

Нижегородский государственный университет им. Н.И. Лобачевского

Национальный исследовательский университет

**Учебно-научный и инновационный комплекс
"Новые многофункциональные материалы и нанотехнологии"**

Маркин А.В., Климова М.Н., Кулешова Н.В.

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ ДЛЯ 10-11 КЛАССОВ
ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ПРОФИЛЯ**

Электронное учебное пособие

Мероприятие 1.2. Совершенствование образовательных технологий, укрепление материально-технической базы учебного процесса

Учебные дисциплины: «Общая химия»

Нижний Новгород
2010

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ ДЛЯ 10-11 КЛАССОВ ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ПРОФИЛЯ. Маркин А.В., Климова М.Н., Кулешова Н.В. Электронное учебное пособие. – Нижний Новгород: Нижегородский госуниверситет, 2010. – 65 с.

Мероприятие 1.2. Совершенствование образовательных технологий, укрепление материально-технической базы учебного процесса.

В настоящем учебном пособии представлены практические работы по различным разделам общей химии для учащихся 10-11 классов естественно-научного профиля. К каждой предлагаемой практической работе приводится список контрольных вопросов, качественные и расчетные задачи. В пособие также включено описание алгоритмов решения основных типов расчетных задач. Большинство задач являются типовыми и не выходят за пределы школьного курса по химии, ряд задач требует более высокой подготовки и рассчитан на учащихся старших классов естественно-научного профиля.

Электронное учебное пособие предназначено для школьников, абитуриентов и преподавателей, а также оно может быть использовано в нехимических учебных заведениях, подготавливающих специалистов естественно-научного профиля.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. Явления, происходящие при растворении веществ. Кристаллогидраты	5
2. Физико-химические закономерности химических процессов	8
3. Элементарные понятия термодинамики.....	8
4. Скорость химической реакции	12
5. Обратимые и необратимые химические реакции.....	16
6. Истинные растворы	19
7. Теория электролитической диссоциации	24
8. Гидролиз неорганических солей	32
9. Окислительно-восстановительные реакции.....	35
10. Электролиз	39
11. Основные типы расчетных задач	44
Литература	58
Приложение А. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	59
Приложение Б. Таблица растворимости солей, оснований и кислот в воде	60
Приложение В. Ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений)	60
Приложение Г. Стандартные электродные потенциалы некоторых окисли- тельно-восстановительных полуреакций при $T = 298 \text{ К}$	61
Приложение Д. Форма представления отчета по практической работе по химии	63
Приложение Е. Техника безопасности при работе в химической лаборатории	64

ВВЕДЕНИЕ

Материал настоящего учебно-методического комплекса предназначен для школьников, абитуриентов и преподавателей, а также может быть использован в учебных заведениях, подготавливающих специалистов естественно-научного профиля. Содержание пособия отвечает требованиям федерального компонента государственного стандарта общего образования. Мы предпочли традиционную форму изложения материала, свойственную классическим учебникам и пособиям по химии для старших классов.

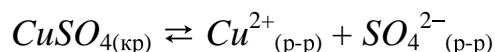
В настоящем учебном пособии представлены практические работы по различным разделам общей химии для учащихся 10–11 классов естественно-научного профиля. К каждой предлагаемой практической работе приводится список контрольных вопросов, качественные и расчетные задачи. В пособие также включено описание алгоритмов решения основных типов расчетных задач. Большинство задач являются типовыми и не выходят за пределы школьного курса по химии, ряд задач требует более высокой подготовки и рассчитан на учащихся старших классов естественно-научного профиля.

Содержание комплекса, определения и обозначения величин, методики и приемы выполнения практических работ, общие алгоритмы решения задач соответствуют современному уровню развития науки.

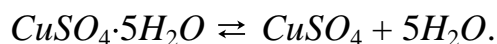
В заключение хотелось бы отдельно отметить, что представленная авторским коллективом программа учебно-методического комплекса была апробирована за последние два года в МОУ "Лицей 40" г. Нижнего Новгорода в специализированных 10 и 11 классах естественно-научного профиля "Биофизика" в рамках курса "Основы химического эксперимента".

ЯВЛЕНИЯ, ПРОИСХОДЯЩИЕ ПРИ РАСТВОРЕНИИ ВЕЩЕСТВ. КРИСТАЛЛОГИДРАТЫ

При растворении веществ с ионной связью происходит гидратация переходящих в раствор ионов. Гидратируются как катионы, так и анионы. При попытке выделить из раствора вещество, удаляя воду получить его часто не удается. Например, при растворении в воде белого сульфата меди $CuSO_4$ получим раствор голубого цвета. Голубой цвет придает раствору гидратированные ионы меди:

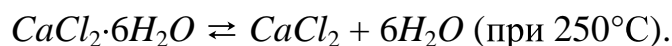
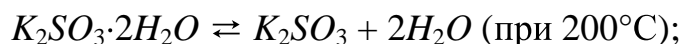


После упаривания раствора (удаления воды) и охлаждения из него выделяются кристаллы синего цвета имеющие состав $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (точка между формулами сульфата меди и воды означает что на каждую формульную единицу сульфата меди приходится указанное в формуле число молекул воды). Исходный сульфат меди можно получить из этого соединения, нагрев его до $250^\circ C$. При этом происходит реакция:



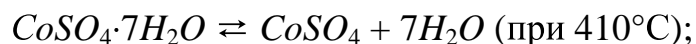
Исследование строения кристаллов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ показало, что в его формульной единице четыре молекулы воды связаны с атомом меди, а пятая с сульфат ионом. Таким образом, формула этого вещества $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$, а называется оно медный купорос. Аналогичное строение имеет железный купорос $[Fe(H_2O)_6]SO_4 \cdot H_2O$ или $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Часто структура кристаллогидрата бывает неизвестна, в этих случаях используют написание формул с «точками» и названия по рациональной номенклатуре, например, $CuSO_4 \cdot 2H_2O$ – дигидрат сульфата кальция, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – пентагидрат сульфата меди, $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ – гексагидрат хлорида алюминия, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – декагидрат карбоната натрия т.д. Эти и подобные им вещества называются кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода – кристаллизационной водой.

Если кристаллизационная вода удерживается в кристаллогидрате слабыми межмолекулярными связями, то она легко удаляется при нагревании:

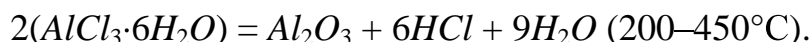
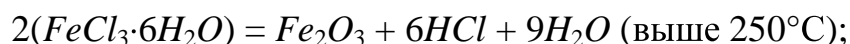


Часто разложение кристаллогидрата идёт ступенчато. Так, медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (синий) выше $105^\circ C$ переходит в $CuSO_4 \cdot 2H_2O$ (голубой) и $CuSO_4 \cdot H_2O$ (белый). Полное обезвоживание происходит выше $250^\circ C$.

Если же в кристаллогидрате связи между молекулами воды и другими частицами близки к химическим, то такой кристаллогидрат или дегидратируется (теряет воду) при более высокой температуре, например:



или при нагревании разлагается с образованием других химических веществ, например:



Таким образом, взаимодействие с водой безводных веществ, образующих кристаллогидраты, может быть как физико-химическим процессом, так и химической реакцией.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие процессы происходят при растворении соединений с ионной связью в воде?
2. Как с точки зрения энергии связей можно объяснить процесс образования кристаллогидратов при выпаривании (удалении воды) из растворов солей?
3. Кристаллогидрат *КОН* содержит 39.1% воды. Определите его состав?
4. Сколько г воды выделится при прокаливании 644 г глауберовой соли?
5. Приготовлен раствор хлорида бария из расчета 500 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ на 10 л воды. Вычислите массовую долю безводной соли в таком растворе?
6. При растворении 5.38 г кристаллогидрата сульфата цинка в 92 мл воды получен 3.31% раствор. Установите состав кристаллогидрата.
7. В каком отношении по массе нужно смешать 10% раствор нитрата меди(II) и ее трехводный кристаллогидрат, чтобы получить 25% раствор соли?

Практическая работа № 1

"Определение кристаллизационной воды в кристаллогидрате"

Оборудование: сушильный шкаф с термометром, держатель, аналитические весы, бюкс, шпатель, кристаллизатор.

Суть работы заключается в высушивании известной навески кристаллогидрата карбоната натрия до постоянной массы и расчете количества кристаллизационной воды в структурной единице соли.

Сухой чистый бюкс взвешивают на аналитических весах с возможной для данного класса весов точностью (m_0). Шпателем помещают в него 5–10 г соли кристаллогидрата и вновь взвешивают (m_1). Бюкс с кристаллогидратом помещают в разогретый до 110–120°C сушильный шкаф. Через 30 минут бюкс вынимают держателем и оставляют в кристаллизаторе для охлаждения до комнатной температуры. Взвешивают, записывают результат (m_2), затем вновь помещают в сушильный шкаф. Через 30 минут бюкс держателем вынимают, помещают в кристаллизатор и повторно взвешивают после охлаждения (m_3). Операции высушивание – охлаждение – взвешивание повторяют до достижения постоянной массы бюкса с образцом. Результаты заносят в таблицу:

Время высушивания, мин	Масса бюкса, г
0	
30	
60	
90	

Рассчитывают изменение массы бюкса с образцом в процессе высушивания Δm , г = $m_{\text{до}} - m_{\text{после}}$. По полученной массе рассчитывают количество воды, удаленной из кристаллогидрата. По разности масс пустого бюкса и бюкса с высушенной солью рассчитывают массу соли и ее количество. Составляют формулу кристаллогидрата.

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ПОНЯТИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ

Энергия, теплота, работа. Тепловой эффект химической реакции. Сохранение и превращение энергии при химических реакциях. Расчет теплового эффекта химической реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Понятие об энтальпии. Энтропия как функция состояния системы. Второй закон термодинамики*. Энергия Гиббса*.*

Химические реакции обычно протекают при постоянном давлении (в открытом сосуде) или при постоянном объеме (в автоклаве). Любая химическая система имеет определенный запас внутренней энергии (U). Передача энергии системе или от системы может происходить в форме теплоты (q) или работы против внешнего давления (W). Величины ΔU , q и W связаны между собой уравнением закона сохранения энергии:

$$q = \Delta U + W. \quad (1)$$

Уравнение (1) называется первым законом термодинамики. Для реакций, протекающих при постоянном давлении ($p = \text{const}$):

$$q_p = \Delta U + p\Delta V = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (2)$$

Величину H называют энтальпией. Т.о., если реакция проводится при постоянном давлении, ΔH системы равно количеству поглощаемой ею теплоты. В процессе происходящем без изменения объема $W = 0$, тогда из уравнения (1) следует $q_v = \Delta U$ (3). Так как подавляющее число химических реакций протекает при $p = \text{const}$, энергетический эффект реакции оценивают величиной ΔH . Уравнение реакции, для которой указывается величина ΔH , называется термохимическим. Правильная запись термохимического уравнения реакции образования 1 моль жидкой воды выглядит следующим образом:



Значения $\Delta_r H$ реакций приводят, как правило, при стандартном давлении (1 бар) и произвольной температуре. В термохимических уравнениях указывают также фазовое состояние и аллотропную модификацию участников реакции.

Закон Гесса.

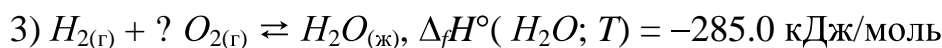
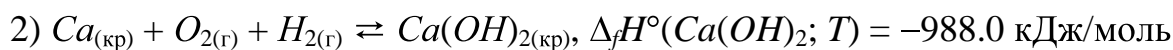
Теплота реакций, протекающих при либо при $p, T = \text{const}$, либо при $V, T = \text{const}$, не зависит от пути процесса, а определяется лишь начальным и конечным состояниями системы.

Закон Гесса позволяет рассчитывать энтальпии химических реакций, экспериментальное осуществление которых затруднено. Для этого решают систему термохимических уравнений.

Пример.

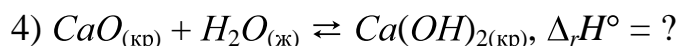
Определите, какое количество теплоты выделится при гашении 500 кг извести водой, если известно, что:





Решение

Составляем уравнение реакции гашения извести:



$\Delta_f H^\circ$ – стандартная энтальпия образования соединения (количество теплоты, выделяющееся ($\Delta H < 0$) или поглощающееся ($\Delta H > 0$) при образовании одного моль соединения из простых веществ в стандартных условиях).

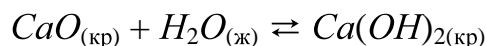
Получим уравнение (4) комбинацией уравнений (1)–(3):

$$(4) = (2) - (1) - (3)$$

Проверка:



Получим:



В соответствии с законом Гесса $\Delta_r H^\circ_4 = \Delta_r H^\circ_2 - \Delta_r H^\circ_1 - \Delta_r H^\circ_3$

$$\Delta_r H^\circ_4 = -988.0 - (-636.9) - (-285.0) = -66.1 \text{ кДж/моль}$$

Найдем количество вещества извести $n = 500000/56 = 8928.6$ моль

Найдем количество выделившейся теплоты $-66.1 \cdot 8928.6 = -590179$ кДж.

Значения стандартных энтальпий образования многих веществ в стандартных условиях приводятся в справочниках. Энтальпии образования простых веществ в стандартных условиях равны 0.

Из закона Гесса следуют несколько других способов расчета энтальпии химических реакций. Приведем один из них. Энтальпия химической реакции равна разности суммы энтальпий образования продуктов реакции и суммы энтальпий образования реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов в правой и левой частях термохимического уравнения.

Вопросы для самоконтроля:

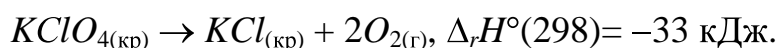
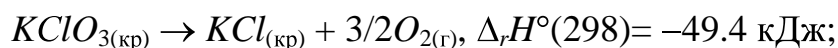
1. Почему при протекании химических реакций обязательно выделяется или поглощается энергия?
2. Какие системы относятся к изолированным, закрытым и открытым системам?
3. Сформулируйте закон сохранения энергии.
4. Сформулируйте 1 закон термодинамики.
5. Дайте определение энтальпии, укажите размерность этой функции.
6. Укажите, чем термохимические уравнения отличаются от химических?
7. Что означает термин стандартная энтальпия образования?
8. Что означают символы $\Delta_f H^\circ(298)$ и $\Delta_r H^\circ(298)$?
9. Расскажите о методах расчета энтальпий химических реакций.

10. Пользуясь справочником, приведите по одному примеру термохимических уравнений экзотермической и эндотермической реакции.

Задачи для самостоятельного решения

Задача № 1. При сгорании 2 моль этена в кислороде выделилось 2822 кДж теплоты. Найдите энтальпию образования этена, если стандартные энтальпии образования CO_2 и H_2O равны -393 кДж/моль и -286 кДж/моль соответственно.

Задача № 2. По термохимическим уравнениям реакций:

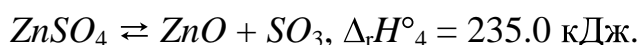
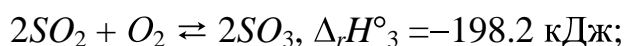


Рассчитайте стандартную энтальпию следующей реакции при 298 К:



Задача № 3. При сжигании паров этанола в кислороде выделилось 494 кДж теплоты и осталось 19.7л непрореагировавшего кислорода (измерено при давлении 101.3 кПа и температуре $27^\circ C$). Рассчитайте массовые доли компонентов в исходной смеси, если известно, что стандартные энтальпии образования оксида углерода(IV), паров воды и паров этанола составляют -393.5 , -241.8 и -277.0 кДж/моль соответственно.

Задача № 4. Рассчитайте стандартную энтальпию образования сульфата цинка при 298 К на основании следующих данных:



Задача № 5*. Максимальная механическая работа, которая может быть совершена человеком в результате окисления 2 г фруктозы кислородом, равна 13 кДж (с учетом КПД живого организма). При этом выделяется теплота, равная 19.2 кДж. Какая масса фруктозы должна окислиться в организме, чтобы человек мог поднять груз массой 20 кг на высоту 2м 25 раз и сколько при этом он потеряет энергии?

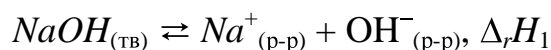
Практическая работа № 2

"Измерение энтальпий химических реакций"

Оборудование: колориметрический сосуд с пробкой и термометром, цилиндр 2шт, весы технические электронные.

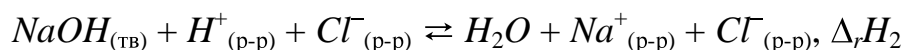
Реактивы: гидроксид натрия (тв.), дистиллированная вода, растворы: 0.25 М раствор гидроксида натрия и 0.25 М раствор соляной кислоты.

Опыт 1. Растворение кристаллов гидроксида натрия в воде с образованием водного раствора ионов:



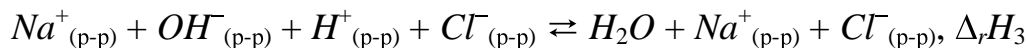
- 1) Взвесьте колориметрический сосуд с точностью до 0.01 г.
- 2) Налейте 200 мл дистиллированной воды мерным цилиндром. Запишите показание термометра.
- 3) Взвесьте около 1 г гидроксида натрия в бюксе.
- 4) Перенесите навеску в колбу и растворяйте при помешивании до полного ее растворения. Ртутный резервуар термометра при этом все время должен оставаться в воде. Одновременно следите за изменением температуры. Записывайте показания термометра каждую минуту пока они не начнут снижаться.
- 5) Вымойте сосуд и переходите к выполнению следующего эксперимента.

Опыт 2. Растворение кристаллов гидроксида натрия в водном растворе соляной кислоты:



- 1) Выполните все, что указано в пунктах 1–5 опыта № 1, взяв вместо воды 200 мл 0.125 М раствора HCl и взвесив его. Запишите полученное значение.

Опыт 3. Взаимодействие водного раствора гидроксида натрия с водным раствором соляной кислоты:



- 1) Налейте в колориметрический сосуд 100 мл 0.25М раствора соляной кислоты. Измерьте температуру раствора.
- 2) В стакан поместите 100 мл 0.25 М раствора гидроксида натрия, отмерив объем цилиндром.
- 3) Влейте раствор гидроксида в раствор кислоты, продолжая следить за температурой и перемешивая.
- 4) Определите максимальное значение температуры.

Вычисления

Для каждой из исследованных реакций вычислите:

- 1) изменение температуры реакционной смеси;
- 2) ΔH процесса;
- 3) ΔH , поглощенное сосудом;
- 4) суммарную величину ΔH ;
- 5) количество вещества $NaOH$, участвующее в каждом процессе;
- 6) суммарную величину ΔH процесса и поглощенную сосудом в расчете на 1 моль $NaOH$;
- 7) сопоставьте $\Delta_r H_2$ с суммой $\Delta_r H_1 + \Delta_r H_3$;
- 8) оформите результаты в виде таблицы по образцу и сделайте выводы из полученных данных.

Отчет по практической работе № 2
"Измерение энтальпий химических реакций"

	Реакция 1	Реакция 2	Реакция 3
Изменение температуры реакционной смеси $\Delta t^{\circ}\text{C}$			
$\Delta_r H = \Delta t \cdot 200\text{г} \cdot 4,18 \text{ Дж/г}$			
$\Delta H_{\text{соед}} = \Delta t \cdot m_{\text{соед}} \cdot 0,84 \text{ Дж/г}$			
Суммарное значение ΔH , Дж			
Количество вещества NaOH, моль			
Суммарное значение ΔH , отнесенное к 1 моль NaOH, Дж/моль			

Выводы:

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Элементарные и сложные реакции. Энергетическая кривая химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Катализаторы, их классификация и механизмы действия.

Химическая кинетика – раздел химической науки, изучающий факторы, влияющие на скорость химической реакции. Это изучение дает возможность понять механизмы реакций. Любые химические превращения происходят чаще всего в несколько элементарных стадий. Последовательность этих стадий и называют механизмом реакции. Число частиц, принимающих участие в элементарной реакции, называют молекулярностью этой стадии.

Скорость реакции определяется изменением количества вещества реагента (продукта) в единицу времени в единице объема

$$v = \pm \Delta C / \Delta t \quad (4)$$

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации реагентов, температуры и присутствия катализаторов. Рассмотрим реакцию:



Зависимость скорости реакции от концентрации описывается основным законом химической кинетики (законом действующих масс):

$$v = k[A]^{nA} \cdot [B]^{nB}, \quad (5)$$

где n_A и n_B – порядки реакции по реагентам A и B , определяемые экспериментально по зависимости скорости реакции от концентрации соответствующих реагентов. Сумма $n_A + n_B$ называется общим порядком реакции. k называют константой скорости реакции. Уравнение (5) выполняется для гомогенных систем. Скорость гетерогенной реакции зависит не только от рассмотренных факторов, но и от величины поверхности соприкосновения между реагирующими веществами.

Влияние температуры. Для оценки влияния температуры используется коэффициент Вант-Гоффа (γ). –Для большинства реакций при повышении температуры на 10^0 скорость гомогенной реакции увеличивается в 2–4 раза. Зная (γ) можно рассчитать изменение скорости реакции при изменении температуры по формуле:

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta T/10}, \quad (6)$$

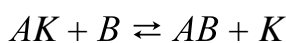
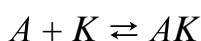
Согласно С.Аррениусу, константа скорости реакции зависит от температуры экспоненциально:

$$k = Ae^{-E/RT}, \quad (7)$$

где E – энергия активации, A – предэкспоненциальный множитель, слабо зависящий от температуры, R – универсальная газовая постоянная, T – температура, в Кельвинах.

Понятие о катализе и катализаторах. Одно из наиболее сильных средств влияния на скорость реакции – присутствие в реагирующей системе катализатора – вещества, повышающего скорость реакции, но не расходуемого в ней. Если реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии, говорят о гомогенном катализе. В гетерогенном катализе реагенты и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях.

Механизм действия катализаторов очень сложный. Простейшая схема гомогенного катализа предполагает образование реакционноспособного промежуточного соединения при взаимодействии реагента с катализатором.



Новый путь характеризуется более низкой энергией активации по сравнению с энергией активации некаталитической реакции и вследствие этого увеличением скорости процесса.

Вопросы для самоконтроля

1. Почему в формуле для расчета скорости реакции стоит знак «±»?
2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Составьте кинетические уравнения для элементарных реакций:
а) $2Cl^{\bullet} \rightarrow Cl_2 (k_1)$; б) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^{\bullet} (k_1)$; в) $COCl^{\bullet} + Cl_2 \rightarrow COCl_2 + Cl^{\bullet} (k_2)$
4. Что называют молекулярностью и порядком реакции?

5. Какие экспериментальные результаты нужны для определения порядка реакции по реагенту?
6. С помощью какого уравнения можно рассчитать энергию активации? Какие экспериментальные данные нужно для этого иметь?

Задачи для самостоятельного решения

Задача № 1*. Для реакции $A + B \rightarrow C$ проведены измерения начальной скорости реакции при различных начальных концентрациях реагентов:

№ п/п	$[A]_0, M$	$[B]_0, M$	$\nu_0, M \cdot c^{-1}$
1	0.5	1.0	2.0
2	0.5	2.0	8.0
3	1.0	3.0	36.0
4	2.0	3.0	72.0

Найдите порядок по каждому реагенту. Составьте кинетическое уравнение реакции. Рассчитайте значение константы скорости.

Задача № 2. В результате реакции в единице объема в единицу времени образовалось 6.6 г оксида углерода(IV), в результате другой реакции при тех же условиях образовалось 8.0 г оксида серы(IV). Какая из реакций протекает с большей скоростью?

Задача № 3. При повышении температуры некой реакции от 60 до 70⁰С константа скорости реакции возросла в 2 раза. Рассчитайте энергию активации реакции.

Задача № 4. Некоторая реакция при 25⁰С завершается за 2 часа. За какое время закончится эта реакция при 75⁰С, если ее температурный коэффициент равен 2?

Задача № 5. Для реакции $CO + H_2O = CO_2 + H_2$ при 288 К константа скорости составляет $3.1 \cdot 10^{-4}$ л/(моль·мин). Энергия активации составляет 97.96 кДж/моль. Чему равно значение константы скорости этой реакции при 313 К?

Задача № 6. Энергия активации реакции, приводящей к скисанию молока, равна 75 кДж/моль. При температуре 21⁰С молоко скисает за 8 часов. Как долго можно хранить молоко в холодильнике при температуре 5⁰С? Время скисания примите обратно пропорциональным константе скорости.

Практическая работа № 3

"Закономерности протекания химических реакций"

Часть 1. Изучение влияния концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость химической реакции. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

Оборудование: штатив для пробирок, 5 пробирок, пипетки на 10 мл, колба для термостатирования, термометр, груша.

Реактивы: растворы тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) разных концентраций, 0.05 М раствор серной кислоты

В две пробирки налейте по 6 мл раствора серной кислоты и установите их в штативе. В две маленькие пробирки налейте с помощью пипетки по 6 мл растворов тиосульфата натрия разных концентраций. Одновременно слейте содержание пробирок попарно, перемешайте стеклянной палочкой и включите секундомер. Установите время появления мути. Запишите в таблицу. Вычислите скорость реакции. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагента на скорость реакции.

В пробирку № 3 налейте с помощью пипетки 6 мл раствора серной кислоты и установите ее в колбу для термостатирования. В маленькую пробирку поместите 6 мл 0.0125 М раствора тиосульфата натрия, смешайте с раствором кислоты после термостатирования и включите секундомер. Фиксируйте время появления мути. Запишите время в таблицу.

Вычислите скорость реакции и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции. Составьте уравнение реакции.

Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл	Концентрация раствора $Na_2S_2O_3$	Концентрация раствора H_2SO_4	Температура реакции	Время от начала реакции, с	Скорость реакции, моль/(лс)

Часть 2. Изучение влияния катализатора на скорость химической реакции. Разложение пероксида водорода в присутствии бихромата калия

Оборудование: штатив для пробирок, пробирки, пипетки, груша

Реактивы: 0.2М раствор пероксида водорода, 0.1М раствор бихромата калия

В одну пробирку поместите с помощью пипетки с грушей 1 мл раствора пероксида водорода. Добавьте 4–5 капель раствора бихромата калия. Наблюдайте происходящее. Ответьте на вопросы: Какой газ выделяется? Как изменяется цвет раствора? Почему? Составьте уравнения реакций.

ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химическое равновесие и условия его смещения. Константа равновесия.

Химические реакции, которые при одних и тех же условиях протекают в противоположных направлениях, называются обратимыми. В обратимых реакциях скорость прямой (протекающей слева направо) реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается по мере расходования реагентов. Скорость обратной (протекающей справа налево) реакции наоборот увеличивается с ростом концентрации продуктов. Система достигает состояния химического равновесия, когда скорость обратной реакции становится равной скорости прямой реакции. Система остается в состоянии динамического равновесия до тех пор, пока система не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией, т.е. является изолированной.

Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуют константой равновесия. Для обратимой реакции:



При достижении химического равновесия $v_1 = v_2$ и константа равновесия равна:

$$K_c = k_1/k_{-1} = [C]^p[D]^q / [A]^m[B]^n, \quad (9)$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации участников реакции.

Уравнение (9) представляет собой математическое выражение закона действия масс при химическом равновесии в условиях $V, T = \text{const}$. Для реакций с участием газов при $p, T = \text{const}$, константа равновесия выражается через парциальные давления и обозначается K_p .

При изменении внешних условий: температуры, давления, концентрации реагентов, равновесие может сместиться в сторону прямой или обратной реакции. Изменения, происходящие в равновесной системе в результате внешних воздействий, определяются принципом подвижного равновесия – принципом **Ле Шателье**.

Согласно этому принципу, если на равновесную систему оказывать внешнее воздействие, равновесие должно смещаться в сторону, уменьшающую результат этого воздействия.

Так, повышение давления сдвигает равновесие в сторону уменьшения количества молекул газа. Добавление в равновесную смесь одного из компонентов реакции сдвигает равновесие в сторону уменьшения количества этого компонента. Повышение (или понижение) температуры сдвигает равновесие в сторону эндотермической (экзотермической) реакции. Пользуясь принципом Ле Шателье, нетрудно предсказать, к чему приведет добавление (или удаление

ние) реагентов либо продуктов, изменение давления, объема или температуры. Введение в реакционную систему катализатора изменяет скорость достижения равновесия, но не смещает его положения. Принцип смещения равновесия применим не только к химическим процессам, но и к физическим, таким, как растворение, плавление, кипение и т.д.

Пример 1. Константа равновесия реакции $A + B \rightleftharpoons C + D$ равна 1. Вычислите состав равновесной смеси, если начальные концентрации реагентов $[A]_0 = 3 \text{ М}$, $[B]_0 = 2 \text{ М}$.

Решение

Из анализа уравнения следует:

	[A], М	[B], М	[C], М	[D], М
Исходная смесь	3	2	0	0
Прореагировало	x	x	–	–
Получено продуктов	–	–	x	x
Равновесная смесь	$3-x$	$2-x$	x	x

$$K_c = [C][D] / [A][B] = (x \cdot x) / (3-x) \cdot (2-x),$$

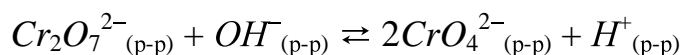
откуда $x = 1.2 \text{ М}$. Следовательно, равновесные концентрации равны $[A] = 3 - 1.2 = 1.8 \text{ М}$; $[B] = 2 - 1.2 = 0.8 \text{ М}$; $[C] = [D] = 1.2 \text{ М}$.

Пример 2. Рассмотрим реакцию $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, $\Delta_r H^\circ = 58.0 \text{ кДж}$.

В каком направлении должно смещаться ее равновесие при а) добавлении N_2O_4 ; б) удалении NO_2 ; в) повышении давления; г) увеличении объема; д) понижении температуры?

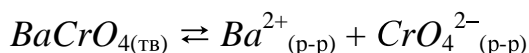
Решение

Для определения влияния всех этих изменений воспользуемся принципом Ле Шателье. а). При добавлении N_2O_4 , согласно принципу Ле Шателье, его концентрация должна уменьшиться, следовательно, реакция сместится в сторону образования большего количества продукта; б) при удалении NO_2 в системе образуется дополнительное его количество и равновесие сместится в сторону образования продукта; в) в системе установится новое равновесие, соответствующее меньшему объему, следовательно, реакция сместится в сторону реагента; г) равновесие сместится в сторону увеличения объема системы (увеличения числа молекул газа), т.е. вправо; д) прямая реакция является эндотермической, поэтому равновесие сместится в сторону экзотермической реакции, т.е. в сторону реагента.



Как изменяются равновесные концентрации хромат- и бихромат-ионов при добавлении в раствор ионов H^+ и OH^- ? В каком направлении сместится равновесие реакции и почему? Изменится ли константа равновесия этой реакции?

Часть 2. Изучение химического равновесия:

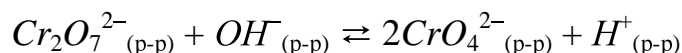
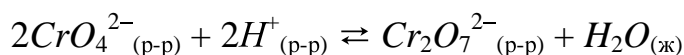


Реактивы: 0.1 М растворы бихромата и хромата калия, 1 М растворы гидроксида натрия и хлороводородной кислоты, 0.1 М раствор нитрата бария.

1) В одну пробирку налейте 1 мл раствора бихромата калия, а в другую – 1 мл раствора хромата калия. Добавьте в обе пробирки по 1 мл раствора нитрата бария.

2) В пробирку с хроматом калия добавьте 4–5 капель раствора щелочи, затем по одной капле вводите раствор нитрата бария до видимого изменения в растворе. Далее в пробирку добавьте по каплям раствор кислоты. Что происходит?

3) К раствору бихромата добавьте 4–5 капель раствора кислоты, затем по каплям добавляйте раствор нитрата бария и далее по каплям раствор щелочи до видимого изменения раствора. Что наблюдали? Объясните полученные результаты с использованием уравнений реакций:



Отличаются ли растворимости в воде хромата и бихромата бария?

ИСТИННЫЕ РАСТВОРЫ

Растворы, классификация. Массовая для вещества в растворе. Молярная концентрация и мольная доля растворенного вещества. Растворимость веществ.

Растворами называют гомогенные системы, содержащие не менее двух веществ. Вещество, взятое в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор, принято считать растворителем, а компонент, взятый в недостатке, – растворенным веществом. В зависимости от агрегатного состояния растворителя различают газообразные (воздух, смеси газов), жидкие (гомогенные смеси газов, жидкостей и твердых веществ с жидкостями) и твердые (сплавы). Наибольшее значение имеют жидкие растворы. Самым распространенным неорганическим растворителем является вода.

Растворимость веществ зависит от природы растворителя, температуры и давления. Вещества с ионным и полярным ковалентным типом связи хорошо

растворимы в воде. Вещества с неполярным ковалентным типом связи обычно хорошо растворимы в неполярных органических растворителях.

С повышением температуры растворимость всех твердых и жидких веществ в жидких растворителях увеличивается в разной степени. Растворимость газов в жидкостях при повышении температуры уменьшается.

Давление незначительно влияет на растворимость твердых и жидких веществ. Растворимость газов прямо пропорциональна давлению.

Способы выражения состава растворов.

Чаще всего для выражения состава растворов используют массовую долю, молярную концентрацию и мольную долю. Присвоим растворенному веществу индекс 2, а растворителю – 1.

Массовая доля – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Для бинарного раствора:

$$W_2 = m_2 / (m_1 + m_2), \quad (10)$$

где W – массовая доля растворенного вещества; m_2 – масса растворенного вещества, г; m_1 – масса растворителя, г.

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах.

Молярная концентрация – это количество растворенного вещества, содержащегося в 1 литре раствора:

$$C = n / V, \quad (11)$$

где C – молярная концентрация растворенного вещества, моль/л или М; n – количество вещества, моль; V – объем раствора, л.

Мольная доля растворенного вещества есть отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе

$$X_2 = n_2 / (n_2 + n_1), \quad (12)$$

где X_2 – мольная доля растворенного вещества; n_1, n_2 – количества веществ растворителя и растворенного вещества соответственно.

Сумма мольных долей растворенного вещества и растворителя равна 1.

Растворимостью вещества S называют массу вещества, растворяющуюся в 100 г растворителя.

Пример № 1. Рассчитайте массу навески пентагидрата сульфата меди, которую надо взять для приготовления 200 мл 0.1 М раствора сульфата меди(II)?

Решение:

Рассчитаем количество вещества сульфата меди(II), которое будет содержаться в 200 мл раствора: $n = V \cdot C$

$$n(\text{CuSO}_4) = 0.2 \cdot 0.1 = 0.02 \text{ моль}$$

$$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuSO}_4)$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 + 18 \cdot 5 = 250 \text{ г/моль}$$

$$m = 0.02 \cdot 250 = 5 \text{ г}$$

Ответ. 5 г

Пример № 2. Рассчитайте объем концентрированной хлороводородной кислоты, содержащей 38% HCl , плотность которой равна 1.19 г/мл, необходимый для приготовления 1 л 2М раствора?

Решение:

Рассчитаем количество вещества в растворе: $n(HCl) = 1 \cdot 2 = 2$ моль.

Рассчитаем массу HCl : $m(HCl) = 2 \cdot 36,5 = 73$ г.

Найдем массу раствора кислоты: $m(\text{раствора } HCl) = 73 / 0.38 = 192.1$ г.

Рассчитаем объем раствора кислоты $V(\text{раствора } HCl) = 192.1 / 1.19 = 161.4$ мл.

Ответ: 161.4 мл

Пример № 3. Рассчитайте мольные доли спирта и воды в 96%–ном растворе этанола?

Решение:

Пусть масса раствора равна 100 г. Найдем массы этанола и спирта, содержащиеся в этом растворе:

$$m(C_2H_5OH) = 100 \cdot 0.96 = 96 \text{ г}; \quad m(H_2O) = 100 - 96 = 4 \text{ г};$$

$$M(C_2H_5OH) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 + 16 = 46 \text{ г/моль}; \quad M(H_2O) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}.$$

Найдем количества веществ: $n(C_2H_5OH) = 96 / 46 = 2.09$ моль;

$$n(H_2O) = 4 / 18 = 0.22 \text{ моль};$$

Рассчитаем мольную долю спирта: $X(C_2H_5OH) = 2.09 / (2.09 + 0.22) = 0.905$

$$X(H_2O) = 1 - 0.905 = 0.095.$$

Ответ: 0.905 и 0.095.

Пример № 4. Сколько граммов сульфата калия выпадает в осадок из 400 г раствора, насыщенного при 80°C, при охлаждении его до 20°C? Растворимость K_2SO_4 составляет 21.4 г при 80°C и 11.1 г при 20°C.

Решение.

Найдем состав исходного раствора. При 80°C $W = 21.4 / 121.4 = 0.176$,
 $m(K_2SO_4) = 400 \cdot 0.176 = 70.51$ г.

Пусть при охлаждении выпало x г K_2SO_4 . Тогда масса раствора при 20°C равна $(400-x)$ г, а массовая доля соли в охлажденном растворе равна:

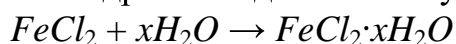
$$W(K_2SO_4) = (70.51-x)/(400-x) = 11.1 / 111.1 = 0.1, \text{ откуда } x = 33.9 \text{ г}$$

Ответ: 33.9 г

Пример № 5. В 40 г насыщенного водного раствора хлорида железа(II) внесли 10 г безводной соли. Полученную смесь нагрели до полного растворения, а затем охладили до начальной температуры. При этом выпало 24.3 г осадка кристаллогидрата. Установите формулу кристаллогидрата, если насыщенный раствор содержит 38.5% безводной соли.

Решение

Пусть в состав кристаллогидрата входит x молекул воды:



После выпадения осадка кристаллогидрата масса раствора станет:

$40 + 10 - 24.3 = 25.7$ г, в котором $25.7 \cdot 0.385 = 9.90$ г $FeCl_2$.

В исходном растворе содержалось $40 \cdot 0.385 = 15.4$ г соли.

Следовательно, в составе 24.3 г выпавшего кристаллогидрата было:

$15.4 + 10 - 9.9 = 15.5$ г $FeCl_2$.

$M(FeCl_2) = 127$ г/моль, $M(FeCl_2 \cdot xH_2O) = (127 + 18x)$ г/моль.

Тогда массовая доля соли в кристаллогидрате:

$W(FeCl_2) = 15.5 / 24.3 = (127 / 127 + 18x)$,

откуда $x = 4$

Ответ: $FeCl_2 \cdot 4H_2O$.

Задачи для самостоятельного решения

Задача № 1. Смешали 250 г 10%-го и 750 г 15%-го растворов глюкозы. Вычислите массовую долю глюкозы в полученном растворе?

Задача № 2. Имеется 30%-ный раствор азотной кислоты ($\rho = 1.2$ г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора?

Задача № 3. Мольная доля сахарозы в водном растворе равна 2%. Рассчитайте массовую долю сахарозы в этом растворе?

Задача № 4. Какая масса гексагидрата хлорида магния выпадет из 300 г насыщенного при 80°C раствора при охлаждении до 20°C, если растворимость безводной соли при этих температурах равна 65.8 и 54.8 г соответственно?

Задача № 5. Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию азотной кислоты в растворе, если к 40 мл 96%-го раствора HNO_3 ($\rho = 1.5$ г/мл) прилить 30 мл 48%-го раствора HNO_3 ($\rho = 1.3$ г/мл). Полученный раствор имеет плотность 1.45 г/мл.

Задача № 6. Растворимость хлорида аммония при 50°C составляет 50 г, а при 15°C – 35 г. Найдите массу соли, выпадающей в осадок при охлаждении до 15°C 330 г раствора NH_4Cl , насыщенного при 50°C.

Практическая работа № 5

"Приготовление растворов и расчет концентрации"

Взвешивание на технических электронных весах навески вещества.

Правила обращения с пипеткой и мерной колбой

1. Приготовление раствора заданной концентрации из кристаллогидрата.

Оборудование: мерная колба на 100 мл, воронка, калька, технические электронные весы.

Реактивы: $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, $CrK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$,
 $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $CuNO_3 \cdot 3H_2O$,
 $NiSO_4 \cdot 7H_2O$, $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$

- 1) Рассчитайте массу навески вещества для приготовления 100 мл 0.1 М раствора соли.
- 2) Взвесьте навеску соли на технических весах с точностью до 0.01 г. Не забудьте определить массу подложки.
- 3) Перенесите навеску соли в мерную колбу и растворите в небольшом количестве дистиллированной воды.
- 4) Доведите объем раствора до метки и перемешайте. Подпишите содержимое колбы.

2. Приготовление раствора заданной концентрации из более концентрированного раствора.

Оборудование: денсиметр, мерная колба на 100 мл, воронка, пипетка, груша.

Реактивы: 5% раствор $CuSO_4$, дистиллированная вода.

- 1) Определите с помощью денсиметра плотность раствора соли.
- 2) Рассчитайте объем 5% раствора $CuSO_4$, необходимого для приготовления 100 мл 0.0132 (или 0.01; 0.015; 0.020; 0.030 и т.д.) М раствора.
- 3) Отберите с помощью пипетки и груши необходимый объем и перенесите в мерную колбу.
- 4) Добавьте дистиллированной воды до метки, закройте пробкой, перемешайте и подпишите приготовленный раствор.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Диссоциация кислот, солей и оснований. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации. Ион гидроксония. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Реакции ионного обмена и условия их протекания.

Большинство реакций в водных растворах являются реакциями между ионами. Вещества, существующие в растворах в виде ионов называются электролитами. Истинные электролиты состоят из ионов и в твердом (а также расплавленном) состоянии, как, например, большинство солей. Потенциальные электролиты – это соединения, образующие ионы только в растворах, например, кислоты.

Диссоциацию электролита, состоящего из катиона K^+ и аниона A^- можно записать следующим образом



Константа равновесия этой реакции

$$K_p = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$$

K_p называется константой диссоциации и часто обозначается как K_d . Эта величина является индивидуальной характеристикой электролита, т.е. зависит от природы вещества.

Степень диссоциации α равна отношению количества вещества, вступившего в реакцию диссоциации к общему количеству растворенного вещества:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дисс}}}{n_{\text{общ}}},$$

где $n_{\text{дисс}}$ – количество вещества, вступившего в реакцию диссоциации, моль.

$n_{\text{общ}}$ – общее количество растворенного вещества, моль.

Значение величины α выражается либо в долях от единицы, либо в процентах. Степень диссоциации зависит как от природы электролита, так и от его концентрации.

Соотношение между степенью и константой диссоциации выражается правилом разбавления Оствальда:

$$K_d = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

В зависимости от значения α и K_d электролиты подразделяют на сильные ($\alpha \sim 1$), средней силы ($\alpha < 1$) и слабые ($\alpha \ll 1$). Однако это деление условно, так как сила электролита зависит и от вида растворителя, температуры и степени

разбавления раствора. Например, повышение температуры и разбавление раствора, как правило, увеличивает степень диссоциации.

Вопросы для самоконтроля

1. Как диссоциирует в воде угольная кислота и ее соли? Каково соотношение между концентрациями частиц, находящихся в растворе?
2. Как изменится степень диссоциации сероводородной кислоты, если к раствору ее добавить соляной кислоты? Какие частицы могут находиться в растворе?
3. Приведите пример и запишите уравнение реакции электролитической диссоциации следующих электролитов: средней соли, кислой соли, основной соли, двойной соли, сильной кислоты, слабой кислоты, сильного основания, слабого основания. Оцените содержание частиц в этих растворах.
4. Приведите уравнение реакции соли фосфорной кислоты с нитратом серебра в ионной и молекулярной форме.
5. Изменится ли электропроводность воды при пропускании через нее: а) азота, б) оксида азота(II), в) оксида азота(IV), г) хлороводорода, д) аммиака? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
6. Вычислите степень диссоциации соляной кислоты в 8.5% растворе ($\rho = 1.04 \text{ г/см}^3$), содержащем $1.38 \cdot 10^{21}$ хлорид ионов в 1 см^3 раствора. (Ответ 94.5%)
7. Азотистая кислота HNO_2 в 1 л 0.1 М раствора содержит $6.15 \cdot 10^{22}$ недиссоциировавших молекул и образовавшихся ионов. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты? (Ответ 2.2%).

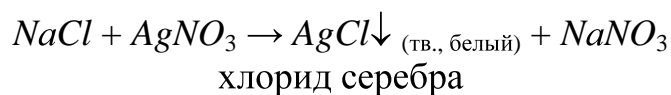
Практическая работа № 6

"Качественные реакции для хлорид ионов в растворе"

При выполнении работ по проведению качественных реакций учащиеся используют штатив с пробирками, стеклянные палочки для перемешивания растворов, наборы с растворами реактивов.

Присутствие хлорид ионов в растворе является свидетельством того, что в этом растворе присутствует либо соляная (хлороводородная) кислота, либо её соли. Реагентом для обнаружения хлорид ионов является раствор нитрата серебра $AgNO_3$ с добавлением азотной кислоты HNO_3 .

В пробирку необходимо поместить 3-4 капли раствора, содержащего хлорид ионы, и прилить 3-4 капли раствора нитрата серебра. Выпадает белый осадок хлорида серебра, при этом протекает реакция:

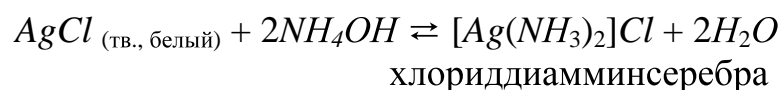


или в ионной форме: $Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl$

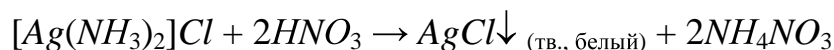
При недостаточной кислотности среды кроме ионов Cl^- с ионами серебра образуют осадки также ионы CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , AsO_4^{3-} , а при больших концентрациях и SO_4^{2-} . Поэтому приведенная реакция не может служить основанием для уверенной идентификации хлорид иона.

Для того чтобы окончательно убедиться в присутствии Cl^- ионов в растворе, необходимо выполнить проверочную реакцию.

С этой целью выпавший осадок растворяют при тщательном перемешивании в нескольких каплях концентрированного раствора аммиака:



Затем к полученному раствору приливают по каплям раствор азотной кислоты до слабокислой реакции среды (по индикаторной бумаге). Повторное выпадение осадка или помутнение раствора является доказательством присутствия Cl^- ионов. При этом протекает реакция:



Если хлорид ионы в растворе отсутствуют, осадок при добавлении кислоты не образуется.

Практическая работа № 7

"Качественные реакции для анионов в растворе"

В объектах природного и промышленного происхождения наиболее часто встречаются следующие анионы: Cl^- (хлорид), NO_3^- (нитрат), CO_3^{2-} (карбонат), SO_4^{2-} (сульфат), PO_4^{3-} (фосфат). Это кислотные остатки соляной, азотной, угольной, серной и фосфорной кислот соответственно.

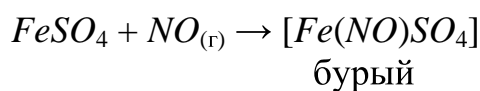
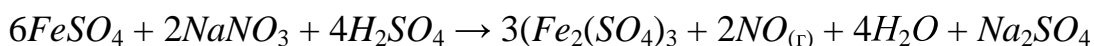
Для идентификации каждого из этих ионов существует специфическая реакция.



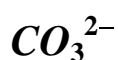
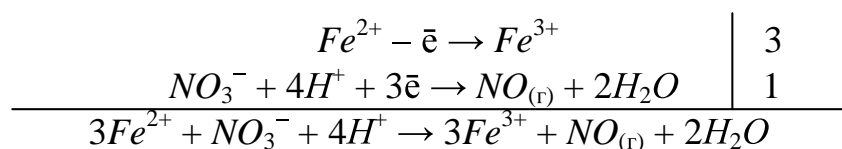
Для обнаружения нитрат ионов в растворе используется реакция "бурого кольца".

В пробирку помещают 3–4 капли раствора азотной кислоты или её соли, приливают 6–8 капель свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) и тщательно перемешивают стеклянной палочкой. К полученной смеси осторожно, по стенке пробирки, приливают 5–6 капель концентрированной серной кислоты. На границе раздела фаз возникает окрашивание в виде коричневого диска в результате образования комплексного соединения $[Fe(NO)SO_4]$.

При этом протекают реакции:

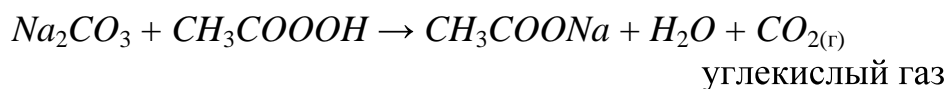


Окислительно-восстановительные полуреакции между нитрат ионами и ионами железа(II) можно записать следующим образом:



Для обнаружения карбонат ионов используется реакция вытеснения слабой угольной кислоты из её солей более сильной кислотой, например, уксусной, азотной или соляной. В результате угольная кислота разлагается на воду и углекислый газ, по выделению пузырьков которого и судят о протекании реакции.

В пробирку помещают 3–4 капли раствора карбоната или гидрокарбоната натрия, приливают 4–5 капель раствора уксусной кислоты. При этом протекает реакция:

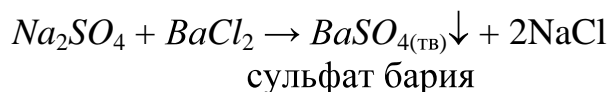


или в ионной форме:

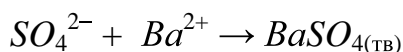


Для обнаружения сульфат ионов используется реакция образования осадка сульфата бария, белого кристаллического осадка, который нерастворим в кислотах и щелочах.

В пробирку помещают 3–4 капли раствора серной кислоты или её хорошо растворимой соли, приливают 3–4 капли раствора хлорида или нитрата бария и перемешивают стеклянной палочкой. При этом протекает реакция:



или в ионной форме:

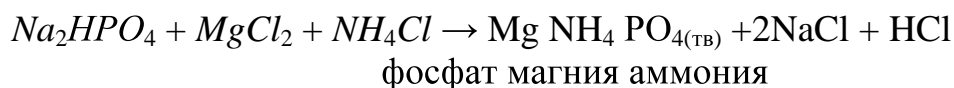


Следует помнить, что карбонат и фосфат ионы также образуют труднорастворимые осадки с солями бария. Но в отличие от сульфата бария они растворяются в кислотах.

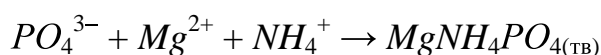


Для обнаружения фосфат ионов используется реакция образования белого кристаллического осадка двойной соли фосфата магния аммония. Реактивом в этой реакции является магниевая смесь. В состав магниевой смеси входят хлорид магния $MgCl_2$, хлорид аммония NH_4Cl и раствор аммиака NH_4OH .

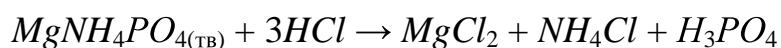
В пробирку помещают 3–4 капли раствора, содержащего фосфат-ионы, добавляют 3–4 капли магниевой смеси и содержимое пробирки перемешивают стеклянной палочкой. Протекает следующая реакция:



или в ионной форме:



Осадок фосфата магния аммония растворяется в кислотах:



Практическая работа № 8

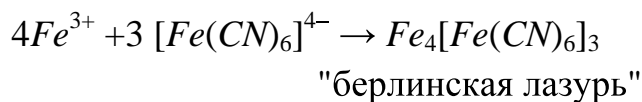
"Качественные реакции некоторых катионов тяжелых металлов"



Для обнаружения ионов железа(III) используются следующие реагенты:

1. Реактив – раствор гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтой кровяной соли).

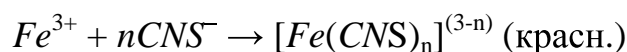
В пробирку поместить 4–5 капель раствора соли железа(III) и 4–5 капель раствора реактива. Цвет раствора изменится на интенсивно синий вследствие образования гексацианоферрата(II) железа(III) ("берлинской лазури"). При больших концентрациях "берлинская лазурь" выпадет в осадок. В ионном виде уравнение реакции запишется:



При выполнении реакции следует обратить внимание на то, что сам реактив окрашен в желтый цвет, поэтому для получения чисто синей окраски лазури реактив предварительно следует разбавить, чтобы избежать эффекта наложения окрасок.

2. Реактив – раствор роданида аммония (NH_4CNS) или калия (K_4CNS).

В пробирку поместить 4–5 капель раствора соли железа (III) и 4-5 капель раствора реактива. Цвет раствора изменится на интенсивно красный вследствие образования роданидных комплексов железа(III). В ионном виде уравнение реакции запишется:

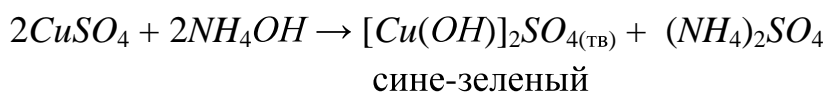


Реакция является высокочувствительной, поэтому раствор железа(III) перед проведением эксперимента желательно существенно разбавить. При высоком содержании железа(III) раствор приобретает практически черный цвет.

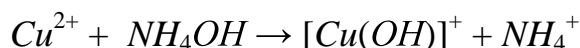
***Cu*²⁺**

Реактив для обнаружения ионов меди – избыток концентрированного раствора аммиака *NH₄OH*.

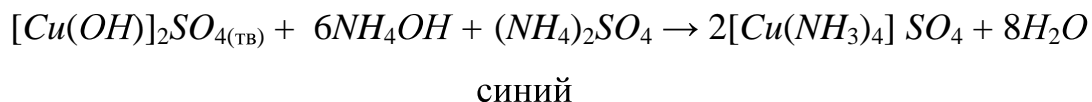
В пробирку поместить 4–5 капель раствора соли меди(II), добавить 2–3 капли концентрированного раствора аммиака, перемешать стеклянной палочкой. При этом образуется основная соль меди – осадок сине-зеленого цвета:



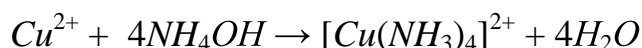
или в ионном виде:



При дальнейшем добавлении концентрированного раствора аммиака осадок растворяется с образованием интенсивно окрашенных в синий цвет аммиачных комплексов меди:



или в ионном виде суммарное уравнение:

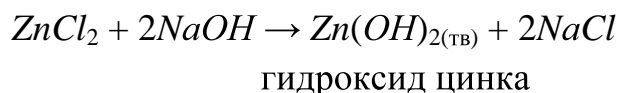


***Zn*²⁺**

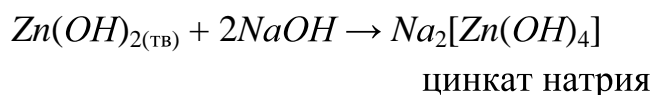
Для обнаружения катионов цинка используют:

1. Свойство амфотерности этого элемента, т.е. способность гидроксида цинка растворяться и в кислотах и в щелочах.

В пробирку поместить 4–5 капель раствора соли цинка, добавить 3-4 капли раствора гидроксида натрия, в результате выпадет белый осадок гидроксида цинка:



Если в эту же пробирку добавить еще 8–10 капель *NaOH* и перемешать стеклянной палочкой содержимое, то осадок растворится в результате протекания реакции:

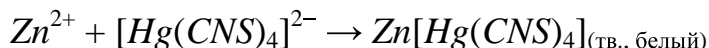


Гидроксид цинка растворяется и в кислотах:



2. Индивидуальным реактивом для обнаружения катионов цинка является тетрароданомеркуриат аммония $(NH_4)_2[Hg(CNS)_4]$ (ртутно-родановый реактив).

В пробирку поместить 4–5 капель соли цинка, добавить 2–3 капли ртутно-роданового реактива, перемешать стеклянной палочкой. Выпадает белый кристаллический осадок в результате протекания реакции:



тетрароданомеркуриат цинка

Практическая работа № 9

"Качественные реакции на катионы калия, натрия и аммония. Идентификация сухой соли (по наличию в ее растворе катионов и анионов)"

Трудности распознавания в растворе катионов калия, натрия и аммония состоят в том, что они практически не дают цветных и малорастворимых продуктов реакции.

K^+

Для определения ионов калия в растворе используют:

1. Реактив гексанитритокобальтиат натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

В пробирку помещают 4–5 капель раствора соли калия и столько же раствора реактива, перемешивают стеклянной палочкой и наблюдают выпадение желтого кристаллического осадка двойной соли:

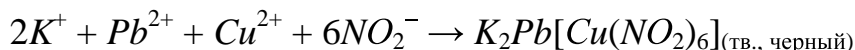


гексанитритокобальтиат калия натрия

Катионы аммония также вступают в реакцию с этим реактивом с образованием желтого осадка.

2. Реактив смесь нитрита натрия и ацетатов меди и свинца.

В пробирку поместить 4–5 капель раствора соли калия и столько же реактива, образуется черный осадок



гексанитритокупроат калия свинца

Эту реакцию можно выполнять микрокристаллоскопически. Микрокристаллоскопические реакции выполняют на предметном стекле. На стекло помещают одну каплю раствора, содержащего определяемый катион и рядом с

ней одну каплю реактива. Капли соединяют стеклянной палочкой, не допуская перетирания кристаллов. Выпадающий осадок можно наблюдать в поле зрения микроскопа в виде быстрорастущих черных кубов и прямоугольников.

NH_4^+

Ионы аммония вступают в те же реакции, что ионы калия, образуя аналогичные продукты.

Отличительная особенность ионов аммония в том, что они являются катионами слабого основания, которое может быть вытеснено более сильным основанием. В результате реакции выделяется аммиак.

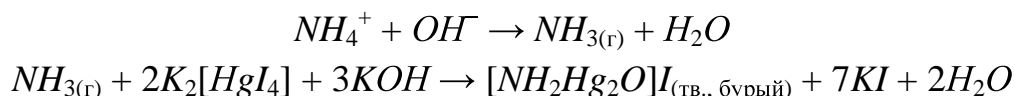
1. В пробирку поместить 4-5 капель раствора соли аммония, добавить 4–5 капель раствора NaOH и перемешать стеклянной палочкой. Протекает реакция:



К пробирке поднести полоску влажной универсальной или лакмусовой индикаторной бумаги, которая окрашивается в синий цвет.

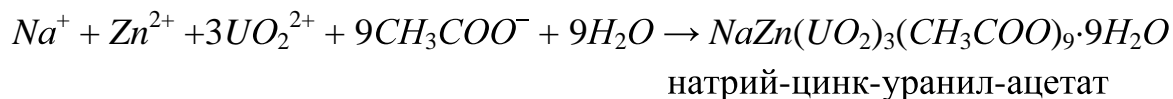
2. Реакцию обнаружения ионов аммония можно провести в так называемой «газовой камере» со щелочным раствором тетраiodидомеркуроата калия $K_2[HgI_4]$ (реактив Несслера).

В фарфоровый тигель помещают 3–4 капли раствора соли аммония, добавляют 8–10 капель раствора гидроксида натрия (среда должна быть сильнощелочной по индикаторной бумаге), перемешивают стеклянной палочкой. На предметное стекло помещают каплю реактива Несслера, осторожно перевернув стекло каплей вниз, накрывают им тигель. Через несколько минут капля реактива Несслера окрашивается в темный бурый цвет в результате протекания реакции:



Na^+

Качественная реакция на ионы натрия – образование бледно-желтого кристаллического осадка с раствором смеси ацетата цинка $Zn(CH_3COO)_2$ и ацетата уранила $UO_2(CH_3COO)_2$



При выполнении реакции на предметном стекле под микроскопом наблюдаются кристаллы в виде правильных тетраэдров или октаэдров.

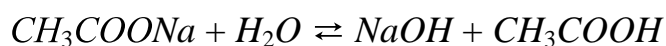
Практическая работа 10

"Идентификация соли по наличию в растворе ее катионов и анионов"

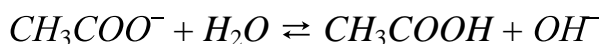
В четырех пронумерованных пробирках находятся растворы солей хлорида натрия, хлорида калия, хлорида аммония и сульфата калия. Проведите качественные реакции и установите, растворы какой соли находятся в пробирке с соответствующим номером.

ГИДРОЛИЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЛЕЙ

Ионы растворенного вещества могут по-разному взаимодействовать с молекулами растворителя (воды). Диполи воды, окружая катионы сильных оснований и анионы сильных кислот, образуют гидратные оболочки. Если в состав соли входит остаток слабого основания и (или) слабой кислоты, то такие ионы гидролизуются. В общем случае процесс взаимодействия ионной формы вещества с водой, в результате которого образуется слабый электролит, называется **гидролизом**. Например, в растворе ацетата натрия устанавливается равновесие:



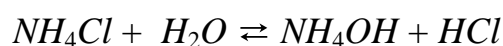
В данном молекулярном виде эта запись не отражает особенностей процесса на атомно-молекулярном уровне. Более информативной является ионная форма записи реакции, в которой указываются только частицы, непосредственно участвующие в реакции взаимодействия с водой:



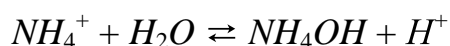
В приведенном примере гидролизуется ацетат ион – анион слабой уксусной кислоты, в результате среда становится щелочной.

При описании процессов гидролиза выделяют 4 типа солей:

1. Соль, образованная катионом сильного основания и анионом сильной кислоты не гидролизуются, т.к. кислотный остаток и катион не взаимодействуют с водой. Среда в растворах таких солей нейтральная.
2. Соль, образованная катионом сильного основания и анионом слабой кислоты гидролизуются. Среда в растворах таких солей щелочная как в рассмотренном выше примере.
3. Соль, образованная катионом слабого основания и анионом сильной кислоты гидролизуются:

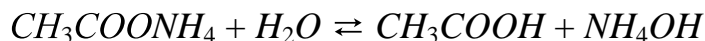


или в ионном виде:

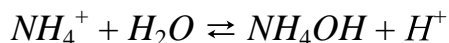
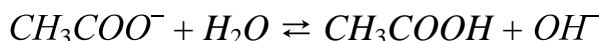


Среда в растворах таких солей кислая.

4. Соль, образованная катионом слабого основания и анионом слабой кислоты гидролизуеться:



или в ионном виде:



Т.к. константы диссоциации и уксусной кислоты и гидроксида аммония практически одинаковы, среда в растворе этой соли будет нейтральной.

Кислотность среды принято оценивать величиной рН (*рН аи*). Это показатель рассчитывается как отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Протяженность шкалы кислотности от 0 до 14. При $0 \leq \text{pH} < 7$ среда кислая, при $7 < \text{pH} \leq 14$ среда щелочная, при $\text{pH} = 7$ среда нейтральная.

Для определения кислотности среды используют кислотно-основные индикаторы или специальные приборы рН-метры. Каждый кислотно-основной индикатор характеризуется интервалом перехода индикатора – значениями рН в пределах которого меняется цвет индикатора. Наиболее часто для определения рН используют метиловый оранжевый (метилоранж), фенолфталеин, лакмус и универсальный индикатор.

Индикатор	Интервал перехода	Изменение цвета
Метилоранж	3–4	красный-желтый
Лакмус	7	$\text{pH} < 7$ – красный, $\text{pH} > 7$ – синий
Фенолфталеин	8–10	бесцветный – красный
Универсальный	0–14	от темно-синего до бордового

Вопросы для самоконтроля

1. Почему при растворении хлорида железа(III) в воде синий лакмус краснеет, а при растворении карбоната натрия красный лакмус синееет? Дайте объяснение и напишите соответствующие уравнения реакций.
2. Известно, что цинк растворяется в водном растворе хлорида цинка, Будет ли цинк растворяться в водных растворах NaCl , BaCl_2 , FeCl_3 ?
3. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза и укажите кислотность водных растворов солей: нитрата натрия, карбоната калия, сульфида алюминия.

Практическая работа № 11

"Определение кислотности растворов"

В семи колбах находятся растворы соляной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида натрия, гидроксида аммония, ацетата натрия, нитрата аммония и нитрата натрия.

В пробирку необходимо поместить 10–12 капель исследуемого раствора, затем прибавить 1–2 капли индикатора, перемешать стеклянной палочкой и зафиксировать цвет индикатора. По полученным данным необходимо сделать вывод о кислотности среды. Полученные данные занести в таблицу. Экспериментальные результаты подтвердить уравнениями соответствующих реакций диссоциации, возможного гидролиза исследованных соединений.

Определение кислотности среды с помощью индикаторов

Химическая формула	Номер пробирки	Цвет индикатора				Вывод о кислотности среды
		Лакмус	Метиловый оранжевый	Фенол-фталеин	Универсальный	
HCl	1					
CH_3COOH	2					
$NaOH$	3					
NH_4OH	4					
CH_3COONa	5					
NH_4NO_3	6					
$NaNO_3$	7					

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Метод электронного баланса. Метод электронно-ионного баланса. Внутримолекулярное окисление-восстановление, диспропорционирование, сопропорционирование. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы.*

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

При составлении уравнения окислительно-восстановительной реакции (ОВР) необходимо определить восстановитель, окислитель и число отдаваемых и принимаемых электронов.

Различают следующие типы ОВР: 1) межмолекулярные реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе разных молекул; 2) внутримолекулярные реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе одной молекулы; 3) реакции диспропорционирования, в которых атомы одного элемента одновременно повышают и понижают степень окисления.

Для составления уравнений ОВР, т.е. определения продуктов реакции и нахождения стехиометрических коэффициентов, используют алгоритм:

1. Определяют окислитель и восстановитель. При этом удобно пользоваться списком типичных окислителей и восстановителей.

2. Определяют степени окисления окислителя и восстановителя после реакции. Чем сильнее окислитель, тем выше повышается степень окисления восстановителя. Например, $H_2S \rightarrow S$ под действием слабых окислителей, а при действии сильных – $H_2S \rightarrow H_2SO_4$.

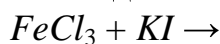
По аналогии, чем более сильный восстановитель участвует в реакции, тем сильнее понижается степень окисления окислителя. Например, $H_2SO_4 \rightarrow SO_2$ под действием слабых восстановителей, а под действием сильных – $H_2SO_4 \rightarrow H_2S$.

3. Определяют, в виде каких соединений существуют окисленные и восстановленные элементы в данной среде (кислой, щелочной или нейтральной). Например, Fe^{+3} в кислой среде присутствует в виде соли Fe(III), а в щелочной – в виде $Fe(OH)_3$.

4. Находят стехиометрические коэффициенты в уравнении ОВР, используя либо метод электронного баланса, либо метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).

Пример 1.

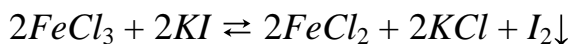
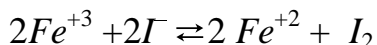
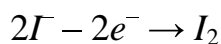
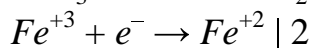
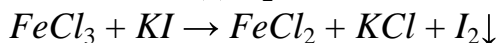
Применим метод электронного баланса для составления реакции



Решение

Fe^{+3} – окислитель, восстанавливается до Fe^{+2} ; I^- – восстановитель,

Окисляется до I_2 :



В методе полуреакций рассматривают переход электронов от одних атомов или ионов к другим с учетом характера среды. При составлении полуреакций окисления и восстановления вещества записывают в том виде, в каком они действительно находятся в растворе. Сильные электролиты записывают в виде ионов, слабые электролиты и нерастворимые вещества – в молекулярной форме. Для уравнивания числа атомов водорода и кислорода используют молекулы воды и ионы H^+ (в кислой среде) или OH^- (щелочной среде).

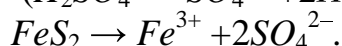
Метод полуреакций имеет следующие преимущества по сравнению с методом электронного баланса: во-первых, не надо определять степени окисления элементов, так как расчет числа электронов проводится по закону сохранения заряда; во-вторых, автоматически находятся все коэффициенты в сокращенном ионном уравнении ОВР. Метод полуреакций применим только к ОВР в растворах.

Пример 2.

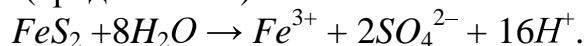
Составим уравнение реакции окисления сульфида железа(II) концентрированной азотной кислотой методом полуреакций.

Решение

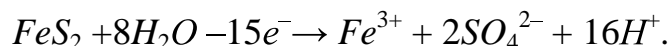
Рассмотрим полуреакцию окисления. FeS_2 превращается в ион Fe^{3+} ($Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe^{3+} + 3NO_3^-$) и два иона SO_4^{2-} ($H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$).



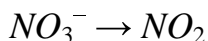
Для того, чтобы уравнивать кислород, в левую часть добавим 8 молекул воды, а в правую – $16 H^+$ (среда кислая):



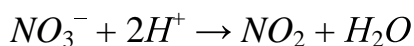
Заряд левой части равен 0, заряд правой +15, поэтому FeS_2 должен отдать 15 электронов:



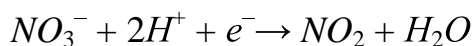
Рассмотрим теперь полуреакцию восстановления нитрат-иона:



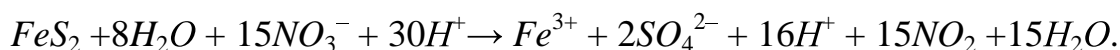
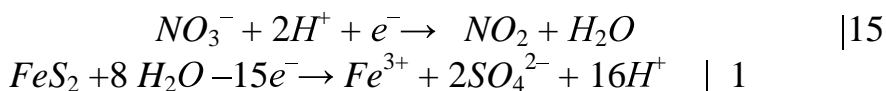
В левой части лишний 1 атом кислорода. Свяжем его двумя ионами $2H^+$ (кислая среда), а в правую часть введем одну молекулу H_2O :



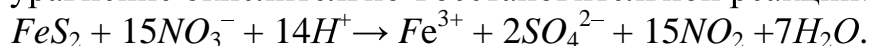
Для уравнивания заряда к левой части (заряд +1) добавим один электрон:



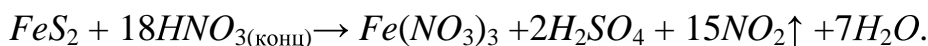
Полный электронный-ионный баланс:



Сократив обе части уравнения на $8H_2O$ и $16H^+$ получим сокращенное ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции:



Добавив в обе части уравнения три иона NO_3^- и $4H^+$, находим молекулярное уравнение реакции:

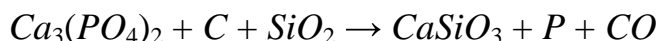
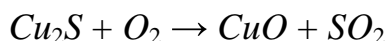


Вопросы для самоконтроля

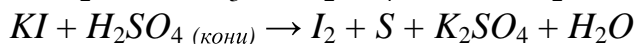
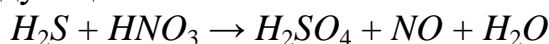
- Предложите продукты следующих реакций, расставьте коэффициенты в уравнениях методом электронного баланса:



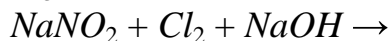
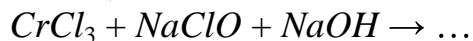
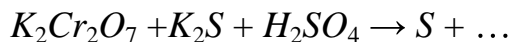
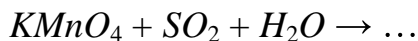
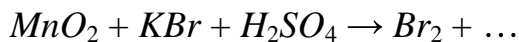
- Используя метод электронного баланса, составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



- Используя метод электронно-ионного баланса, составьте полные уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



- * Закончите составление уравнений следующих окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:



Практическая работа № 12

"Окислительно-восстановительные реакции"

Оборудование: штатив для пробирок, стеклянные пробирки, пипетки, груша

Реактивы: растворы 0.002 М раствор перманганата калия, 0.5 М раствор сульфита натрия, 0.5 М раствор иода, 0.5 М раствор иодида калия, 1% раствор крахмала, 0.05 М раствор тиосульфата натрия, кристаллы перманганата калия, 5% раствор медного купороса.

Металлическая скрепка.

Соляная кислота (36.5%), 10% раствор серной кислоты.

1. В одну пробирку поместите 2 гранулы цинка, во вторую – немного медных опилок. Добавьте в каждую из пробирок 1 мл 10% раствора серной кислоты. Наблюдайте происходящее. Составьте уравнения реакций.
2. Поместите в пробирку несколько кристаллов перманганата калия. Добавьте 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется? К отверстию пробирки поднесите полоску фильтровальной бумаги, смоченной 0.05 М раствором иодида калия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.
3. Налейте в 2 пробирки 1мл 0.002 М раствора перманганата калия, добавьте 2–3 капли 10 % раствора серной кислоты. В одну пробирку добавьте по каплям 0.05 М раствор сульфита натрия, во вторую – 0.05М раствор иодида калия до появления устойчивой окраски. Объясните наблюдаемое явление и составьте уравнения реакций.
4. В пробирку поместите 0.1 мл 0.5 М раствора иода, добавьте 2 мл воды и 2–3 капли раствора крахмала. Затем добавляйте по несколько капель 0.05 М раствора тиосульфата натрия до изменения окраски. Напишите уравнение наблюдаемой реакции.
5. В пробирку налейте 5 мл раствора медного купороса и опустите скрепку. Через 10 мин. извлеките скрепку и рассмотрите. Составьте уравнение протекавшей реакции.

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролиз водных растворов и расплавов электролитов. Электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Гальванические элементы. Аккумуляторы*. Коррозия металлов*.*

Совокупность ОВР, протекающих на электродах в растворах или расплавах электролитов при пропускании через них электрического тока, называют электролизом. Электрический ток подводится к электролиту с помощью электродов – металлических стержней или пластин, осуществляющих электрический контакт с электролитом. Отрицательно заряженный электрод называется катодом, а положительно заряженный электрод – анодом. Электроды, не вступающие в химические реакции при пропускании через них электрического тока, называются инертными электродами. К числу инертных электродов относятся графит и платина.

На аноде всегда осуществляется окислительная полуреакция, поэтому анод выступает в роли приемника электронов от анионов.

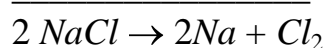
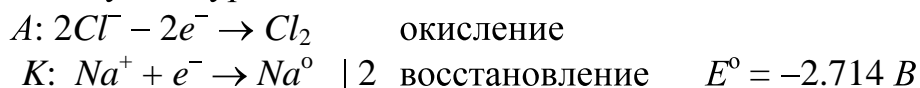
На катоде всегда протекает восстановительная полуреакция, поэтому катод – источник электронов для катионов.

Электролиз с использованием инертного анода

При электролизе расплавов галогенидов металлов на катоде происходит восстановление металла, а на аноде – окисление галогенид иона с образованием галогена.

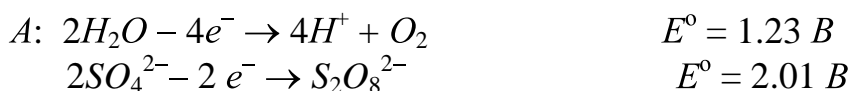
Пример 1.

Электролиз расплавленного хлорида натрия на инертных электродах состоит из двух полуреакций:



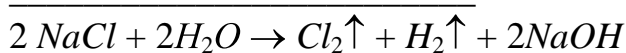
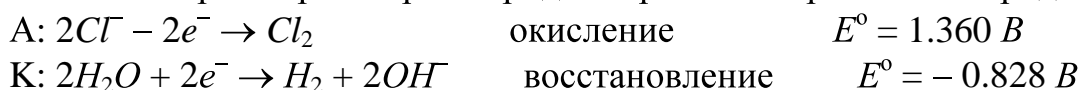
При электролизе растворов возможно электролитическое разложение воды с выделением или водорода, или кислорода (или обоих газов). Поэтому на катоде восстанавливаются или металлы (стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода), или водород (при электролизе растворов солей щелочных и щелочно-земельных металлов), одновременно водород и металл (во всех остальных случаях). Если в растворе содержатся катионы нескольких типов, то последовательность их восстановления на катоде определяется рядом факторов, в том числе, значением стандартного электродного потенциала полуреакции (E^0) каждого конкретного иона. В первую очередь восстанавливается ион с более положительным значением E^0 . На аноде происходит либо окисление галогенид-ионов (кроме F^-), либо воды с выделением кислорода при наличии ионов кислородсодержащих кислот и F^- . При наличии в системе нескольких восстановителей, окислению на аноде будет подвергаться наиболее активный из них, т.е. восстановленная форма электрохимической систе-

мы, характеризующейся наименьшим значением стандартного электродного потенциала. Так при электролизе водного раствора Na_2SO_4 с инертными электродами на аноде могут протекать реакции:



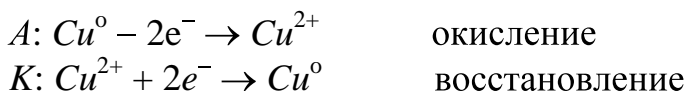
Таким образом, на аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, т.к. стандартный электродный потенциал этой полуреакции ниже, чем стандартный электродный потенциал окисления SO_4^{2-} . Сульфат-ионы будут накапливаться в анодном пространстве.

Электролиз раствора хлорида натрия на инертных электродах:



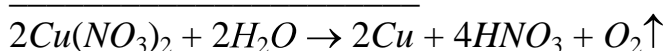
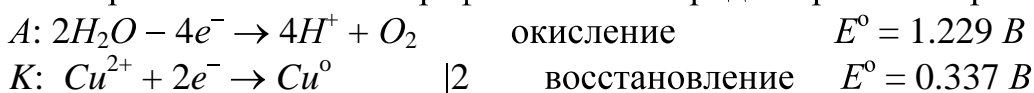
Конкуренция реакций окисления на аноде определяется также химической природой электрода. Электроды могут быть инертными или растворимыми. Электролиз с использованием растворимого анода (медь, никель, серебро). На растворимом аноде происходит окисление материала анода.

Пример 2. Электролиз водного раствора нитрата меди(II) на медных электродах: $Cu(NO_3)_{2(p-p)} \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^-$



Суммарную реакцию в этом случае не пишут.

При использовании графитовых электродов протекают реакции:



Для составления уравнений электролиза используйте следующий алгоритм:

- 1) Запишите уравнения диссоциации электролита и определите катионы и анионы.
- 2) По приведенным правилам определитесь с полуреакциями, происходящими на электродах. Напишите уравнения электродных реакций.
- 3) Составьте суммарное уравнение электролиза из уравнений полуреакций.

Для количественных расчетов воспользуйтесь обобщенным законом Фарадея:

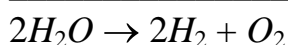
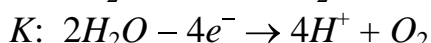
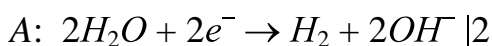
$$m = I \cdot t \cdot M / n \cdot F, \quad (13)$$

где m – масса образовавшегося при электролизе вещества, г; M – молярная масса вещества, г/моль; n – количество электронов; I – сила тока, А; t – время проведения электролиза, с; F – константа Фарадея, равная 96500 Кл/моль.

Пример 3. После пропускания через 250 г 10%-ного раствора нитрата натрия в течение некоторого времени электрического тока массовая доля соли увеличилась вдвое. Вычислите объемы (н.у.) газов, выделившихся на электродах.

Решение

При электролизе $NaNO_{3(p-p)}$ протекают следующие реакции:



Найдем массу воды в исходном растворе: $m(NaNO_3) = 250 \cdot 0.1 = 25$ г,

$m(H_2O) = 250 - 25 = 225$ г.

Массовая доля соли после электролиза увеличилась за счет разложения воды.

$W_2(NaNO_3) = 0.2$, обозначим массу разложившейся воды x г,

Тогда $0.2 = 25 / (250 - x)$ откуда $x = 125$ г.

Найдем количество вещества разложившейся воды

$n = 125 / 18 = 6.94$ моль.

На электродах выделилось 6.94 моль H_2 и $6.94 / 2 = 3.47$ моль O_2 .

Объемы при (н.у.) составили

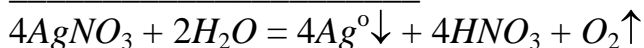
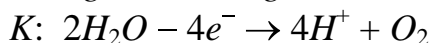
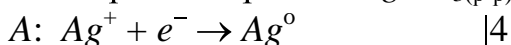
$V(H_2) = 6.94 \cdot 22.4 = 155.6$ л, $V(O_2) = 3.47 \cdot 22.4 = 77.7$ л.

Ответ: 155.6 л и 77.7 л.

Пример 4. После пропускания в течение некоторого времени электрического тока через 100 мл раствора нитрата серебра с концентрацией 1.24 М ($\rho = 1.17$ г/мл) на катоде выделилось 5.40 г серебра. Вычислите массовые доли веществ в электролизере после отключения тока.

Решение

При электролизе $AgNO_{3(p-p)}$ протекают следующие процессы:



В исходном растворе количество вещества $n(AgNO_3) = 1.24 \cdot 0.1 = 0.124$ моль.

В результате электролиза образовалось

$n(Ag) = 5.4 / 107 = 0.05$ моль,

т.е. по уравнению реакции образовалось $n(HNO_3) = 0.05$ моль, что составляет

$m(HNO_3) = 0.05 \cdot 63 = 3.15$ г, $n(O_2) = 0.0125$ моль, $m(O_2) = 0.4$ г, прореагировало $n(AgNO_3) = 0.05$ моль, что составило $0.05 \cdot 170 = 8.5$ г.

Воды разложилось в результате электролиза $n(H_2O) = 0.025$ моль, что составило $m(H_2O) = 0.025 \cdot 18 = 0.45$ г.

Потеря массы раствора в результате электролиза составила:

$$5.4 + 0.4 = 5.8 \text{ г.}$$

Масса раствора до электролиза $100 \cdot 1.17 = 117$ г.

Масса раствора после электролиза $117 - 5.8 = 111.2$ г.

$$W(HNO_3) = 3.15 / 111.2 = 0.0283 \text{ или } 2.83\%,$$

$$W(AgNO_3) = (0.124 - 0.05) \cdot 170 / 111.2 = 0.113 \text{ или } 11.30\%$$

Ответ: $W(AgNO_3) = 11.30\%$ и $W(HNO_3) = 2.83\%$.

Задачи для самостоятельного решения

Задача № 1. Через водный раствор гидроксида натрия пропускали в течение 268 ч электрический ток силой 10 А. После окончания электролиза осталось 100 г 24%-ного раствора $NaOH$. Найдите концентрацию раствора до электролиза.

Задача № 2*. Электролиз 400 г 8%-ного раствора сульфата меди(II) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 20.5 г. Вычислите массовые доли соединений в растворе после электролиза, и массы веществ, выделившихся на инертных электродах.

Вопросы для самоконтроля

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов гидроксида натрия и хлорида никеля с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 , $CuCl_2$, $AgNO_3$ на платиновых электродах.
3. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.
4. Составьте схемы электролиза водного раствора сульфата меди: а) анод медный; б) анод угольный.
5. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего сульфаты никеля, серебра, меди в одинаковой концентрации?
6. Какой процесс протекает при электролизе водного раствора хлорида олова (II) на оловянном аноде: а) $Sn - 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$; б) $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$; в) $2H_2O - 4e^- \rightarrow 4H^+ + O_2$?
7. При электролизе водного раствора соли значение рН в электродном пространстве одного из электродов возросло. Раствор какой соли подвергся электролизу: а) KCl ; б) $CuCl_2$; в) $Cu(NO_3)_2$?

8. При электролизе водного раствора сульфата никеля(II) на аноде протекает процесс: $2H_2O - 4e^- \rightarrow 4H^+ + O_2$. Из какого материала изготовлен анод в электролизере?

Практическая работа № 13

"Электролиз водных растворов йодистого калия и медного купороса"

Оборудование: штатив, *U*-трубка, угольные электроды, источник постоянного тока, пипетка, груша.

Реактивы: 0.5 М раствор йодида калия и 5% раствор сульфата меди(II).

1. Соберите установку для проведения электролиза по предложенной схеме.
2. Наполните *U*-образную трубку раствором йодида калия так, чтобы уровень жидкости был ниже краев трубки на 1 см. Соберите электрическую цепь, включите источник тока и проводите электролиз примерно 15 мин.
3. Проследите за тем, какие продукты образуются у анода и какое изменение окраски раствора наблюдается в этой части прибора. Запишите результаты наблюдений.
4. Проследите за тем, какие изменения наблюдаются у катода, где протекает восстановительный процесс.
5. До какого места трубки продиффундировала коричневая жидкость в анодном пространстве?
6. Удалите из трубки электроды. По запаху анода предположите природу образовавшегося продукта.
7. Наберите с помощью пипетки 2 мл раствора из катодной части трубки. Определите универсальной индикаторной бумажкой рН среды в отобранной пробе. Рассчитайте значение $[OH^-]$.
8. Добавьте в пробирку несколько мл 0.1М раствора хлорида железа(III), наблюдайте за результатом. Напишите уравнение проведенной реакции.
9. Запишите результаты наблюдений. Составьте уравнения электродных реакций.
10. Наполните *U*-образную трубку раствором сульфата меди. Соберите цепь, включите источник тока и проводите электролиз 10 мин.
11. Проследите какие продукты образуются у электродов. Определите природу газа, выделяющегося на аноде. Составьте уравнения протекающих реакций.

ОСНОВНЫЕ ТИПЫ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

I. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

1. Вычисление относительной молекулярной массы веществ по их формулам

Задача. Рассчитайте относительную молекулярную массу сульфата кальция $CaSO_4$?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, находим сумму относительных атомных масс с учётом числа атомов в формуле сульфата кальция:

$$M_r(CaSO_4) = 40 + 32 + (16 \cdot 4) = 136$$

Ответ. $M_r(CaSO_4) = 136$.

2. Вычисление отношения масс атомов элементов в сложном веществе по его формуле

Задача. Рассчитайте отношение масс атомов элементов в серной кислоте H_2SO_4 ?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, находим массы атомов элементов:

$$m(H) = 1 \text{ а.е.м.}$$

$$m(S) = 32 \text{ а.е.м.}$$

$$m(O) = 16 \text{ а.е.м.}$$

Составляем их отношение с учётом числа атомов в формуле серной кислоты:

$$2m(H) : m(S) : 4m(O) = (2 \cdot 1) : 32 : (4 \cdot 16) = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$$

Ответ. $m(H) : m(S) : m(O) = 1 : 16 : 32$.

3. Вычисление массовой доли элементов по формулам веществ

Задача. Рассчитайте массовую долю элементов в сульфате кальция $CaSO_4$?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, находим относительную молекулярную массу сульфата кальция:

$$M_r(CaSO_4) = 40 + 32 + (16 \cdot 4) = 136$$

Рассчитываем массовую долю кальция в сульфате кальция:

$$\frac{40}{136} = 0.29 \text{ или } 29\%$$

Массовая доля серы в сульфате кальция равна:

$$\frac{32}{136} = 0.24 \text{ или } 24\%$$

Учитывая, что сульфат кальция, помимо кальция и серы, содержит только кислород, рассчитываем массовую долю последнего как разность:

$$W(O) = 1 - (0.29 + 0.24) = 0.47 \text{ или } 47\%$$

Ответ. Массовые доли элементов в $CaSO_4$: $Ca - 0.29$; $S - 0.23$; $O - 0.47$.

4. Нахождение формулы химического соединения по его известным массовым долям элементов

Задача. Определите химическую формулу соединения, имеющего состав: $Na - 27.06\%$; $N - 16.47\%$; $O - 57.47\%$?

Решение

Находим соотношение числа атомов элементов в химическом соединении $Na_xN_yO_z$. Для этого разделим их массовую долю (в %) на относительные атомные массы:

$$x : y : z = \frac{27.06}{23} : \frac{16.47}{14} : \frac{57.47}{16} = 1.17 : 1.17 : 3.53$$

Меньшее число условно принимаем за единицу и находим следующее атомное соотношение:

$$x : y : z = \frac{1.17}{1.17} = \frac{1.17}{1.17} = \frac{3.53}{1.17} = 1 : 1 : 3$$

Ответ. Простейшая формула соединения – $NaNO_3$.

5. Нахождение химической формулы вещества по его составу и известной массе или относительной плотности этого вещества в парообразном состоянии

Задача № 1. Определите химическую формулу соединения следующего состава: $C - 85.7\%$; $H - 14.3\%$, если 0.5 моль имеют массу 14 г?

Решение

Находим атомное соотношение элементов в химическом соединении:

$$C : H = \frac{85.7}{12} : \frac{14.3}{1} = 7.15 : 14.3 = 1 : 2$$

Следовательно, простейшая формула этого соединения – CH_2 . В общем случае атомному соотношению 1 : 2 соответствуют формулы $(CH_2)_x$, где x может быть равным 1, 2, 3..., ∞ . Для нахождения x воспользуемся условием задачи (0.5 моль имеют массу 14 г):

Молярная масса соединения (масса 1 моль) равна:

$$M = \frac{14 \text{ г}}{0.5 \text{ моль}} = 28 \text{ г/моль}$$

Тогда, $x = 28 \text{ г/моль} / 14 \text{ г/моль} = 2$,
следовательно, формула соединения $(\text{CH}_2)_2$ или C_2H_4 .

Второй способ определения x :

$$12x + 2x = 28,$$

откуда $x = 2$, а истинная формула химического соединения C_2H_4 .

Ответ. Химическая формула исследуемого соединения – C_2H_4 (этилен).

Задача № 2. Определите химическую формулу вещества, при сжигании которого в кислороде образовалось 3.6 мл воды и 2.24 л азота (при н.у.); относительная плотность паров исследуемого вещества по водороду равна 16?

Решение

1. Находим молярную массу соединения по относительной плотности паров исследуемого вещества по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{вещества}) = \frac{M(\text{вещества})}{M(\text{H}_2)} = 16$$

$$M = 32 \text{ г/моль}$$

2. Поскольку при сгорании вещества в кислороде образуются вода и азот, то в состав этого вещества входят атомы водорода и азота. Находим количество вещества водорода и азота:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3.6 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}}{18 \text{ г/моль}} = 0.2 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{2.24 \text{ л}}{22.4 \text{ л/моль}} = 0.1 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0.4 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}) = 2n(\text{N}_2) = 0.2 \text{ моль}$$

3. Находим атомное соотношение водорода и азота в соединении:

$$n(\text{H}) : n(\text{N}) = 0.4 : 0.2 = 2 : 1$$

Следовательно, общая формула соединений, отвечающих этому соотношению, – $(\text{NH}_2)_x$. Для нахождения x воспользуемся значением молярной массы соединения, определенной в п. 1:

$$x \cdot (14 + 2) = 32, \text{ откуда } x = 2.$$

Ответ. Неизвестное вещество имеет формулу N_2H_4 ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$; гидразин).

II. РАСЧЁТЫ, СВЯЗАННЫЕ С ПРИМЕНЕНИЕМ ЗАКОНА АВОГАДРО

1. Определение плотности и относительной плотности по химической формуле газа или смеси газов

Задача. Вычислите плотность и относительную плотность азота: 1) по водороду; 2) по воздуху; 3) по гелию?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, находим массу газов количеством 1 *моль*:

$$m(N_2) = 28 \text{ г}$$

$$m(H_2) = 2 \text{ г}$$

$$m(\text{воздуха}) = 29 \text{ г}$$

$$m(He) = 4 \text{ г}$$

Объём газов количеством вещества 1 *моль* равен 22.4 л.

Плотность азота при нормальных условиях составляет:

$$\frac{28 \text{ г}}{22.4 \text{ л}} = 1.25 \text{ г/л}$$

Относительные плотности:

$$D_{H_2}(N_2) = \frac{28 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 14.00$$

$$D_{\text{возд.}}(N_2) = \frac{28 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 0.96$$

$$D_{He}(N_2) = \frac{28 \text{ г/моль}}{4 \text{ г/моль}} = 7.00$$

Ответ. Плотность азота (масса 1 л при н.у.) равна 1.25 г/л. Относительная плотность азота: 1) по водороду равна 14.00; 2) по воздуху – 0.96; 3) по гелию – 7.00.

2. Вычисление объёма газа по химической формуле и известной массе

Задача. Определите, какой объём занимают 22 г оксида углерода(IV) (при н.у.)?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, вычисляем:

$$M(CO_2) = 12 + (16 \cdot 2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$m(CO_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 44 \text{ г}$$

Определяем объём 22 г оксида углерода(IV):

$$V(\text{CO}_2) = \frac{22 \text{ г} \cdot 22.4 \text{ л}}{44 \text{ г}} = 11.2 \text{ л}$$

Ответ. 22 г оксида углерода(IV) (при н.у.) занимают объём 11.2 л.

3. Вычисление массы газа при нормальных условиях по химической формуле и известному объёму

Задача № 1. Рассчитайте массу 5.6 л оксида азота(IV) (при н.у.)?

Решение

Пользуясь Периодической системой элементов Д.И. Менделеева, вычисляем молярную массу оксида азота(IV):

$$M(\text{NO}_2) = 14 + (16 \cdot 2) = 46 \text{ г / моль}$$

Количество вещества может быть вычислено по уравнениям:

$$n(\text{NO}_2) = \frac{V}{V_m} \quad \text{и} \quad n(\text{NO}_2) = \frac{m}{M}$$

Отсюда,

$$m = \frac{V \cdot M}{V_m} = \frac{5.6 \text{ л} \cdot 46 \text{ г / моль}}{22.4 \text{ л / моль}} = 11.5 \text{ г}$$

Ответ. 5.6 л оксида азота(IV) имеют массу 11.5 г.

Задача № 2. Определите состав 0.5 л газовой смеси, содержащей водород и кислород, если плотность смеси по водороду равна 10?

Решение

Пусть x л – объём водорода в смеси, тогда объём кислорода равен $(0.5 - x)$ л. Массы водорода и кислорода в смеси определяются по уравнениям:

$$m(\text{H}_2) = \frac{x \text{ л}}{22.4 \text{ л / моль} \cdot 1 \text{ моль}} \cdot 2 \text{ г}$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{(0.5 - x) \text{ л}}{22.4 \text{ л / моль} \cdot 1 \text{ моль}} \cdot 32 \text{ г}$$

Учитывая условие задачи, что относительная плотность смеси по водороду равна 10, составляем уравнение:

$$D_{\text{H}_2}(\text{смеси}) = \frac{\frac{2 \cdot x}{22.4} + \frac{0.5 - x}{22.4} \cdot 32}{\frac{0.5 \cdot 2}{22.4}} = 10$$

Решение уравнения относительно x приводит к $x = 0.2$.

Тогда $V(H_2) = 0.2$ л, $V(O_2) = 0.3$ л.

Состав смеси (по объёму):

$$\varphi(H_2), \% = \frac{0.2}{0.5} \cdot 100\% = 40\%,$$

$$\varphi(O_2) = (100 - 40)\% = 60\%.$$

Ответ. Газовая смесь содержит (по объёму) 40% водорода и 60% кислорода.

III. РАСЧЁТЫ, СВЯЗАННЫЕ С ПРИГОТОВЛЕНИЕМ РАСТВОРОВ

1. Вычисление массы вещества и растворителя, необходимых для приготовления определённой массы раствора с известной массовой долей растворённого вещества

Задача. Рассчитайте, сколько нужно взять воды и 100%–ной серной кислоты для получения 500 г 10%–го раствора?

Решение

Масса растворённого вещества (m_2) в растворе (m) определяется по уравнению:

$$m_2 = m \cdot W = 500 \text{ г} \cdot 0.1 = 50 \text{ г},$$

тогда масса растворителя (воды) будет равна $m_1 = m - m_2 = 500 - 50 = 450$ г.

Ответ. Для получения 500 г 10%–го раствора необходимо взять 450 г воды и 50 г 100%–ной серной кислоты.

Задача*. Как приготовить 50 г 10%–ного раствора серной кислоты, исходя из 96%–ной серной кислоты ($\rho = 1.84$ г/см³)?

Решение

1. Пусть масса раствора 96%–ной серной кислоты равна x г, тогда

$$m_2 = (x \cdot 0.96) \text{ г}, \text{ а } m_1 = (x - 0.96x) \text{ г}.$$

2. Определим массу серной кислоты и воды в 50 г 10%–го раствора:

$$m_2 = 50 \cdot 0.10 = 5 \text{ г}, \text{ а } m_1 = 50 - 5 = 45 \text{ г}.$$

3. Определим x :

$$x \cdot 0.96 = 5, \quad x = 5.21.$$

4. Определим объёмы раствора 96%–ной серной кислоты и воды, необходимые для приготовления 50 г 10%–ного раствора серной кислоты:

$$V_{\text{к-ты}} = m / \rho = 5.21 \text{ г} / 1.84 \text{ г/мл} = 2.83 \text{ мл},$$

$$V_{\text{воды}} = 45 - (x - 0.96x) = 44.79 \text{ мл}.$$

Ответ. Чтобы приготовить 50 г 10%–го раствора серной кислоты, нужно к 44.79 мл воды добавить 2.83 мл 96%–го раствора серной кислоты.

Задача*. Сколько граммов 40%–го раствора серной кислоты надо добавить к 100 г 10%–го олеума, чтобы получить 60%–ый раствор серной кислоты?

Решение

Найдем массу оксида серы(VI) в 100 г 10%–ного олеума:

$$m(SO_3) = 100 \text{ г} \cdot 0.1 = 10 \text{ г},$$

тогда масса серной кислоты в олеуме будет равна $100 - 10 = 90 \text{ г}$

Вычислим, сколько оксида серы(VI) в связанном состоянии находится в 90 г серной кислоты:

$$m = 90 \text{ г} \cdot 80 \text{ г/моль} / 98 \text{ г/моль} = 73.5 \text{ г}$$

Всего в олеуме оксида серы(VI): $73.5 \text{ г} + 10 \text{ г} = 83.5 \text{ г}$.

В 100 г 40%–ного раствора серной кислоты содержится 40 г серной кислоты. Вычислим, массу оксида серы(VI) в связанном состоянии, находящемся в 40 г серной кислоты:

$$m = 40 \text{ г} \cdot 80 \text{ г/моль} / 98 \text{ г/моль} = 32.65 \text{ г}$$

Аналогично определяем содержание оксида серы(VI) в 100 г 60%–ного раствора:

$$m = 60 \text{ г} \cdot 80 \text{ г/моль} / 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г}$$

По условию задачи масса 10%–ного олеума равна 100 г.

Обозначим массу 40%–ного раствора серной кислоты x г. Тогда масса оксида серы(VI) в этом растворе будет равна $32.65 \cdot x/100 \text{ г}$.

Обозначим массу 60%–ного раствора серной кислоты y г. Тогда масса оксида серы(VI) в этом растворе будет равна $49 \cdot y/100 \text{ г}$.

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} 100 + x = y, \\ 83.5 + \frac{32.65 \cdot x}{100} = \frac{49 \cdot y}{100}. \end{cases}$$

Решая систему, находим $x = 211 \text{ г}$.

Ответ. 211 г.

2. Вычисление массовой доли растворённого вещества при разбавлении концентрированного раствора с определённой массовой долей растворённого вещества

Задача. Какова концентрация раствора, получаемого прибавлением к 50 мл воды 50 мл 96%–ной серной кислоты ($\rho = 1.84 \text{ г/мл}$)?

Решение

Определим массу раствора 96%–ной серной кислоты:

$$m = 50 \text{ мл} \cdot 1.84 \text{ г/мл} = 92 \text{ г}.$$

Находим массу H_2SO_4 в этом растворе:

$$m = 92 \text{ г} \cdot 0.96 = 88.32 \text{ г}$$

Определяем массу получившегося раствора после разбавления:

$$m' = 50 \text{ г} + 92 \text{ г} = 142 \text{ г}.$$

Определяем массовую долю серной кислоты в получившемся растворе:

$$W = \frac{88.32 \text{ г}}{142 \text{ г}} = 0.622 \text{ или } 62.2\%$$

Ответ. После разбавления в растворе содержится 62.2% серной кислоты.

IV. РАСЧЁТЫ, СВЯЗАННЫЕ С РАСТВОРИМОСТЬЮ И КРИТАЛЛИЗАЦИЕЙ

Вычисление массы кристаллизующегося вещества при охлаждении его насыщенного раствора

Задача. Сколько выделится нитрата бария из раствора, насыщенного при 100°C и охлаждённого до 0°C, если было взято 50 мл воды? Растворимость нитрата бария (в граммах соли на 100 г воды) при 0°C равна 5 г, а при 100°C – 34.2 г.

Решение

Определим, сколько нитрата бария растворяется в 50 мл воды при 100°C и при 0°C. Растворимость его при 100°C – 17.1 г, а при 0°C – 2.5 г.

Следовательно, из 17.1 г взятой соли в охлаждённом до 0°C растворе останется 2.5 г, а остальная соль выделится из раствора в виде кристаллов: 17.1 г – 2.5 г = 14.6 г.

Ответ. 14.6 г нитрата бария.

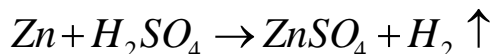
V. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

1. Вычисление массы реагента или продукта реакции по известной массе другого реагента или продукта реакции

Задача. Найти объём выделившегося (при н.у.) водорода и массу израсходованного 50%-ного раствора серной кислоты, реагирующей с цинком, если известно, что при этом получено 16.1 г сульфата цинка.

Решение

Запишем уравнение протекающей реакции:



Определим количество сульфата цинка:

$$n(\text{ZnSO}_4) = 16.1 \text{ г} / 161 \text{ г} / \text{моль} = 0.1 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции $n(\text{ZnSO}_4) = n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)$

$$V(\text{H}_2) = V_m \cdot n = 2.24 \text{ л}$$

$$m(H_2SO_4) = n \cdot M = 9.8 \text{ г}$$

Рассчитаем массу раствора серной кислоты:

$$m(\text{раствора}) = 9.8 \text{ г} / 0.5 = 19.6 \text{ г}$$

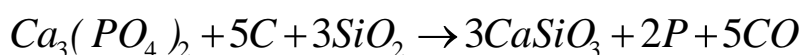
Ответ. Израсходовано 19.6 г 50%-ного раствора серной кислоты; выделилось 2.24 л водорода.

2. Определение массовой доли выхода продукта от теоретически возможного, если известна масса одного из реагентов (и обратная задача)

Задача. Рассчитать, сколько фосфора можно получить из 31 г фосфата кальция при электротермическом восстановлении, если выход последнего составляет 95%.

Решение

Запишем уравнение протекающей реакции:



Определим количество фосфата кальция:

$$n = \frac{31 \text{ г}}{310 \text{ г/моль}} = 0.1 \text{ моль}$$

Из уравнения видно, что $n(Ca_3(PO_4)_2) = 0.5n(P)$

$$n(P) = 0.2 \text{ моль}, m(P) = 0.2 \text{ моль} \cdot 31 \text{ г/моль} = 6.2 \text{ г}.$$

Найдем массу фосфора с учетом выхода:

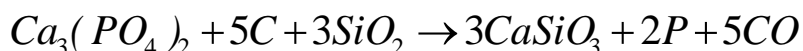
$$m'(P) = 6.2 \cdot 0.95 = 5.99 \text{ г}.$$

Ответ. 5.89 г фосфора.

Задача. Сколько потребуется фосфата кальция, содержащего 30% примесей, для получения 6.2 г фосфора?

Решение

Запишем уравнение протекающей реакции:



Определим количество фосфора:

$$n(P) = 6.2 \text{ г} / 31 \text{ г/моль} = 0.2 \text{ моль}.$$

Из уравнения видно, что $n(Ca_3(PO_4)_2) = 0.5n(P)$

$$n(Ca_3(PO_4)_2) = 0.1 \text{ моль}$$

$$m(Ca_3(PO_4)_2) = 0.1 \text{ моль} \cdot 310 \text{ г/моль} = 31 \text{ г}$$

Определим массу фосфата кальция, содержащего 30% примесей:

$$m = 31 \text{ г} / 0.7 = 44.3 \text{ г}$$

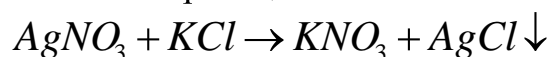
Ответ. 44.3 г фосфата кальция, содержащего 30% примесей.

3. Вычисление массы продукта реакции при условии, что одно из исходных веществ взято в избытке:

Задача № 1. Определите массу осадка, образовавшегося при добавлении к раствору хлорида калия, содержащего 7.45 г KCl , 10 г 85%-го раствора нитрата серебра.

Решение

1. Составим уравнение химической реакции:



2. Рассчитаем количества исходных веществ и определяем, какое из них взято в недостатке:

$$n(KCl) = \frac{7.45 \text{ г}}{74.5 \text{ г/моль}} = 0.1 \text{ моль},$$

$$n(AgNO_3) = \frac{10 \text{ г} \cdot 0.85}{170 \text{ г/моль}} = 0.05 \text{ моль}$$

Следовательно, хлорид калия взят в избытке, а нитрат серебра – в недостатке. Расчет проводим по веществу, которое взято в недостатке.

3. Определяем количество вещества хлорида серебра и его массу:

$$n(AgCl) = 0.05 \text{ моль},$$

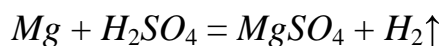
$$m(AgCl) = 0.05 \text{ моль} \cdot 143.5 \text{ г/моль} = 7.175 \text{ г}.$$

Ответ. В осадок выпадет 7.175 г хлорида серебра.

Задача № 2. Магний массой 4.8 г растворили в 200 мл 12%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1.05 \text{ г/мл}$). Вычислите массовую долю сульфата магния в конечном растворе?

Решение

1. Составим уравнение химической реакции:



2. Рассчитаем массы веществ, полученных в ходе реакции:

$$n(Mg) = n(MgSO_4) = n(H_2) = m(Mg) / M(Mg) = 4.8 / 24 = 0.20 \text{ моль},$$

$$n(H_2SO_4) = 1.05 \cdot 200 \cdot 0.12 / 98 = 0.26 \text{ моль}.$$

Следовательно, серная кислота взята в избытке, а магний – в недостатке. Расчет проводим по веществу, которое взято в недостатке.

$$m(MgSO_4) = n(MgSO_4) \cdot M(MgSO_4) = 0.2 \cdot 120 = 24 \text{ г}$$

$$m(H_2) = n(H_2) \cdot M(H_2) = 0.2 \cdot 2 = 0.4 \text{ г}$$

3) Рассчитываем массу получившегося раствора:

$$m_1(\text{раствора}) = \rho \cdot V(H_2SO_4) = 1.05 \cdot 200 = 210 \text{ г}$$

$$m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m(Mg) - m(H_2) = 210 + 4.8 - 0.4 = 214.4 \text{ г}$$

4) Найдем массовую долю $MgSO_4$:

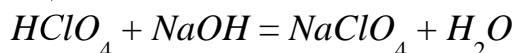
$$W(MgSO_4) = m(MgSO_4) / m_2(\text{раствора}) = 24 / 214.4 = 0.112 \text{ или } 11.2\%.$$

Ответ. Массовая доля сульфата магния в конечном растворе равна 11.2%.

Задача № 3. Смешали 100 мл 30%-ного раствора хлорной кислоты ($\rho = 1.11 \text{ г/мл}$) и 300 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1.10 \text{ г/мл}$). Сколько миллилитров воды следует добавить к полученной смеси, чтобы массовая доля перхлората натрия в ней составила 8%?

Решение

1) Запишем уравнение реакции:



2) Рассчитаем количества веществ реагентов и сделаем вывод об избытке щелочи:

$$n(NaOH) = 300 \cdot 1.1 \cdot 0.2 / 40 = 1.65 \text{ моль} - \text{в избытке}$$

$$n(HClO_4) = 100 \cdot 1.11 \cdot 0.3 / 100.5 = 0.33 \text{ моль}$$

3) Вычисляем массу продукта реакции:

$$n(NaClO_4) = n(HClO_4) = 0.33 \text{ моль}$$

$$m(NaClO_4) = 0.33 \cdot 122.5 = 40.4 \text{ г}$$

4) Вычисляем массу добавленной воды:

$$0.08 = \frac{40.4}{100 \cdot 1.11 + 300 \cdot 1.1 + x}, \text{ откуда } x = 64 \text{ г}$$

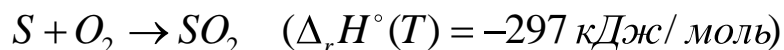
$$V(H_2O) = 64 \text{ мл.}$$

Ответ. $V(H_2O) = 64 \text{ мл.}$

VI. РАСЧЁТЫ ПО ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Вычисление энтальпии реакции по известному количеству вещества (массе) одного из реагентов

Задача № 1. Рассчитайте, энтальпию сгорания 1 кг серы, если термохимическое уравнение имеет вид



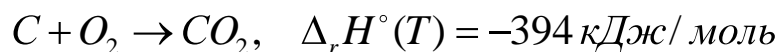
Решение

Согласно термохимическому уравнению, при сгорании 1 моль серы энтальпия реакции составляет -297 кДж , тогда энтальпия сгорания 1 кг серы будет определяться по уравнению:

$$\Delta_r H^\circ(T)' = (-297 \text{ кДж/моль} \cdot 1000 \text{ г}) / 32 \text{ г/моль} = -9281 \text{ кДж}$$

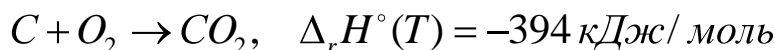
Ответ. Энтальпия сгорания 1 кг серы составляет -9281 кДж .

Задача № 2. Какой объём кислорода (при н.у.) израсходовался на сгорание угля, если при этом выделилось 1970 кДж энергии в форме теплоты? Термохимическое уравнение процесса имеет вид:



Решение

Запишем еще раз термохимическое уравнение реакции горения угля:



Из уравнения видно, что если в реакцию вступает 1 моль кислорода, то энтальпия процесса составляет -394 кДж , если в реакцию вступит x моль количество вещества кислорода, то согласно условию задачи, энтальпия составит -1970 кДж , тогда:

$$x = (-1970 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль}) / (-394 \text{ кДж}) = 5 \text{ моль}$$

Объём (в л) кислорода (при н.у.) равен:

$$V = V_m \cdot n = 5 \text{ моль} \cdot 22.4 \text{ л/моль} = 112 \text{ л.}$$

Ответ. Израсходовалось 112 л кислорода.

VII. РАСЧЁТЫ СОСТАВА СМЕСИ ВЕЩЕСТВ

1. Расчёт состава смеси в случае параллельно протекающих реакций (задачи, при решении которых следует составлять алгебраическую систему уравнений)

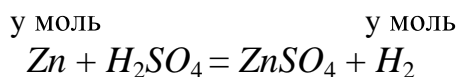
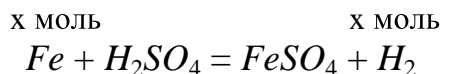
Задача № 1. При действии раствора серной кислоты на 4.66 г смеси железа и цинка было получено 1.792 л водорода (н.у.). Найдите массу цинка и железа в исходной смеси?

Решение

1) Находим количество вещества выделившегося водорода $n(H_2)$:

$$n(H_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{1.792 \text{ л}}{22.4 \text{ л/моль}} = 0.08 \text{ моль.}$$

2) Запишем уравнения реакций металлов с кислотой:



3) Составляем систему уравнений и решаем её:

$$\begin{cases} x + y = 0.08 \\ 56x + 65y = 4.66 \end{cases}$$

$$x = 0.08 - y$$

$$56(0.08 - y) + 65y = 4.66,$$

$$4.48 - 56y + 65y = 4.66,$$

$$0.18 = 9y, y = 0.02 \text{ (моль)}, x = 0.06 \text{ (моль)}.$$

$$n(Fe) = 0.06 \text{ (моль)};$$

$$n(Zn) = 0.02 \text{ (моль)}.$$

$$4) \quad m(Fe) = n \cdot M = 0.06 \cdot 56 = 3.36 \text{ (г)},$$

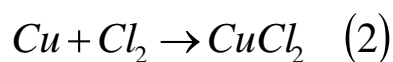
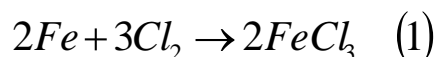
$$m(Zn) = 0.02 \cdot 65 = 1.3 \text{ (г)}.$$

Ответ. $m(Fe) = 3.36 \text{ г}$; $m(Zn) = 1.3 \text{ г}$.

Задача № 2. На хлорирование 3 г смеси железа с медью израсходовано 1.12 л хлора (при н.у.). Определите состав смеси металлов?

Решение

1. Запишем уравнения реакций:



2. Пусть количество вещества железа в смеси равно x моль, а количество вещества меди в той же смеси равно y моль. Составим систему уравнений, связывая x и y с данными задачи:

$$m(Fe) = (56 \cdot x) \text{ г}; \quad m(Cu) = (64 \cdot y) \text{ г}$$

$$56x + 64y = 3$$

Второе уравнение получаем, определив по уравнениям (1) и (2) количество вещества хлора, израсходованного на хлорирование металлов:

$$1.5x + y = 0.05 \text{ моль}$$

Решаем систему уравнений:

$$\begin{cases} 56x + 64y = 3, \\ 1.5x + y = 0.05. \end{cases}$$

$$x = 0.005 \text{ моль} \quad m(Fe) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0.005 \text{ моль} = 0.28 \text{ г}$$

$$y = 0.0175 \text{ моль} \quad m(Cu) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0.0175 \text{ моль} = 2.72 \text{ г}$$

Ответ. 0.28 г железа; 2.72 г меди.

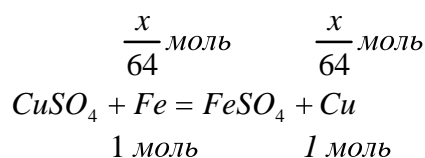
2. Расчеты по уравнению между раствором соли и металлом (задачи на металлические пластинки)

Задача № 1. В раствор железного купороса опустили железную пластинку, какая масса меди выделится на пластинке, если масса пластинки увеличилась на 0.4 г?

Решение

1. Пусть $m(Cu) = x \text{ г}$.

$$n(Cu) = \frac{x}{64} \text{ (моль)}$$



2. $n(\text{Fe}) = n(\text{Cu}) = \frac{x}{64}$ (моль).

3. Находим $m(\text{Fe})$, вступившего в реакцию:

$$m(\text{Fe}) = \frac{x}{64} \cdot 56 = 0.875x(\text{г}).$$

4. Находим $m(\text{Cu})$, выделившейся на пластинке:

$$x - 0.875x = 0.4x;$$

$$x = 3.2\text{г}.$$

Ответ. Масса меди, выделившейся на пластинке равна 3.2 г.

Задача № 2 Железную пластинку массой 100 г опустили в раствор массой 250 г с массовой долей сульфата меди(II) 20%, через некоторое время масса пластинки составила 102 г, вычислите массовую долю сульфата меди(II) в растворе после реакции.

Решение

1. Находим изменение массы пластинки:

$$\Delta m(\text{пл}) = 102 - 100 = 2 \text{ г}.$$

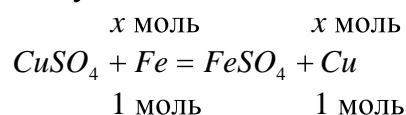
2. Находим массу раствора после реакции:

$$m_2(\text{р-ра}) = 250 - 2 = 248 \text{ г}.$$

3. Находим $m(\text{CuSO}_4)$ в исх. р-ре:

$$m(\text{CuSO}_4) = W_1(\text{CuSO}_4) \cdot m_1(\text{р-ра}) = 0.2 \cdot 250 = 50\text{г}$$

4. Пусть количество вещества меди, выделившейся на пластинке, равно x



5. $n(\text{Cu}) = n(\text{Fe}) = x$ моль (количество железа, вступившего в реакцию)

6. $n(\text{CuSO}_4)$, вступившего в реакцию:

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Cu}).$$

7. $n(\text{Cu})$, выделившейся на пластинке:

$$100 - 56x + 64x = 102;$$

$$x = 0.25 \text{ моль}.$$

8. $m(\text{CuSO}_4)$, вступившего в реакцию:

$$m(\text{CuSO}_4) = 0.25 \cdot 160 = 40 \text{ г}.$$

9. $m(\text{CuSO}_4)$ после реакции:

$$m(\text{CuSO}_4) = 50 - 40 = 10 \text{ г}$$

10. $W_2(\text{CuSO}_4) = \frac{10\text{г}}{248\text{г}} = 0.04$ или 4%

Ответ. $W(\text{CuSO}_4)$ в растворе после реакции равна 4%.

Литература

1. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И. Химия. 11 класс. Базовый уровень (учебник для общеобразовательных учреждений). М.: Дрофа, 2008. 206 с.
2. Еремин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Химия. 11 класс. Профильный уровень (учебник для общеобразовательных учреждений). М.: Дрофа, 2009. 232 с.
3. Еремин В.В., Дроздов А.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Химия 10 класс Базовый уровень (учебник для общеобразовательных учреждений). М.: Дрофа, 2007. 221 с.
4. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И. Химия 10 класс. Профильный уровень (учебник для общеобразовательных учреждений). М.: Дрофа, 2008. 463 с.
5. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И. Программа курса химии для 8–11 классов общеобразовательных учреждений. М.: Дрофа, 2008. 58 с.
6. Химия: Учебное пособие для общеобразовательных учреждений (под ред. Третьякова Ю.Д.) Серия: Справочные материалы. М: АСТ /Астрель, 2002. 336с.
7. Кузьменко Н.Е., Попков В.А., Еремин В.В. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. М.: Экзамен, 2010. 831 с.
8. Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия. 11 класс. Учебник для общеобразовательных учреждений. М.: Дрофа, 2004. 368 с.
9. Габриелян О.С., Маскаев Ф.Н., Пономарев С.Ю., Теренин В.И. Химия. 10 класс. Учебник для общеобразовательных учреждений. М.: Дрофа, 2004. 304 с.
10. Малм Л.Е., Девис Ж.Е., Николсон Дж. М. Химия. Лабораторный практикум для средней школы. М.: Мир, 1973, 431 с.
11. Фримантл М. Химия в действии. М.: Мир, 1991. Ч. 1. 528 с.
12. Сулейманов Е.В., Кулешова Н.В. Справочное учебное пособие по химии для поступающих в ННГУ: Теория, вопросы, задачи. Нижний Новгород: Изд-во ННГУ, 2007. 362 с.
13. Карякин Н.В., Сидорова Е.Н. 525 примеров и задач по общей химии. Нижний Новгород: Изд-во ННГУ, 2000. 207 с.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Период Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																			
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		VIII		VIII		VIII		VIII				
I 1	H 1,00794 Водород	1																		
II 2	Li 6,941 Литий	3	Be 9,0122 Бериллий	4	B 10,811 Бор	5	C 12,01115 Углерод	6	N 14,0067 Азот	7	O 15,9994 Кислород	8	F 18,9984 Фтор	9	Ne 20,179 Неон	10				
III 3	Na 22,9898 Натрий	11	Mg 24,305 Магний	12	Al 26,9815 Алюминий	13	Si 28,086 Кремний	14	P 30,9738 Фосфор	15	S 32,064 Сера	16	Cl 35,454 Хлор	17	Ar 39,948 Аргон	18				
IV 4	K 39,098 Калий	19	Ca 40,08 Кальций	20	21	Sc 44,956 Скандий	22	Ti 47,88 Титан	23	V 50,942 Ванадий	24	Cr 51,996 Хром	25	Mn 54,938 Марганец	26	Fe 55,847 Железо	27	Co 58,9332 Кобальт	28	Ni 58,69 Никель
IV 5	29	Cu 63,546 Медь	30	Zn 65,39 Цинк	31	Ga 69,72 Галлий	32	Ge 72,61 Германий	33	As 74,9216 Мышьяк	34	Se 78,96 Селен	35	Br 79,904 Бром	36	Kr 83,80 Криптон				
V 6	Rb 85,47 Рубидий	37	Sr 87,62 Стронций	38	39	Y 88,906 Иттрий	40	Zr 91,224 Цирконий	41	Nb 92,906 Ниобий	42	Mo 95,94 Молибден	43	Tc 98,906 Технеций	44	Ru 101,07 Рутений	45	Rh 102,905 Родий	46	Pd 106,42 Палладий
V 7	47	Ag 107,868 Серебро	48	Cd 112,41 Кадмий	49	In 114,82 Индий	50	Sn 118,71 Олово	51	Sb 121,75 Сурьма	52	Te 127,60 Теллур	53	I 126,9045 Йод	54	Xe 131,30 Ксенон				
VI 8	Cs 132,905 Цезий	55	Ba 137,327 Барий	56	57	*La 138,91 Лантан	72	Hf 178,49 Гафний	73	Ta 180,948 Тантал	74	W 183,85 Вольфрам	75	Re 186,207 Рений	76	Os 190,2 Осмий	77	Ir 192,22 Иридий	78	Pt 195,09 Платина
VI 9	79	Au 196,967 Золото	80	Hg 200,59 Ртуть	81	Tl 204,383 Таллий	82	Pb 207,19 Свинец	83	Bi 208,980 Висмут	84	Po [209] Полоний	85	At [210] Астат	86	Rn [222] Радон				
VII 10	Fr [223] Франций	87	Ra 226,025 Радий	88	89	**Ac [227] Актиний	104	Rf [261] Резерфордий	105	Db [262] Дубний	106	Sg [263] Сибургий	107	Bh [262] Борий	108	Hs [265] Хассий	109	Mt [266] Мейтнерий		
Высшие окислы	R₂O		RO		R₂O₃		RO₂		R₂O₅		RO₃		R₂O₇		RO₄					
Атомные коэффициенты окисления							RH₄		RH₃		H₂R		HR		2.20 Электроотрицательность по Полингу <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> ■ S-элементы</div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> ■ P-элементы</div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> ■ D-элементы</div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> ■ F-элементы</div>					

* ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58 140,16 Церий	Pr 59 140,907 Празеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 [145] Прометий	Sm 62 150,36 Самарий	Eu 63 151,96 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,924 Тербий	Dy 66 162,5 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,94 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,97 Лютеций
---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

** АКТИНОИДЫ

Th 90 232,038 Торий	Pa 91 231,04 Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 237,05 Нептуний	Pu 94 [244] Плутоний	Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [254] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [258] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 260 Лоуренсий
----------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ, ОСНОВАНИЙ И КИСЛОТ В ВОДЕ

КАТИОНЫ

		КАТИОНЫ																						
		H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
		1	7	39	23	18	137	40	24	88	27	52	56	56	59	59	55	65	108	201	207	119	64	
АНИОНЫ	OH ⁻ гидроксид	17	P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	
	F ⁻ фторид	19	P	M	P	P	M	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	P	-	H	P	P	
	Cl ⁻ хлорид	35,5	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
	Br ⁻ бромид	80	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
	I ⁻ иодид	127	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	M	P
	S ²⁻ сульфид	32	P	P	P	P	-	-	-	P	-	-	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
	HS ⁻ гидросульфид	33	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
	SO ₃ ²⁻ сульфит	80	P	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?	
	HSO ₃ ⁻ гидросульфит	81	P	?	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
	SO ₄ ²⁻ сульфат	96	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	
	HSO ₄ ⁻ гидросульфат	97	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
	NO ₃ ⁻ нитрат	62	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
	NO ₂ ⁻ нитрит	46	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	M	?	?	M	?	?	?	?	?
	PO ₄ ³⁻ фосфат	95	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
	HPO ₄ ²⁻ гидрофосфат	96	P	?	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
	H ₂ PO ₄ ⁻ дигидрофосфат	97	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	?	P	?	?	
	CO ₃ ²⁻ карбонат	60	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H	
	HCO ₃ ⁻ гидрокарбонат	61	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
	CH ₃ COO ⁻ ацетат	59	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	
	SiO ₃ ²⁻ силикат	76	H	H	P	P	?	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P — растворяется (>1 г на 100 г H₂O) H — не растворяется (< 0,1 г на 100 г H₂O)
 - — в водной среде разлагается M — мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 ? — нет достоверных сведений о существовании соединения

**РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ
(ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ)**

Окисленная форма (Ox)	Li ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Hg ₂ ⁺	Pt ²⁺	Au ²⁺				
УСИЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (ПАДЕНИЕ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)	▶																													
Восстановительная форма (Red)	Li	K	Rb	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	2Hg	Ag	Hg	Pt	Au				
УСИЛЕНИЕ ВОССТАНАВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ (РОСТ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ)	◀																													
Стандартный потенциал φ ⁰ , В	-3,045	-2,925	-2,925	-2,923	-2,906	-2,888	-2,866	-2,714	-2,363	-1,662	-1,180	-0,763	-0,744	-0,440	-0,403	-0,277	-0,250	-0,136	-0,126	0,000	0,337	0,788	0,799	0,854	1,20	1,498				
Электродные процессы	Катодный процесс: 2H ₂ O + 2e → H ₂ + 2OH ⁻										M ⁿ⁺ + ze → M 2H ₂ O + 2e → H ₂ + 2OH ⁻										2H ⁺ + 2e → H ₂					M ⁿ⁺ + ze → M				
Анодный процесс	а) Инертный анод (уголь, Pt, Au и др.)										2X ⁻ - 2e → X ₂ (где X = Cl, Br, I); 4OH ⁻ - 4e → O ₂ + 2H ₂ O 2RCOO ⁻ - 2e → R - R + 2CO ₂ в других случаях 2H ₂ O - 4e → O ₂ + 4H ⁺															а) Растворимый анод (Cu, Ag, Zn, Cd, Ni и др.) M - ze → M ⁿ⁺				

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ НЕКОТОРЫХ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПОЛУРЕАКЦИЙ ПРИ $T = 298 \text{ K}$

Полуреакция	$E^\circ, \text{ В}$	Полуреакция	$E^\circ, \text{ В}$
$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3.045	$\text{D}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons ?\text{D}_2$	-0.0034
$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2.925	$\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons ?\text{H}_2$	0.000
$\text{Rb}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2.925	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ge}$	+0.01
$\text{Cs}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2.922	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0.337
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2.906	$\text{Cu}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0.521
$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2.888	$\text{Te}^{4+} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Te}$	+0.560
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2.870	$\text{Rh}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Rh}$	+0.600
$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2.713	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0.799
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2.380	$? \text{Hg}_2^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0.798
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	-1.847	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0.854
$\text{U}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{U}$	-1.800	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pd}$	+0.987
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1.660	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1.200
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	-1.628	$2\text{H}^+ + ?\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$	+1.228
$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zr}$	-1.529	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1.498
$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{V}$	-1.186	$\text{Au}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1.691
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1.180	$\text{H}_2\text{O} + \bar{e} \rightleftharpoons ?\text{H}_2 + \text{OH}^-$	-0.8279
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.913	$\text{S} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0.480
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.763	$\text{H}_2\text{O} + ?\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{OH}^-$	+0.401
$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.744	$? \text{J}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{J}^-$	+0.536
$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ga}$	-0.529	$? \text{Br}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Br}^-$	+1.066
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.440	$? \text{Cl}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cl}^-$	+1.358
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0.402	$\text{H}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{H}^-$	+2.200
$\text{Tl}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Tl}$	-0.335	$? \text{F}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{F}^-$	+2.870
$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0.277	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca} + 2\text{OH}^-$	-3.020
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.250	$\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr} + 2\text{OH}^-$	-2.880
$\text{Mo}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Mo}$	-0.200	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba} + 2\text{OH}^-$	-2.810
$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0.140	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2.690
$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.126	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2.300
$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.036	$\text{MnCO}_3 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.500

Приложение Г (продолжение)

$\text{Cr(OH)}_3 + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1.480	$\text{V}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{V}^{2+}$	-0.255
$\text{Zn(OH)}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1.245	$\text{GeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0.150
$\text{CdS} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1.175	$\text{Ti}^{4+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}^{3+}$	-0.040
$\text{ZnCO}_3 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1.060	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0.150
$\text{PbS} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0.930	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0.152
$\text{Cd(OH)}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0.809	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0.153
$\text{HgS} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0.690	$\text{UO}_2^{2+} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.334
$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0.578	$\text{Fe(CN)}_6^{3-} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe(CN)}_6^{4-}$	+0.360
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	-0.464	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.559
$\text{PbSO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.356	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	+0.564
$\text{PbBr}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{Br}^-$	-0.284	$\text{UO}_2^+ + 4\text{H}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{U}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.620
$\text{PbCl}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0.268	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	+0.682
$\text{AgJ} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{J}^-$	-0.152	$\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$	+0.699
$?\text{Hg}_2\text{J}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{J}^-$	-0.040	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0.771
$\text{AgCN} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0.017	$\text{Hg}^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}^+$	+0.910
$\text{AgBr} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0.071	$\text{Pu}^{4+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Pu}^{3+}$	+0.970
$\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + 2\text{OH}^-$	+0.098	$\text{JO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons ?\text{J}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.195
$?\text{Hg}_2\text{Br}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{Br}^-$	+0.140	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.230
$\text{AgCl} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0.222	$\text{Tl}^{3+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Tl}^+$	+1.250
$?\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{Cl}^-$	+0.268	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.330
$\text{AgJO}_3 + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{JO}_3^-$	+0.354	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.456
$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0.615	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.520
$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Ag} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{2-}$	+0.643	$\text{Ce}^{4+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$	+1.610
$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	+0.654	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} \rightleftharpoons$ $\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.685
$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightleftharpoons \text{W} + 8\text{OH}^-$	-1.05	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{MnO}_2 +$ $2\text{H}_2\text{O}$	+1.695
$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0.410	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1.840
$\text{Ti}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+}$	-0.369		

ФОРМА ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ОТЧЕТА ПО ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЕ ПО ХИМИИ

Практическая работа №

"Название работы"

№ пп	Название опыта	Реактивы	Последовательность проведения эксперимента	Наблюдения	Выводы. Уравнения реакций
1					
2					
....					

*Примечание: содержание представленного материала в столбцах таблицы должно строго соответствовать их названию.

Техника безопасности при работе в химической лаборатории

1. К выполнению работ учащиеся допускаются только после проведения вводной беседы и специального инструктажа.
2. Для допуска к работе учащийся должен иметь специальную одежду (халат из хлопчатобумажной или специальной ткани).
3. В лаборатории допускается выполнять только те виды работ, которые соответствуют составленному учебному плану.
4. У каждого учащегося в лаборатории имеется свое рабочее место и в ходе выполнения работы учащийся обязан содержать его в порядке.
5. На рабочем месте должны находиться только те предметы, которые необходимы для выполнения работы.
6. Во время выполнения работы за порядком в лаборатории следит учащийся, назначенный дежурным.
7. В лаборатории запрещается принимать пищу или пить воду.
8. При попадании реактивов на кожу их необходимо смыть большим количеством воды. В случае агрессивных реактивов, таких как концентрированные растворы кислот и щелочей, необходимо удалить избыток реактива с кожи струей воды, а затем нейтрализовать место поражения специальными реактивами, находящимися у преподавателя.
9. При попадании агрессивных реактивов в глаза или внутрь организма пострадавший обязательно должен обратиться за медицинской помощью.
10. При работе со стеклянной химической посудой следует быть аккуратным, нельзя работать с посудой, имеющей трещины и сколы. Осколки разбитой посуды следует собирать с помощью совка и веника.
11. Запрещается работать с реактивами, если надписи на посуде, в которой они находятся, плохо читаются или отсутствуют.
12. При работе с электрооборудованием руки учащегося должны быть сухими. При обнаружении внешних повреждений приборов или электропроводки необходимо сообщить об этом преподавателю.
13. Работать на неисправном электрооборудовании, а также предпринимать попытки его ремонта категорически запрещается.
14. После завершения работы в лаборатории необходимо вымыть руки с мылом.
15. При возникновении любых внештатных ситуаций следует сохранять спокойствие и четко выполнять указания преподавателя.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ ДЛЯ 10-11 КЛАССОВ ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ПРОФИЛЯ

Алексей Владимирович Маркин
Марина Николаевна Климова
Надежда Вячеславовна Кулешова

Электронное учебное пособие

Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования «Нижегородский государственный
университет им. Н.И. Лобачевского».
603950, Нижний Новгород, пр. Гагарина, 23

This document was created with Win2PDF available at <http://www.daneprairie.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.