. Оксид углерода (IV) проявляет окислительные свойства при взаимодействии только с очень сильными восстановителями. Например, в его атмосфере горит магний, при этом CO_2 восстанавливается до CO или до свободного углерода. В лаборатории CO_2 получают в аппарате Киппа по реакции



Оксид кремния (IV) SiO_2 по своему характеру является кислотным оксидом, химически устойчив. С водой SiO_2 непосредственно не

соединяется. Соответствующая оксиду кремния кремниевая кислота H_2SiO_3 может быть получена действием кислот на растворы ее солей. Кремниевая кислота малорастворима в воде. Осадок имеет вид бесцветного студня, причем состав его отвечает не простой формуле H_2SiO_3 , а более общей $nSiO_2 \cdot mH_2O$. Кремниевая кислота очень слабая, ее соли называются силикатами. Из силикатов растворимы только соли щелочных металлов Na_2SiO_3 и K_2SiO_3 , называемые растворимым стеклом. Их растворы подвергаются гидролизу и имеют щелочную реакцию:



Выполнение работы

Опыт 1. Растворение оксида углерода (IV) в воде

В пробирку налить 3-4 мл воды, добавить несколько капель синего лакмуса и пропустить в воду углекислый газ из аппарата Киппа.

Требование к результатам опыта

Написать уравнение реакции взаимодействия воды с CO_2 и объяснить изменение окраски лакмуса.

Опыт 2. Тушение огня оксидом углерода (IV) (групповой)

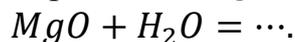
Сухой стакан наполнить CO_2 из аппарата Киппа. В фарфоровую чашку, налить 15-20 капель спирта и поджечь его. Затем "вылить" из стакана CO_2 на горящий спирт. Что наблюдается?

Опыт 3. Окислительные свойства оксида углерода (IV) (групповой)

Наполнить стакан CO_2 . Взять щипцами ленту магния, поджечь ее на спиртовке и быстро внести в стакан с CO_2 , не касаясь его стенок. По окончании горения магния в стакан налить немного воды, обмыть стенки стакана, прилить несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта

1. Закончить уравнения реакций: $Mg + CO_2 = \dots$;



2. Сделать вывод об окислительных свойствах CO_2 .

Опыт 4. Получение кремниевой кислоты

К 1-3 мл концентрированного раствора Na_2SiO_3 добавить 1-2 мл раствора HCl (1:1), перемешать стеклянной палочкой. В результате образования кремниевой кислоты содержимое пробирки застывает в виде прозрачного геля (студенистого осадка).

Требование к результатам опыта

Написать уравнение реакции получения кремниевой кислоты.

Опыт 5. Сравнение силы угольной и кремниевой кислот

Налить в пробирку 2-3 мл раствора Na_2SiO_3 , пропустить ток CO_2 .
Объяснить наблюдение.

Требования к результатам опыта

1. Написать уравнение реакции взаимодействия Na_2SiO_3 с CO_2 .
2. Сравнить константы диссоциации угольной и кремниевой кислот и сделать вывод, какая из кислот (угольная или кремниевая) более слабая.

Опыт 6. Гидролиз силикатов

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора силиката натрия Na_2SiO_3 . В одну прилить несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается? В другую пробирку добавить 2-4 мл раствора хлорида аммония NH_4Cl . Определить, какой газ выделяется.

Требования к результатам опыта

1. Составить уравнение реакции гидролиза силиката натрия.
2. Закончить уравнение реакции $Na_2SiO_3 + NH_4Cl + H_2O = \dots$ и объяснить образование газа.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Сколько кубических метров CO_2 (условия нормальные) можно получить из 1 т известняка, содержащего 95 % $CaCO_3$?
2. Вычислить объем одного моля эквивалентов CO_2 в реакции $C + O_2 = CO_2$ при нормальных условиях.
3. Составить уравнения реакций взаимодействия: а) $NaHCO_3$ и HCl ; б) $NaHCO_3$ и $NaOH$; в) $Ca(HCO_3)_2$ и $NaOH$; г) $Ca(HCO_3)_2$ и $Ca(OH)_2$.
4. Какие типы гибридизации AO характерны для углерода? Описать с позиций метода ВС строение молекул CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 .
5. Карбид кальция получают по схеме: $CaO + 3C > CaC_2 + CO$. Вычислить массу CaO , необходимую для получения 6,4 т CaC_2 . Какой объем CO (условия нормальные) при этом образуется?
6. Вычислить энтальпию образования оксида магния, исходя из уравнения реакции $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$, $\Delta H^\circ = -828,1$ кДж. Энтальпия образования CO_2 равна $-393,5$ кДж/моль.
7. Закончить уравнения реакций: а) $SiO_2 + KOH = \dots$; б) $SiO_2 + HF = \dots$; в) $Si + NaOH + H_2O = \dots$; г) $SiO_2 + Mg = \dots$.

8. Реакция протекает по уравнению
 $Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + H_2$.

Какая масса кремния и воды потребуется для получения водорода, необходимого для наполнения воздушного шара емкостью 200 м³ (условия нормальные)?

9. Вычислить молярную массу эквивалентов карбоната натрия при взаимодействии с кислотой, если образуется: а) гидрокарбонат; б) угольная кислота.

10. Определить массу 40 %-го раствора фтороводородной кислоты, необходимую для растворения 6 г оксида кремния (IV).

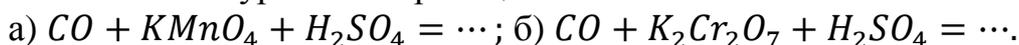
11. Какие из перечисленных газов при пропускании их через раствор щелочи вступают с ней в реакцию: а) CO ; б) CO_2 ; в) HCN ; г) CF_4 ? Составить соответствующие уравнения реакций.

12. Вычислить энтальпию образования SiC , исходя из уравнения реакции



Энтальпии образования SiO_2 и CO соответственно равны $-910,9$ и $-110,5$ кДж/моль.

13. Закончить уравнения реакций:



14. Через раствор, содержащий 112 г гидроксида калия, пропустили диоксид углерода (условия нормальные), полученный при действии избытка HCl на 300 г карбоната кальция. Какая соль при этом образовалась, и какова ее масса?

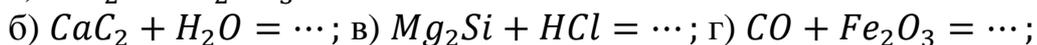
15. Какой объем CO_2 (условия нормальные) может дать огнетушитель, содержащий 20 л 8 %-го раствора $NaHCO_3$ (плотность раствора 1,058 г/мл)?

16. Состав минерала асбеста может быть выражен формулой $CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$. Вычислить процентное содержание SiO_2 в асбесте.

17. Какой объем CO_2 (условия нормальные) можно получить из 210 г

$NaHCO_3$: а) прокаливанием; б) действием кислоты?

18. Закончить уравнения реакций:



19. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



20. Закончить уравнения реакций: а) $Si + HNO_3 + HF = \dots$;
б) $Al + C \dots$; в) $Na_2SiO_3 + HCl(\text{конц.}) = \dots$; г) $H_2SiO_3 + KOH = \dots$.

Лабораторная работа №10 Железо, кобальт, никель

Целью работы является исследование свойств металлов семейства железа; получение и исследование свойств соединений железа, кобальта и никеля.

Оборудование: штатив с реактивами, пробирки, микрошпатель, спиртовка, пробиркодержатель, индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Железо, кобальт, никель – d-элементы (металлы) восьмой группы периодической системы. Они близки по физическим и химическим свойствам, поэтому их изучают совместно как "семейство железа".

В электрохимическом ряду напряжений эти металлы расположены в средней части, до водорода. Они взаимодействуют с соляной и разбавленной серной кислотой с выделением водорода и окислением до двухвалентного состояния. В концентрированных серной и азотной кислотах металлы пассивируются, что позволяет концентрированную H_2SO_4 перевозить в железных цистернах. С разбавленной азотной кислотой железо и кобальт взаимодействуют с образованием $Fe(NO_3)_3$ и $Co(NO_3)_3$, а никель – с образованием $Ni(NO_3)_2$. Никель устойчив к действию щелочных растворов и расплавов; железо и кобальт взаимодействуют с концентрированными (>50%) растворами щелочей при нагревании, что свидетельствует об их слабой амфотерности.

Для всех трёх элементов в соединениях характерна степень окисления +2, однако соединения двухвалентного железа, как гидроксид, так и соли, окисляются до трёхвалентного состояния кислородом воздуха. Соединения кобальта (II) и никеля (II) устойчивее подобных соединений железа; например, соединения никеля (II) окисляются до никеля (III) действием более сильных, чем кислород, окислителей: H_2O_2 , $NaClO$ и т.п. Из этого следует, что соединения кобальта (III) и никеля (III) обладают окислительными свойствами. Действительно, эти свойства наблюдаются при взаимодействии $Ni(OH)_3$ и $Co(OH)_3$ с соляной кислотой: вместо обменных идут окислительно-восстановительные реакции с выделением хлора и образованием $NiCl_2$ и $CoCl_2$.

Окислительные свойства соединений железа (III) выражены слабее: они не выделяют хлор из соляной кислоты, но с йодоводородной кислотой HI и её солями (йодидами) окислительно-восстановительные реакции с образованием йода возможны. Окислительные свойства солей железа (III) также можно наблюдать при их взаимодействии с

сульфидами щелочных металлов и аммония: в этих реакциях железо (III) восстанавливается с сульфид-ионами до двухвалентного состояния и наблюдается образование FeS и серы.

Для железа, кобальта и никеля характерно существование большого числа комплексных соединений. Особенно интересно наблюдать образование окрашенных амминокомплексных соединений кобальта и никеля и цианокомплексных соединений железа: берлинской лазури и турнбулевой сини. Современными исследованиями установлено, что их состав одинаков, а разная окраска обусловлена различным строением этих веществ.

Железо отличается от кобальта и никеля существованием ферратов – соединений в степени окисления +6. Их получают в щелочных средах действием сильных окислителей (Cl_2 , Br_2 , O_3 , $NaClO$ и т. п.) на гидроксид железа (III). Все ферраты – сильные окислители.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

В четыре пробирки поместите по одному кусочку железной стружки. В три пробирки внесите по 5 капель 2 н. растворов соляной, серной и азотной кислот. В четвертую пробирку внесите 4 капли концентрированной серной кислоты. Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагрейте. Наблюдайте происходящие реакции.

В каждую пробирку добавьте по одной капле раствора роданида калия, который является качественным реактивом на ионы железа (+3). Убедитесь в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа (+2), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа (+3).

В отчёте опишите опыт, напишите уравнения реакций и сформулируйте общий вывод о взаимодействии железа с кислотами.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II)

2.1. Гидроксид железа (II)

Растворы солей железа (II) никогда не готовят заранее, так как они легко окисляются кислородом воздуха. Поэтому в опытах используется наиболее устойчивая кристаллическая двойная соль – соль Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ или её раствор, который готовится непосредственно перед опытом (в пробирку насыпают один микрошпатель соли Мора и растворяют в 6–8 каплях воды). В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II).

Получите раствор соли Мора (насыпьте в пробирку один микрошпатель соли Мора и растворите в 6 каплях воды). Добавьте по каплям 2 н. раствор щёлочи до выпадения осадка $Fe(OH)_2$. Обратите внимание на цвет полученного гидроксида. Наблюдайте постепенный переход окраски осадка в бурый цвет вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III), формулу которого следует записывать в виде $FeO(OH)$, т.к. катион железа (+3) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования $Fe(OH)_3$ реакции



В отчёте напишите уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) его окисления в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды; в) превращения $Fe(OH)_3$ в гидроксид оксожелеза (III).

2.2. Гидроксид кобальта (II)

В две пробирки внесите 6 капель раствора хлорида кобальта (II) и добавьте по каплям раствор щёлочи. Реакция протекает ступенчато. Сначала появляется синий осадок основной соли $CoOHCl$, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта(II).

Одну пробирку оставьте на воздухе, а в другую прибавьте 2-3 капли 3%-го раствора перекиси водорода. Пробирку с гидроксидом кобальта (III) используйте в опыте 3.

В отчёте опишите опыт и напишите уравнения реакций. В какой из полученных пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)?

2.3. Гидроксид никеля (II)

В три пробирки поместите по 6 капель раствора соли никеля (II) (хлорида никеля) и добавьте по каплям раствор щёлочи до выпадения осадка $Ni(OH)_2$. Отметьте цвет осадка. Первую пробирку оставьте на воздухе, во вторую добавьте 2-3 капли 3%-го раствора H_2O_2 , а в третью – 1 каплю хлорной воды. Пробирку с гидроксидом никеля (III) используйте в опыте 3.

В отчёте опишите опыт и напишите уравнения реакций. В какой из полученных пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)?

По опытам 2.1-2.3 сделайте **общий вывод** об изменении восстановительных свойств соединений в ряду $Fe(OH)_2 - Co(OH)_2 - Ni(OH)_2$.

Опыт 3. Окислительные свойства $Co(OH)_3$ и $Ni(OH)_3$ **ОПЫТ ПРОВОДИТЬ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ!**

На осадки гидроксидов кобальта (III) и никеля (III), полученных в опытах 2.2 и 2.3 соответственно, подействуйте концентрированной соляной кислотой. Смочите фильтровальную бумагу раствором йодида калия, прикройте пробирку смоченной бумагой. Наблюдайте образование йода на бумаге.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнения реакций а) взаимодействия гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с соляной кислотой; б) образования йода на фильтровальной бумаге. Сделайте вывод об изменении окислительных свойств соединений в ряду $Fe(OH)_3 - Co(OH)_3 - Ni(OH)_3$.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и железа (III)

4.1. Восстановительные свойства ионов Fe^{2+}

В пробирку поместите 6 капель раствора дихромата калия, подкислите разбавленной серной кислотой (5-6 капель), затем добавьте один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II). Наблюдайте изменение окраски раствора.

В отчёте напишите уравнение реакции, уравняйте её методом полуреакций. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, приведенных в таблице, определите, возможно ли окисление солей Co^{2+} и Ni^{2+} дихроматом калия.

Сделайте вывод о восстановительных свойствах ионов Fe^{2+} в сравнении с ионами Co^{2+} и Ni^{2+} .

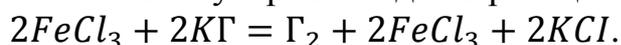
Таблица

Элемент	Полуреакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Железо	$Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$	-0,44
	$Fe^{2+} - \bar{e} = Fe^{3+}$	+0,77
	$Fe(OH)_2 + OH^- - \bar{e} = Fe(OH)_3$	-0,56
	$Fe(OH)_3 + 5OH^- - 3\bar{e} = FeO_4^{2-} + 2H_2O$	+0,72
Кобальт	$Co - 2\bar{e} = Co^{2+}$	-0,28
	$Co^{2+} - \bar{e} = Co^{3+}$	+1,81
	$Co(OH)_2 + OH^- - \bar{e} = Co(OH)_3$	+0,17
Никель	$Ni - 2\bar{e} = Ni^{2+}$	-0,25
	$Ni^{2+} - \bar{e} = Ni^{3+}$	>+2
	$Ni(OH)_2 + OH^- - \bar{e} = Ni(OH)_3$	+0,49

Другие	$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$	+0,40
	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl$	+1,36
	$Br_2 + 2\bar{e} = 2Br$	+1,07
	$I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$	+0,54
	$S^{2-} - 2\bar{e} = S$	-0,48
	$H_2S - 2\bar{e} = S + 2H^+$	+0,14
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33

4.2. Окислительные свойства ионов Fe^{3+}

Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, приведенных в таблице, определите, какой галоген можно получить в молекулярном виде по реакции



Проведите реакцию получения этого галогена.

В отчёте опишите опыт и сделайте вывод об окислительных свойствах соединений железа (III).

Опыт 5. Гидролиз солей железа

5.1. Гидролиз $FeSO_4$ и $FeCl_3$

С помощью универсального индикатора определите водородный показатель растворов сульфата железа (II) и хлорида железа (III).

Налейте в пробирку раствор хлорида железа (III). Пробирку подогрейте на спиртовке, определите значение водородного показателя раствора. Сравните значения водородного показателя нагретого и холодного растворов.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнения гидролиза обеих солей. Какая из них и почему в большей степени подвергается гидролизу? Мотивируйте ответ, используя представления о поляризующих свойствах катионов. Напишите уравнения гидролиза хлорида железа (III) при нагревании. Чем объясняется различие в значениях pH холодного и нагретого раствора этой соли?

5.2. Совместный гидролиз $FeCl_3$ и карбоната натрия

К 3-4 каплям раствора хлорида железа (III) прибавьте по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдайте выпадение бурого осадка гидроксида железа (III) и выделение газа.

В отчёте укажите, какой газ выделяется. Объясните, почему в присутствии карбоната натрия гидролиз хлорида железа (III) идёт до конца. Напишите уравнение реакции.

Опыт 6. Получение и исследование свойств сульфидов железа

6.1. Сульфид железа (II)

В двух пробирках приготовьте раствор сульфата железа (II) (один микрошпатель сульфата растворите в 6 каплях воды). В одну пробирку добавьте две капли сероводородной воды, в другую – две капли раствора сульфида натрия.

В отчёте опишите опыт. Объясните, почему сульфид железа (II) не выпадает при действии H_2S , но образуется при действии Na_2S . Подтвердите вывод математическими расчётами. Напишите уравнения реакций образования FeS .

6.2. Действие H_2S и Na_2S на соли железа (III)

В две пробирки поместите 3-4 капли раствора $FeCl_3$. В первую добавьте две капли сероводородной воды, во вторую – две капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование в обеих пробирках коллоидной серы. Отметьте, что при действии сульфида натрия образуется, кроме серы, осадок сульфида железа (II), тогда как при действии H_2S такой осадок не выпадает.

В отчёте объясните, почему в обеих пробирках образуется сера и почему FeS образуется только при действии сульфида натрия.

Опыт 7. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля

7.1. Получение турбулевой сини и берлинской лазури

Приготовьте в пробирке раствор сульфата железа (II) (один микрошпатель сульфата растворите в 6 каплях воды). Добавьте к раствору одну каплю красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование осадка комплексного соединения, тривиальное название которого – "турбулева синь".

В отчёте напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Приведите номенклатурные названия обоих соединений.

Поместите в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте одну каплю жёлтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте выпадение осадка комплексного соединения, тривиальное название которого – "берлинская лазурь".

В отчёте напишите молекулярное и ионное уравнения образования комплексного соединения, приведите его номенклатурное название.

Отметьте, что современные исследования показали идентичность состава турбулевой сини и берлинской лазури, которые отличаются

только строением комплексов (см. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. Часть вторая, раздел III, глава 8).

7.2. Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение

Капельницей с хлоридом кобальта (II) нарисуйте на фильтровальной бумаге спираль. Подсушите бумагу до почти полного исчезновения рисунка, а затем подогрейте на пламени спиртовки, пока рисунок не станет видимым. Обратите внимание на последующее обесцвечивание рисунка при охлаждении бумаги.

В отчёте опишите и объясните опыт, имея в виду, что простые ионы Co^{2+} имеют синюю окраску, а аквакомплексные $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ – розовую.

7.3. Амминокомплексное соединение кобальта (II)

К 6 каплям хлорида кобальта (II) прибавьте по каплям 25%-ый раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II). Полученный осадок растворите в избытке аммиака. Наблюдайте изменение окраски раствора вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III) кислородом воздуха.

Прилейте в пробирку раствор сульфида натрия (2-3 капли), наблюдайте выпадение осадка.

В отчёте опишите опыт. Укажите, какое вещество выпадает в виде осадка при приливании сульфида натрия. Напишите уравнения реакций: а) образования амминокомплексного соединения кобальта (II); б) его окисления кислородом воздуха; в) взаимодействия амминокомплекса кобальта (III) с сульфидом натрия.

Сделайте вывод об устойчивости степеней окисления +2 и +3 для кобальта в некомплексных и комплексных соединениях, имея в виду, что обычные соединения (соли) кобальта (II) кислородом воздуха не окисляются, и только гидроксид кобальта (II) окисляется очень медленно.

Также укажите причину разрушения амминокомплекса кобальта (III) сульфидом натрия, используя значение константы нестойкости комплекса ($4 \cdot 10^{-5}$) и произведения растворимости CoS ($4 \cdot 10^{-21}$).

7.4. Амминокомплексное соединение никеля (II)

К 6 каплям раствора соли никеля (хлорида никеля) прибавьте гидроксид натрия. Наблюдайте выпадение осадка. Прибавьте по каплям 25%-ый раствор аммиака до растворения осадка вследствие образования комплексного соединения. Отметьте, как изменяется при этом цвет раствора. Добавьте к полученному раствору 2-3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка

В отчёте опишите опыт. Укажите, какое вещество выпадает в виде

осадка при приливании сульфида натрия. Приведите уравнения реакций образования амминокомплексного соединения никеля (II) и его взаимодействия с сульфидом натрия. Объясните причину разрушения комплекса сульфидом натрия, используя значения константы нестойкости комплекса ($2 \cdot 10^{-5}$) и произведения растворимости NiS ($1,4 \cdot 10^{-24}$).

По опыту 7 сформулируйте **общий вывод** о свойствах катионов железа, кобальта и никеля в реакциях комплексообразования.

Лабораторная работа №11 Марганец

Целью работы является получение и изучение свойств хрома, марганца и их наиболее распространённых соединений.

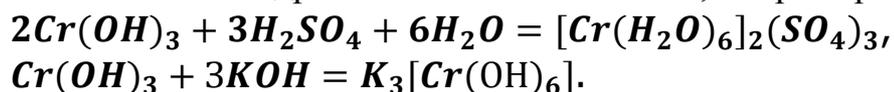
Оборудование: штатив с реактивами, пробирки, микрошпатель, спиртовка, пробиркодержатель, спички, фарфоровая чашка, тигли для получения расплавов, щипцы для удержания тигля, индикаторная бумага, белый металлический поднос.

Хром и его соединения

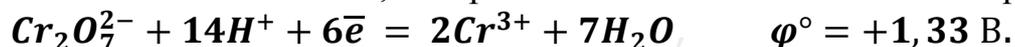
Хром – это металл средней активности ($\varphi^\circ = -0,74 \text{ В}$). Он взаимодействует с кислотами-неокислителями, но пассивируется в концентрированных кислотах-окислителях – азотной, серной, хлорной и хлорноватой. Характерными степенями окисления хрома в соединениях являются +2, +3 и +6, но наиболее всего распространены и устойчивы соединения хрома (+3).

Оксид и гидроксид хрома (II) проявляют основные свойства и являются сильными восстановителями. Соединения хрома (III) – самые устойчивые и многочисленные. Оксид и гидроксид хрома (III) амфотерны. С кислотами и растворами щелочей оксид хрома (III) практически не взаимодействует, но при спекании с карбонатом калия и щелочами образует хромиты.

Свежеприготовленный гидроксид хрома (III) легко растворяется и в растворах кислот, и в растворах щелочей с образованием аквакомплексных и гидроксокомплексных солей, например:



В степени окисления +6 хром образует соединения, свойственные неметаллам: это хромовый ангидрид CrO_3 , хромовая H_2CrO_4 и двуххромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и соли этих кислот. Они известны своими окислительными свойствами, которые особенно заметны в кислой среде:



Марганец и его соединения

Изучение химических свойств марганца и его соединений имеет большое познавательное значение вследствие их разнообразия и широкого применения.

Марганец – металл со средними восстановительными свойствами: в ряду напряжений он находится между алюминием и цинком, его

электродный потенциал отрицателен (-1,18 В). Марганец активно взаимодействует с кислотами, но не взаимодействует со щелочами.

В периодической системе марганец расположен в седьмой группе. В его атоме имеется семь валентных электронов в состоянии $3d^5 4s^2$. В соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6 и +7. Максимальная степень окисления соответствует его положению в периодической системе и числу валентных электронов в его атоме. Самая устойчивая степень окисления марганца +4, которую он проявляет в природном соединении – минерале пиролюзите MnO_2 .

У однотипных соединений марганца при увеличении его степени окисления наблюдается закономерное изменение основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Так, в ряду оксидов основные свойства уменьшаются, а кислотные увеличиваются:

MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
основной	основной	амфотерный	кислотный	кислотный

Также изменяются основно-кислотные свойства гидроксидов:

$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4$ или H_2MnO_3	H_2MnO_4	$HMnO_4$
основание	основание	амфолит	кислота	кислота

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от степени его окисления: металлический марганец – восстановитель, соединения марганца (+7) – окислители, а соединения в промежуточных степенях окисления обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

В химической практике в качестве окислителя часто используется перманганат калия $KMnO_4$. Его окислительные свойства и продукты восстановления зависят от среды раствора, что видно из уравнений полуреакций и их потенциалов:

кислая среда:	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O,$	$\varphi^\circ = 1,531 \text{ В};$
нейтральная среда:	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-,$	$\varphi^\circ = 0,621 \text{ В};$
щелочная среда:	$MnO_4^- + 5e^- = MnO_4^{2-},$	$\varphi^\circ = 0,558 \text{ В}$

Опыт 1. Соединения хрома (III)

1.1. Получение и свойства оксида хрома (III)

В фарфоровую чашку поместите горкой кристаллический дихромат аммония. Зажжённой лучиной прикоснитесь к его

поверхности.

В отчёте опишите наблюдения, опишите ход реакции, учитывая, что продуктами разложения являются оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравняйте реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает? Какой цвет имеет полученный оксид?

Небольшую часть полученного оксида хрома (III) поместите в фарфоровый тигель, добавьте равный объём карбоната калия и сплавьте смесь. Отметьте цвет расплава.

В отчёте отметьте цвет расплава. Напишите уравнение взаимодействия оксида хрома (III) с карбонатом калия с образованием хромита калия. Отметьте инертность Cr_2O_3 в растворах кислот и щелочей. Сделайте вывод о свойствах оксида.

1.2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Получите в пробирке гидроксид хрома (III), добавляя к раствору его соли (хлориду хрома (III)) раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенесите в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействуйте соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором $NaOH$. Отметьте цвет образовавшихся растворов.

В отчёте напишите уравнения реакций получения гидроксида хрома (III), его взаимодействия с соляной кислотой и щёлочью, учитывая, что и в том, и в другом случае образуются комплексные соли: хлорид гексааквахрома (III) и гексагидроксохромат (III) натрия. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

1.3. Гидролиз солей хрома (III)

Одну каплю раствора соли хрома (III) (хлорида хрома (III)) поместите на кусочек универсальной индикаторной бумажки. Определите pH раствора.

В отчёте запишите pH раствора, напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионной форме. Объясните влияние нагревания раствора на смещение равновесия гидролиза.

1.4. Восстановительные свойства солей хрома (III)

К раствору полученного в опыте 1.2 гексагидроксохромата (III) натрия прилейте 2-3 капли хлорной воды. Пробирку слегка подогрейте. Наблюдайте изменение окраски раствора.

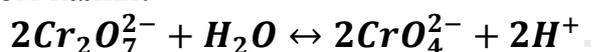
В отчёте напишите уравнение окисления $CrCl_3$ в щелочной среде хлорной водой, учитывая, что появление жёлтой окраски свидетельствует об образовании хромата. Уравняйте реакцию методом полуреакций.

Опыт 2. Соединения хрома (VI)

2.1. Получение малорастворимых хроматов

В двух пробирках к 5 каплям растворов хромата и дихромата калия добавьте по 2-3 капли раствора хлорида бария. Отметьте различия в окраске полученных осадков. Наблюдайте за изменениями, происходящими в пробирке с дихроматом.

В отчёте напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, учитывая, что при взаимодействии хлорида бария с хроматами и дихроматами щелочных металлов образуется одно и то же вещество – хромат бария. Объясните явление с учётом процессов, происходящих в растворе с дихроматом калия:



2.2. Смещение равновесия между хроматами и дихроматами

В пробирку поместите 2-3 капли раствора дихромата калия, прибавьте несколько капель раствора щёлочи. Отметьте изменение цвета раствора. Сюда же добавьте несколько капель раствора серной кислоты. Раствор приобретает первоначальную окраску. Опыт повторите два-три раза.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнения взаимных переходов хроматов в дихроматы. Сформулируйте вывод о влиянии среды на существование растворимых хроматов и дихроматов.

2.3. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора дихромата калия, добавьте 4-5 капель серной кислоты. В первую пробирку прилейте несколько капель раствора йодида калия, во вторую добавьте один микрошпатель сульфита натрия и слегка подогрейте пробирку. Наблюдайте изменение окраски растворов.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнения реакций, найдите коэффициенты перед веществами методом полуреакций.

Опыт 3. Получение порошкообразного марганца

В сухую пробирку поместите кристаллический оксалат марганца и нагрейте пробирку в пламени спиртовки до разложения соли с образованием мелкодисперсного металла. Высыпьте из пробирки с большой высоты на металлическую поверхность мелкодисперсный металл, наблюдайте вспышки.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнение реакции разложения

оксалата. Как называется явление самовоспламенения металлов в тонкодисперсном состоянии?

Опыт 4. Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II)

В три пробирки внесите по 2-3 капли раствора сульфата марганца (II) и в каждую добавьте по 2-3 капли раствора щёлочи. Наблюдайте образование осадка $Mn(OH)_2$, отметьте цвет осадка.

В первую пробирку добавьте 5-6 капель серной кислоты. Что происходит с осадком? Содержимое второй пробирки оставьте на длительное время на воздухе; осадок изменяет окраску. В третью пробирку прилейте 5-6 капель хлорной воды – окраска осадка также изменяется.

В отчёте опишите опыт. Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II); б) взаимодействия $Mn(OH)_2$ с серной кислотой; в) окисления его кислородом воздуха с образованием гидроксида марганца (VI); г) его окисления хлорной водой с образованием MnO_2 . Сделайте вывод об основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца (II).

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства MnO_2

5.1. Окислительные свойства оксида марганца (IV)

ОПЫТ ПРОВОДИТЬ ПОД ТЯГОЙ!

В сухую пробирку внесите микрошпатель оксида марганца (IV) и прилейте 3-4 капли концентрированной соляной кислоты. Пробирку подогрейте в пламени спиртовки. Наблюдайте выделение **хлора**.

В отчёте напишите уравнение реакции. Какова роль MnO_2 в этой реакции?

5.2. Восстановительные свойства MnO_2

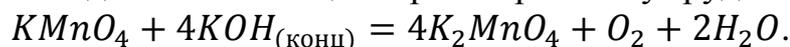
В тигель поместите несколько гранул гидроксида калия и один микрошпатель нитрата калия. Смесь расплавьте в пламени спиртовки и внесите на кончике микрошпателя несколько кристалликов диоксида марганца. Отметьте цвет полученного расплава.

В отчёте напишите уравнение реакции окисления MnO_2 до K_2MnO_4 (манганат калия), подберите коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 6. Получение и свойства манганата калия

6.1. Получение манганата калия

В пробирку внесите 3-4 капли раствора перманганата калия. Добавьте 5-6 капель концентрированного раствора KOH и нагрейте смесь на спиртовке до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый.



Раствор манганата калия разлейте в три пробирки и используйте в следующих опытах.

В отчёте напишите уравнение реакции. Укажите, к какому типу относится реакция.

6.2. Взаимодействие манганата калия с хлором

К раствору манганата калия, полученному в опыте 6.1, прилейте 4-5 капель хлорной воды. Наблюдайте изменение окраски раствора.

В отчёте укажите, как изменяется окраска раствора. Напишите уравнение реакции, найдите коэффициенты методом полуреакций. Определите роли K_2MnO_4 и хлора в этой реакции.

6.3. Взаимодействие K_2MnO_4 с сульфитом натрия

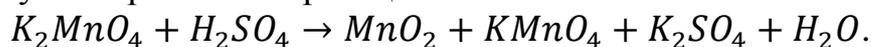
К раствору манганата калия, полученному в опыте 6.1, добавьте микрошпатель сульфита натрия. Наблюдайте обесцвечивание раствора и появление коричневого осадка MnO_2 .

В отчёте напишите уравнение взаимодействия манганата калия с сульфитом натрия и определите роли K_2MnO_4 и Na_2SO_3 в этой реакции.

6.4. Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде

Манганат калия устойчив в сильнощелочной среде. При нейтрализации щёлочи кислотой он разлагается.

К щелочному раствору манганата калия, полученному в опыте 6.1, прибавьте по каплям разбавленную серную кислоту. При этом наблюдается изменение окраски раствора и выпадение осадка, что свидетельствует о протекании реакции



В отчёте определите тип реакции, уравняйте её методом полуреакций. Сделайте общий вывод об окислительно-восстановительных свойствах манганатов.

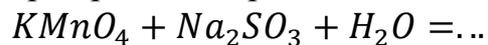
Опыт 7. Влияние среды на свойства перманганата калия

В трёх пробирках проведите три реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия.

В первой пробирке реакция проводится в кислой среде:



Во второй пробирке реакция проводится в нейтральной среде:



В третьей пробирке – в щелочной среде:



В отчёте опишите изменения в каждой из пробирок при протекании реакций. Закончите уравнения всех трёх реакций, имея в виду, что в кислой среде перманганат-ионы восстанавливаются до ионов Mn^{2+} , в нейтральной среде – до оксида марганца (VI), а в щелочной среде – до манганат-ионов. Сделайте вывод о том, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при переходе от кислой среды к нейтральной и щелочной.

Учебное издание

Химия 2.6

Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу
«Химия 2.6» для студентов всех форм обучения, обучающихся по направлению
20.03.01 «Техносферная безопасность»

Составитель
РОДЗЕВИЧ Александр Павлович

**Отпечатано в Издательстве ЮТИ ТПУ в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета**

Подписано к печати __.__.202_ г. Формат 60x84/16 Бумага «Снегурочка».
Печать CANON. Усл. печ.л. 1,04. Уч-изд. л. 0,47.
Заказ _____. Тираж 30 экз.



Издательство

Юргинский технологический институт (филиал)
Томского политехнического университета