Приложение 2.29.1 к ОПОП-П по специальности 22.02.08 Металлургическое производство (по видам производства) (Направленность Металлургия черных металлов)

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Многопрофильный колледж

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ ОП.08 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

для обучающихся специальности
специальности 22.02.08 Металлургическое производство
(по видам производства)
(Направленность: Металлургия чёрных металлов)

Магнитогорск, 2025

СОДЕРЖАНИЕ

1 ВВЕДЕНИЕ 3
2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ 5
Практические занятия 5
Практическое занятие №1 5
Практическое занятие №2 6
Практическое занятие №3 8
Практическое занятие №4 11
Практическое занятие №5 13
Практическое занятие №6 16
Практическое занятие №7 18
Практическое занятие №8 20
Лабораторные занятия 23
Лабораторное занятие №1 23
Лабораторное занятие №2 24
Лабораторное занятие №3 25
Лабораторное занятие №4 27
Лабораторное занятие №5 29
Лабораторное занятие №6 31
Лабораторное занятие №7 33
Лабораторное занятие №8 36

1 ВВЕДЕНИЕ

Важную часть теоретической и профессиональной практической подготовки обучающихся составляют практические и лабораторные занятия.

Состав и содержание практических и лабораторных занятий направлены на реализацию Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования.

Ведущей дидактической целью практических занятий является формирование учебных практических умений (умений решать задачи по химии), необходимых в последующей учебной деятельности.

Ведущей дидактической целью лабораторных занятий является экспериментальное подтверждение и проверка существенных теоретических положений (законов, зависимостей).

В соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Физическая химия» предусмотрено проведение практических и/или лабораторных занятий.

В результате их выполнения, обучающийся должен:

уметь:

Уд 1 рассчитывать коэффициент плотности раствора и поверхностного натяжения жидкости;

Уд 2 рассчитывать коэффициент вязкости жидкости при влиянии разной температуры;

Уд 3 рассчитывать количество теплоты в результате реакции;

Уд 4 рассчитывать константу скорости и энергии активации;

Уд 5 определять параметры катализа;

Уд 6 определять факторы, влияющие на скорость реакции;

Уд 7 рассчитывать молярную массу при помощи криоскопии;

Уд 8 определять факторы, влияющие на порог коагуляции;

Уд 9 анализировать состав газов и определять их химические свойства, проводить расчеты для определения объема, анализировать результаты расчетов и делать выводы о наиболее эффективных способах использования газов для конкретных целей;

Уд 10 рассчитывать тепловой эффект реакции и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Уд 11 рассчитывать скорость реакции и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Уд 12 читать диаграммы состояния веществ и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Уд 13 рассчитывать концентрации растворов, для правильного их приготовления;

Уд 14 рассчитывать электропроводность растворов электролитов и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Уд 15 писать электролиз растворов и расплавов солей и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Уд 16 определять параметры дисперсных систем и анализировать возможности технологического процесса;

Содержание практических и лабораторных занятий ориентировано на подготовку обучающихся к освоению профессиональной программы подготовки специалистов среднего звена по специальности и овладению ***профессиональными компетенциями:***

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

А также формированию *общих компетенций*:

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Выполнение обучающихся практических и/или лабораторных работ по учебной дисциплине «ОП 08 Физическая химия » направлено на формирование и развитие умений: наблюдать, сравнивать, сопоставлять, анализировать, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, пользоваться различными приемами измерений, оформлять результаты в виде таблиц, схем.

Практические и лабораторные занятия проводятся в рамках соответствующей темы, после освоения дидактических единиц, которые обеспечивают наличие знаний, необходимых для ее выполнения.

2 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Практические занятия

Тема 1.1 Молекулярно-кинетическая теория агрегатного состояния вещества

Практическое занятие №1
Расчет параметров идеальных и реальных газов. Газовые законы

Цель: формирование умений расчета параметров состояния идеальных и реальных газов.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 9 анализировать состав газов и определять их химические свойства, проводить расчеты для определения объема, анализировать результаты расчетов и делать выводы о наиболее эффективных способах использования газов для конкретных целей;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: Решите предложенные задачи

1. При давлении $2*10^3$ Па. объем газа равен 2 $дм^3$. Определить, при каком давлении объем газа будет равен 1 $м^3$,если температура остается постоянной.

2. В сосуде емкостью 2 литра содержится 10 г. кислорода при температуре 0^0С. При каком давлении находиться кислород, если (при н.у.) плотность равна 1,43 г/л.?

3. В промывных башнях газ охлаждается с 350 до 35^0С. Какой объем будут занимать 100$м^3$ газа после промывания, если давление остается постоянным?

4. Плотность воздуха (при н.у.) равна 1,29г/л. При какой температуре плотность его будет равна 1,1 г/л., если давление остается постоянным?

5. Открытый сосуд при температуре 17^0С нагревается при постоянном давлении до 307^0С. Какая часть воздуха (по массе), находящегося в сосуде, при этом вытесняется?

Ход работы:

В термодинамике различают четыре простейших термодинамических процесса: изохорный (*v const*), изобарный (*p const*), изотермный (*T const*) и адиабатный (*S const*), а также обобщающий их политропный процесс, уравнение которого выглядит следующим образом: $p\ v^n\ const$. Из этого уравнения при различных значениях можно получить уравнения простейших процессов.

Так при $n = 0$, $p\ v^n\ const \rightarrow p\ const$,

$n = \pm\infty$, $p\ v^n\ const \rightarrow v\ const$, $n = 1$, $p\ v^n\ const \rightarrow T\ const$,

$n = k$, $p\ v^n\ const \rightarrow p\ v^n\ const$ ($S = const$).

Во всех термодинамических процессах изменения калорических параметров состояния можно найти из универсальных формул

$du = C_v dT$, $dh = C_p dT$, $ds\ Cv\ \underline{dT}\ R\ \underline{dv}$, $T v\ ds\ R\underline{dp}$.

Примеры решения задач

Пример 1. При нормальных условиях масса 1 л оксида углерода (IV) равна 1,98 г. Определить массу 2 л оксида углерода (IV) при 0°С и давлении 4,52* 10^4 Па.

Решение. При давлении 4,52-10* Па оксид углерода (IV) занимает объем 2 л. Пользуясь законом Бойля—Мариотта (1), определим, какой объем V_0 будет занимать данная масса оксида углерода (IV) при p_0 = 1,013 * J O^5 Па:

$$\frac{V}{V_0}=\frac{p_0}{p},\ V_0=\frac{pV}{p_0}$$

Подставляем числовые значения и вычисляем:

и 1.013*10^5 v 7

Так как масса 1 л оксида углерода (IV) (при н. у.) равна 1.98 г, то масса **0.8925** л будет 1,98-0,8925—1,767 (г)

Пример 2. При 7°С объем газа равен 750 .мл. При какой температуре объем газа будет равен 1,5 л, если давление постоянно?

Решение. Обозначим объем газа при Ti соответствующей 7°С, через $V_и$ а объем при искомой температуре T_2 — через V_2. По закону Гей-Люссака

$$\frac{V_1}{V_2}=\frac{T_1}{T_2}\quad T_2=\frac{T_1V_2}{V_1}.$$ откуда

Прежде чем подставлять числовые значения, нужно выразить начальный **и** конечный объемы в одних и тех же единицах, например в литрах. Тогда

$$T_2=\frac{(273+7)*1.5}{0.75}=560\ (\text{K})$$

Следовательно, искомая температура равна:

560 — 273=287 (°С)

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.2 Термодинамика

Практическое занятие №2
Расчет теплового эффекта химической реакции и расчет самопроизвольного протекания реакций

Цель: формирование умений расчета теплового эффекта реакции и расчет самопроизвольного протекания реакций.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 10 рассчитывать тепловой эффект реакции и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: Решите предложенные задачи

Ход работы: Для вычисления величины стандартной энтальпии (теплового эффекта) реакции ΔH^0_r используют следствие из закона Гесса: стандартная энтальпия (тепловой эффект) реакции ΔH^0_r равна сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции $\Sigma\Delta H^0_{f(прод)}$ за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ $\Sigma\Delta H^0_{f(исх)}$ с учетом стехиометрических количеств всех веществ и их агрегатных состояний: $\Delta H^0_r = \Sigma\Delta H^0_{f(прод)} - \Sigma\Delta H^0_{f(исх).}$

Например, для реакции

Sb_2S_3 (к) + $3H_2$(г) = 2Sb (к) + $3H_2S$(г)

$\Delta\mathbf{H^0_r} = (3\Delta H^0_f(H_2S) + 2\Delta H^0_f(Sb) - (\Delta H^0_f(Sb_2S_3) + 3\Delta H^0_f(H_2)$

Значения стандартных энтальпий (теплот образования) приведены в таблице (см. приложение, табл.2).

Стандартные энтальпии образования простых веществ, термодинамически более устойчивых полиморфных модификаций или аллотропных форм условно приняты равными нулю:

$\Delta H^0_f(H_2) = \Delta H^0_f(Sb) = 0$ кДж/моль.

Пример 1. Рассчитайте стандартную энтальпию (тепловой эффект) реакции *SO_2(г) + 2 H_2S(г) = 3S (ромб) + 2 H_2O(ж).* Укажите, будет ли данная реакция экзо- или эндотермической.

Решение. SO_2(г) + $2H_2S$ = 3S(ромб) + $2H_2O$(ж); $\Delta H_r{}^0 = ?$

Вещество		SO_2	H_2S	S	H_2O
$\Delta H_r{}^0$	кДж/моль	-297	-20,15	0	-285,84
n	моль	1	2	3	2

$\Delta H_r{}^0 = 3\Delta H_f{}^0(S) + 2\Delta H_f{}^0(H_2O) - (\Delta H_f{}^0(SO_2) + 2\Delta H_f{}^0(H_2O)) =$
$(3\cdot0+2(-285,84))-(1\cdot(-297,0))+2\cdot(-20,15))= -234,5$ кДж.

Ответ: Стандартная энтальпия реакции равна -234,5 кДж.

Реакция экзотермическая, так как $\Delta H_r{}^0 < 0$.

Пример 2. По термохимическому уравнению *$4FeO(к) + 0_2(г) = 2Fe_30_3(к)$;* $\Delta H_r{}^0 = -584$ *кДж* рассчитайте стандартную энтальпию (теплоту) образования продукта.

Решение. 4FeO(к) + 0_2(г) = $2Fe_30_3$(к); $\Delta H_r{}^0 = -584$ кДж

вещество		FeO	O_2	Fe_2O_3
$\Delta H_r{}^0$	кДж/моль	-206	0	?
n	моль	4	1	2

$\Delta H_r{}^0 = 2\Delta H_f{}^0(Fe_2O_3) - (4\Delta H_f{}^0(FeO) + 1\Delta H_f{}^0(O_2))$

$-584 = 2\Delta H_f^0 (Fe_2O_3) - [4(-206) + 0]$.

Откуда:

$\Delta H_f^0 (Fe_2O_3) = -824$КДж/моль.

Ответ: Стандартная энтальпия (теплота) образования оксида железа (III) равна - 824 кДж/моль.

Пример 3. Рассчитайте значение стандартной энтальпии (теплоты) образования этана из простых веществ *2C(графит) + 3H₂(г) = C₂H₆(г)* по следующим термохимическим уравнениям:

а) $C_2H_6(г) + 7/2 0_2 = 2CO_2(г) + 3H_20(ж)$, $\Delta H_1^0 = -1559,87$ кДж

б) $C(графит) + 0_2(г) = C0_2(г)$, $\Delta H_2^0 = -393,51$ кДж

в) $H_2(г) + 1/2 0_2(г) = H_20(ж)$, $\Delta H_3^0 = -285,84$ кДж

Решение. Для вычисления стандартной энтальпии (теплового эффекта ΔH_r^0) реакции образования этана из простых веществ по уравнению *2C(графит) + 3H₂(г) = C₂H₆(г)* следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) - на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а): $C_2H_6 + 7/2 0_2 - 2C - 2 0_2 - 3H_2 - 3/2 0_2 = 2C0_2 + 3H_20 - 2C0_2 - 3H_20$;

$C_2H_6(г) = 2C(к) + 3H_2(г)$.

После преобразования получим уравнение (1). Проведя такие же действия со стандартными энтальпиями данных реакций, получим стандартную энтальпию (теплоту) разложения этана:

$\Delta H_r^0 = \Delta H_1^0 - (2\Delta H_2^0 + 3\Delta H_3^0) = (-1559,87) - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,67$ кДж.

Энтальпия образования равна энтальпии разложения с обратным знаком, поэтому стандартная энтальпия (теплота) образования этана $\Delta H_1^0 (C_2H_6) = -84,67$ кДж/моль.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.3 Химическая кинетика и катализ

Практическое занятие №3
Расчет скорости реакции и энергии активации

Цель: формирование умений расчета скорости химической реакции .

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 11 рассчитывать скорость реакции и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: Решите предложенные задачи

Ход работы:

1. *Исходная концентрация* реагирующего вещества - то количество вещества в 1 $дм^3$ раствора или газа, которое берется для химического взаимодействия.

2. *Количество вещества* в 1 $дм^3$, *вступившего в химическое взаимодействие (изменение концентрации)*. В химическое взаимодействие вступает не все взятое количество вещества, а лишь часть его. Эта часть вещества может быть задана либо в процентах от исходного количества, либо в молях, либо неизвестно, какое количество вещества вступило в химическое взаимодействие. В этом случае количество в 1 $дм^3$ одного из веществ, вступившего в реакцию, обозначают через Х, а количество остальных взаимодействующих веществ выражается через Х, пропорционально стехиометрическим коэффициентам данной реакции.

3. *Текущая концентрация* означает количество вещества в 1 $дм^3$, имеющееся в наличии на данный момент.

Пример 1. Реакция идет по уравнению $4NH_3\,(г) + 3\,0_2(г) = 2N_2(г) + 6H_2O(г)$.

Исходные концентрации аммиака и кислорода соответственно равны 0,6 и 0,8 моль/$дм^3$. Вычислить концентрации всех веществ, когда прореагирует 20 % аммиака.

Решение. По мере протекания реакции концентрация исходных веществ уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Изменение концентраций всех веществ происходит в соответствии со стехиометрическим уравнением реакции, где указаны числа молей реагентов, вступивших в реакцию и продуктов, образовавшихся в результате реакции.

1. Найдем, сколько моль аммиака вступило в реакцию:

0,6 моль составляет 100 %

x моль составят 20 % , отсюда

$x = 0{,}6 \cdot 20/100 = 0{,}12$ моль/$дм^3$.

2. Найдем, сколько моль аммиака осталось после взаимодействия:

0,6 - 0,12 = 0,48 моль.

3. Найдем, сколько моль кислорода вступило в реакцию. Из уравнения реакции следует, что с 4 молями NH_3 взаимодействует 3 моль 0_2;

с 0,12 молями NH_3 взаимодействует ***x*** моль 0_2.

Составляем пропорцию:

4: 3 = 0,12 : ***x***, отсюда

$x = 3 \cdot 0{,}12/4 = 0{,}09$ моль/$дм^3$.

4. Найдем, сколько моль кислорода осталось после взаимодействия. Количество оставшегося кислорода равно разности между исходным количеством и количеством кислорода, вступившим в химическое взаимодействие, поэтому имеем:

$$0{,}8 - 0{,}09 = 0{,}71 \text{ моль/дм}^3.$$

5. Найдем, сколько моль азота образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшегося азота можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 4 моль NH_3 образуется 2 моль N_2

из 0,12 моль NH_3 образуется ***x*** моль N_2, отсюда

$x = 0{,}12 \cdot 2/4 = 0{,}06$ моль/$дм^3$.

6. Найдем, сколько моль воды образовалось в результате взаимодействия. Количество образовавшейся воды можно найти либо по количеству прореагировавшего аммиака, либо по количеству прореагировавшего кислорода. Из уравнения реакции следует что:

из 3 моль 0_2 образуется 6 моль H_20

из 0,09 моль 0_2 образуется ***x*** моль H_20, отсюда

$X = 0{,}09 \cdot 6/3 = 0{,}18$ моль/дм^3.

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм^3	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм^3	Текущая (конечная) концентрация, моль/дм^3
NH_3	0,6	0,12	0,48
O_2	0,8	0,9	0,71
N_2	-	-	0,06
H_2O	-	-	0,18

Ответ: конечные концентрации веществ составили: NH_3 - 0,48 моль/дм^3, O_2 - 0,71 моль/л, N_2 – 0, 06 моль/дм^3, H_2O - 0,18 моль/дм^3.

Пример 2. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции $2NO_г + 0_{2г} <=> 2N0_{2г}$, к моменту, когда концентрация кислорода станет равной 2 моль/дм^3, если исходные концентрации участвующих в реакции веществ были: NO - 6 моль/дм^3, 0_2 - 3,5 моль/дм^3, $N0_2$ - 1 моль/дм^3?

Решение.

1. Найдем, сколько моль кислорода вступило в химическое взаимодействие. Поскольку исходная концентрация кислорода равна 3,5 моль/дм^3, а после взаимодействия осталось 2 моль/дм^3 кислорода, то в химическое взаимодействие вступило 3,5-2 = 1,5 моль/дм^3 кислорода.

2. Найдем, сколько оксида азота вступило в химическое взаимодействие. Из уравнения реакции следует, что:

с 2 молями N0 взаимодействует 1 моль 0_2

с ***x*** молями N0 взаимодействует 1,5 моль O_2, отсюда

$$\boldsymbol{x} = (2 \cdot 1{,}5)/1 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Найдем, сколько оксида азота осталось после химического взаимодействия:

$$6\text{-}3=3 \text{ моль/дм}^3.$$

4. Найдем, сколько диоксида азота получилось после химического взаимодействия. Из уравнения реакции следует, что:

из 2 моль N0 образуется 2 моль $N0_2$

из 3 моль N0 образуется ***x*** моль $N0_2$, отсюда

$$\boldsymbol{x} = 3 \cdot 2/2 = 3 \text{ моль/дм}^3.$$

5. Найдем количество диоксида азота в данный момент:

$$1+3=4 \text{ моль/дм}^3.$$

6. Найдем начальные скорости прямой и обратной реакций. Из закона действующих масс следует:

$\vec{v}_{\text{нач}} = \vec{k}\, C^2(NO) \cdot C(0_2) = \vec{k} \cdot 6^2 \cdot 3{,}5 = 126\,\vec{k}$

$\vec{v}_{\text{нач}} = \vec{k} \cdot C^2(N0_2) = \vec{k} \cdot 1^2 = \vec{k}$.

7. Найдем скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

$\vec{v}_{\text{кон}} = \vec{k} \cdot C^2(NO) \cdot C(0_2) = \vec{k} \cdot 3^2 \cdot 2 = 18\ \vec{k}$;

$\vec{v}_{\text{кон}} = \vec{k} \cdot C^2(N0_2) = \vec{k} \cdot 4^2 = 16\,\vec{k}$.

8. Определим, во сколько раз изменились скорости прямой и обратной реакций после химического взаимодействия:

n =126 $\vec{k}$ /18 $\vec{k}$ = 7- скорость прямой реакции уменьшилась в 7 раз.

n=16 $\vec{k}$ / $\vec{k}$ = 16 - скорость обратной реакции увеличилась в 16 раз.

Оформим решение этой задачи в виде следующей таблицы:

Вещество	Исходная концентрация, моль/дм^3	Количество вещества, вступившего в химическое взаимодействие, моль/дм^3	Текущая (конечная) концентрация, моль/дм^3
NO	6	3	3
O_2	3,5	3,5 – 2 = 1,5	2
NO_2	1	-	3 + 1 = 4

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.4 Равновесные системы

Практическое занятие №4
Изучение диаграммы состояния воды.
Использование принципа Ле-Шателье для определения направления реакции

Цель: формирование умений работать с диаграммами, использовать принцип определения направления технологического процесса.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 12 читать диаграммы состояния веществ и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: изучите диаграмму состояния воды, принципы нарушения равновесия

Ход работы:

Определите водяной эквивалент внутреннего стакана с мешалкой по формуле: $W_1 = Cq =$ 38, где *с/* - вес стакана с мешалкой (г)

W_1- водяной эквивалент стакана с мешалкой С-0,19 кал/град. - теплоёмкость стекла Вес стакана возьмите у преподавателя.

Определите водяной эквивалент погружённой части термометра по формуле: $1У_2 = СУ =$ 0,46*2,3 кал/г.град. Определите водяной эквивалент калориметра по формуле

$IV = IV, + И'_2$

Во внутренний стакан калориметра налейте 200мл. 0,1 н. раствора NaOH, опустите в щёлочь нижнюю часть термометра Бекмана и спокойно помешивайтеь жидкость мешалкой в течении 2 минут. Тем временем пипеткой с делениями наберите заданное преподавателем количество соляной кислоты, вылейте её в стаканчик и держите наготове.

В ноль-момент возьмите отсчет по термометру, затем через минуту возьмите ещё отсчёт по термометру и так продолжайте до восьмой минуты включительно, занося данные в таблицу

Температура $NaOH + HCl$		Температура $NaOH + HN0_3$		Температура $NaOH + H_2SO_4$	
до реакции	после реакции	до реакции	после реакции	до реакции	после реакции

В 8-ую минуту в щёлочь влейте приготовленную кислоту при непрерывном и осторожном перемешивании раствора. В 9- ую минуту возьмите еще отсчёт по термометру и так продолжайте до 16- ой минуты включительно. Повторите операции 4, 5, 6, с двумя другими кислотами. Уберите рабочее место. Направление смещения равновесия в общем случае определяется принципом Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия. Смещение равновесия может быть вызвано:

1. изменением температуры;
2. изменением концентрации одного из реагентов;
3. изменением давления.

Если в прямой и обратной реакциях участвует одинаковое количество молей газообразных веществ, то изменение давления не вызывает смещения химического равновесия.

Катализатор на смещение равновесия влияния не оказывает, он только ускоряет наступление химического равновесия в системе.

Влияние изменения условий на положение химического равновесия представлено в таблице:

Влияние изменения условий на положение химического равновесия

Условие	Изменение условия	Направление смещения равновесия
Температура	Повышается Понижается	В сторону эндо- термической реакции ($\Delta H_r>0$). В сторону экзо- термической реакции ($\Delta H_r<0$)
Давление	Повышается Понижается	В сторону образования меньшего числа молей газообразных вещества. В сторону образования большего числа молей газообразных веществ
Концентрация	Повышается Понижается	В сторону реакции, по которой вводимое вещество расходуется. В сторону реакции, по которой образуется вещество, концентрация которого уменьшается

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.5 Растворы

Практическое занятие №5
Расчет концентрации растворов

Цель: формирование умений рассчитывать концентрацию растворов.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 13 рассчитывать концентрации растворов, для правильного их приготовления;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: решите предложенные задачи

1. Плотность 5 %-го раствора карбоната калия равна 1,04г/см^3. Вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации этого раствора.

2. Сколько см^3 30 %-го раствора (по массе) фосфорной кислоты плотностью 1,3 г/см^3 потребуется для приготовления 100 см^3 0,6 н раствора?

3. Какую массу столового уксуса с массовой долей уксусной кислоты 9% можно приготовить из 90 г раствора с массовой долей уксусной кислоты 80%? Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора, если его плотность принять равной 1 г/см^3.

4. В 400 см^3 воды растворили 20 г нитрата кальция. Получился раствор плотностью 1,06 г/см^3. Вычислите массовую долю, моляльную, нормальную концентрации и титр раствора.

5. Какой объем 50 %-го раствора КОН плотностью 1,54г/см^3 требуется для приготовления 3 дм^3 0,1 н раствора?

Ход работы

Вычислите все известные концентрации для раствора карбоната калия, если известно, что 0,5 дм^3 раствора содержат 54,5 г K_2CO_3. Плотность раствора 1,09 г/см^3

Решение.

1. МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА показывает, какую часть массы всего раствора составляет масса растворенного вещества, Массовую долю находят как отношение массы растворенного вещества m(в-ва) к массе всего раствора m(р-ра) и выражают:

в долях единицы $\boldsymbol{\omega = \frac{\omega_{в-ва}}{\omega_{р-ра}}}$

или

в процентах $\boldsymbol{\omega\% = \frac{\omega_{в-ва}}{\omega_{р-ра}} \cdot 100\%}$, (%)

Массовая доля в процентах ω% показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора.

Чтобы вычислить массовую долю K_2C0_3 , необходимо знать массу K_2C0_3 и массу всего раствора. По условию m(K_2C0_3) = 54,5 г.

Массу раствора можно найти, зная его плотность и объем:

m(р-ра) = р · V(р-ра) = 1,09(г/см^3) · 500(см^3) = 545 (г);

V(р-ра) = 0,5 дм^3 =500 см^3

Отсюда, массовая доля карбоната калия в растворе равна

ω(K_2CO_3)=m(K_2CO_3)/m(р-ра) = 54,5/545 =0,1 (или 10%).

2. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА $C_м$ показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 дм^3 раствора.

Молярную концентрацию (моль/ дм^3) находят по формуле

$$\boldsymbol{C_м = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}},}$$

где n(в-ва) - количество растворенного вещества, моль;

V(р-ра) - объем раствора, дм^3.

Зная массу вещества в растворе и его молярную массу (М), можно найти количество вещества (в моль):

n(в-ва) = m(в-ва)/ М(в - ва).

М(K_2C0_3)=2·39+12+3·16 = 138 (г/моль);

n(K_2C0_3)=m(K_2C0_3)/ М(K_2C0_3)=54,5(г)/138(г/моль)

n(K_2C0_3)=0,395(моль).

Отсюда молярность раствора равна

$C_м$ = n(K_2C0_3)/ V(р-ра) =0,395(моль)/ 0,5(дм^3)=0,79(моль/ дм^3).

Или можно сказать, что мы имеем 0,79 М раствор карбоната калия.

3. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА $C_{эк}$ (или нормальная, или эквивалентная концентрация) показывает, сколько моль эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 дм^3 раствора. Молярную концентрацию эквивалента (моль/ дм^3) находят по формуле

$$\boldsymbol{C_{эк} = \frac{n_{эк\ в-ва}}{V_{р-ра}}.}$$

Число моль эквивалентов вещества можно найти, зная его массу в растворе и эквивалентную массу Мэк.

$n_{эк}$(в-ва)= m(в-ва)/ $М_{эк}$(в-ва)

Эквивалент - это условная или реальная частица соответствующая в реакциях обмена одному атому водорода (Н), а в окислительно-восстановительных реакциях - одному электрону.

Один моль эквивалентов характеризуют массой

$$\mathbf{М_{эк}(в\text{-}ва) = f_{эк} \cdot М(в\text{-}ва),}$$

где М(в-ва) - молярная масса вещества (г/моль),

$f_{эк}$ - фактор эквивалентности, показывающий, какую часть от реальной частицы (молекулы, атома, иона и т.д.) вещества, составляет эквивалент этого вещества. Для реакций обмена:

Для K_2C0_3 заряд катиона +1, а число их равно 2, следовательно, фактор эквивалентности равен $f_{эк}(K_2C0_3) = 1/2$.

Молярная масса эквивалента $M_{эк}(K_2C0_3) = 1/2\ M(K_2C0_3) = 138/2 = 69$(г/моль эк),

число моль эквивалентов $n_{эк}(K_2C0_3) = m(K_2C0_3)/M_{эк}(K_2C0_3) = 54,5$(г)$/69$(г/моль-эк) $= 0,79$(моль).

Молярная концентрация эквивалента для раствора карбоната калия равна:

$C_{эк} = n_{эк}(K_2C0_3)/ V$(р-ра) $= 0,79$(моль/дм^3)$/0,5$(моль/дм^3) $= 1,58$ (моль/ дм^3).

Или можно сказать, что мы имеем 1,58 Н раствор карбоната калия.

Молярная концентрация эквивалента во столько раз больше молярной, во сколько раз $M_{эк}$(в-ва) меньше M(в-ва):

$$\mathbf{C_м = f_{эк} \cdot C_{эк}\ .}$$

Для раствора карбоната калия титр равен

$T = m(K_2C0_3) / V$(р-ра) $= 54,5/500 = 0,109$ (г/ см^3).

Пример 3. Пересчет концентраций

Плотность 0,06 М раствора сульфата алюминия равна 1,019г/см^3. Вычислите: ω, $C_{эк}$, C_m,T, N.

Решение. Молярная концентрация раствора - 0,06 моль/ дм^3. Следовательно, в 1 дм^3 раствора содержится 0,06 моль $Al_2(SO_4)_3$. Найдем все необходимые для расчета концентраций характеристики раствора, растворенного вещества и растворителя (**для 1 дм^3 раствора**).

Для раствора:

m(р-ра) = p·V =1,019 (г/ см^3) · 1000 (см^3) = 1019 (г). Для растворенного вещества:

$M(AI_2(S0_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342$ (г/моль);

$f_{эк} = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$

$M_{эк}(Al_2(S0_4)_3) = M/6 = 57$(г/моль эк);

$n(Al_2(S0_4)_3) = 0,06$ (моль);

$m(Al_2(S0_4)_3) = n \cdot M = 0,06 \cdot 342 = 20,52$ (г)

(или $n_{эк} = m/Mэк = 20,52/57) = 0,36$(моль-эк)

Для растворителя

$m(H_20) = m$(р-ра) - m(в-ва) =1019-20,52 =998,48 (г) = 0,998 (кг);

$n(H_20) = m(H_20) / M(H_20) = 998,48/18 = 55,47$(моль).

Подставим найденные характеристики в формулы для вычисления концентраций:

$\omega(Al_2(S0_4)_3) = m(Al_2(S0_4)_3)/ m$(р-ра)$= 20,52/1019 = 0,02 = 2\%$;

$C_{эк} = n_{эк}/V$(р-ра)$= 0,36$(моль)$/1$(дм^3)$= 0,36$моль эк/дм^3

$Cm = n(Al_2(S0_4)_3)/ m(H_20) = 0,06$(моль)$/0,998$(кг)$= 0,06$;

$T = m(Al_2(S0_4)_3)/ V$(р - ра)(см^3)$= 20,52$(г)$/100$(см^3)$= 0,0205$;

$N(Al_2(S0_4)_3) = n$(в-ва)$/ (n$(в-ва)$+n(H_20)) = 0,06/(0,06+55,47) = 0,001$.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 2.1 Электрохимия

Практическое занятие №6
Расчет электропроводности растворов электролитов

Цель: формирование умений работы с электролитами и рассчитывать электропроводность электролитов

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 14 рассчитывать электропроводность растворов электролитов и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: решите предложенные задачи

1. Какие значения pH имеет раствор кислоты в стандартном водородном электроде, потенциал которого принят за нуль? Как изменится электродный потенциал при pH = 1; 2; 3? Ответ: pH = 0.

2. Из четырех металлов Ag, Cu, Al, Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента, Приведите схемы устройства и работы элементов. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях.

3. Составьте схемы гальванических элементов, в одном из которых водород окисляется ионами Ag^{+}, во втором алюминий - ионами Cu^{2+}. Составьте электронные уравнения процессов и рассчитайте их ЭДС при стандартных условиях. **Ответ:** 1) ЭДС = 0,8 В; 2) ЭДС = 2,04 В.

4. Будет ли олово вытеснять магний, ртуть, цинк и серебро из растворов их солей? Приведите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

5. Почему водородный электрод в паре с медным полуэлементном является анодом, а в паре с цинковым - катодом? Приведите схемы электродных процессов.

Ход работы: Согласно современным представлениям в металле устанавливается равновесие между нейтральными атомами, катионами и электронами, которое можно представить в виде упрощенной схемы $Me \leftrightarrow Me^{n+} + n\bar{e}$.

Если металлическую пластинку опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются полярными молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате в системе устанавливается подвижное равновесие

$Me + mH_20 \leftrightarrow Me(H_20)^{n+}_m + n\bar{e}$, в растворе на металле

где n - число электронов, принимающих участие в процессе.

Условно схема гальванического элемента изображается следующим образом

(-) А | анодный раствор || катодный раствор | К (+).

Одна вертикальная черта означает изменение фазы, двойная - наличие пористой перегородки или солевого мостика между двумя растворами. Например, схема медно-цинкового гальванического элемента

(-) А Zn | $ZnS0_4$ || $CuS0_4$ | Cu К (+).

При его работе цинковая пластина окисляется, ионы цинка переходят в анодное пространство, а электроны от цинка, подойдя к медной пластине, восстанавливают ионы меди

Анод: $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$ 1 (окисление)

катод: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$ 1 (восстановление)

Суммарный процесс: $Zn + Cu^{2+} = Cu + Zn^{2+}$

Энергия этой окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую.

Важнейшей характеристикой гальванического элемента является электродвижущая сила (ЭДС) - разность электродных потенциалов катода и анода при разомкнутой цепи. Для медно-цинкового гальванического элемента:

ЭДС $=\varphi°(Cu^{2+}/Cu) - \varphi°(Zn^{2+}/Zn)= 0,34-(-0,76) = 1,1$ В.

Если пластины, изготовленные из одного и того же металла, погружают в растворы одного и того же электролита, но с разной концентрацией в анодном и катодном пространствах, то гальванический элемент называют КОНЦЕНТРАЦИОННЫМ. Анодом в этом случае служит пластина, погруженная в расгвор электролита с меньшей концентрацией (C_1), катодом - раствор с большей концентрацией (C_2), тогда

$$ЭДС= \varphi_{c2} - \varphi_{c1},$$

где φ_{C2} - величина потенциала катода;

φ_{C1} - величина потенциала анода.

Расчет φ проводят по уравнению Нернста

$\varphi = \varphi^{0} + 0,059/n \cdot lgC,$

где n - число электронов, затраченных на восстановление или полученных при окислении соответствующих ионов.

Пример 1. Медный электрод в растворе его соли имеет потенциал 0,25В. Вычислите концентрацию ионов меди в растворе.

Решение. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов выражается уравнением Нернста

$$\varphi = \varphi^{0} + (0,059/n)\, lgC(Cu^{2+})$$

$$lgC(Cu^{2+}) = -3$$

$$C(Cu^{2+}) = 0,001 \text{ моль/дм}^3$$

Ответ: 0,001 моль/дм^3

Пример 2. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродом $Fe \mid Fe^{2+}$ при активной концентрации ионов $Fe^{2+}= 0,1$ моль/дм^3, и электродом $Ag|Ag^{+}$ при активной концентрации ионов $Ag^{+} = 0,01$ моль/дм^3.

Решение. Схема данного гальванического элемента

$$(-)Fe|Fe^{2+}||Ag^{+}|Ag(+).$$

ОВ-пара $Fe|Fe^{2+}$ имеет меньший потенциал (-0,44 В), чем ОВ-пара $Ag^{+}|Ag$ (+0,80 В), поэтому железо выполняет роль анода, серебро - роль катода.

Анод: $Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ 1 (окисление)

катод: $Ag^{+} + 1\bar{e} = Ag$ 2 (восстановление)

Суммарный процесс: $Fe + Ag^{+} = Fe^{2+} + Ag$

Чтобы определить ЭДС гальванического элемента, нужно рассчитать потенциалы электродов при данных концентрациях ионов

$\varphi (Fe^{2+} / Fe) = -0,44 + (0,059/2)\lg 0,1 = -0,44 - 0,029 = -0,469$ В ;

$\varphi (Ag^{+}/ Ag) = 0,80 + (0,059/1)\lg 0,1 = 0,80 - 0,118 = 0,682$ В;

ЭДС $= \varphi_к - \varphi_A = \varphi (Ag^{+} /Ag) - \varphi (Fe^{2+}/Fe) = 0,682 - (-0,469) = 1,151$ В.

Ответ: 1,151 В.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 2.1 Электрохимия

Практическое занятие №7
Составление схем электролиза растворов и расплавов солей

Цель: формирование умений схемы электролиза растворов и расплавов солей.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 15 писать электролиз растворов и расплавов солей и анализировать возможности протекания реакций технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: Напишите уравнения электролиза, растворов хлорида алюминия, сульфата калия, нитрата свинца, сульфида магния.

Ход работы:

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, происходящий на электродах при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплава хлорида натрия:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-;$$

катод (–) (Na^+): $Na^+ + e = Na^0$,

анод (–) (Cl^-): $Cl^- - e = Cl^0$, $2Cl^0 = Cl_2$;

$$2NaCl = 2Na + Cl_2 \quad .$$

Электролиз раствора хлорида натрия:

$$NaCl \quad Na^+ + Cl^-,$$
$$H_2O \quad H^+ + OH^-;$$

катод (–) (Na^+; H^+): $H^+ + e = H^0$, $2H^0 = H_2$

$$(2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-),$$

анод (+) (Cl^-; OH^-): $Cl^- - e = Cl^0$, $2Cl^0 = Cl_2$;

$$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + Cl_2 \quad + H_2 \quad .$$

Электролиз раствора нитрата меди(II):

$$Cu(NO_3)_2 \quad Cu^{2+} +$$
$$H_2O \quad H^+ + OH^-;$$

катод (–) (Cu^{2+}; H^+): $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$,

анод (+) (OH^-): $OH^- - e = OH^0$,

$$4H^0 = O_2 + 2H_2O;$$

$$2Cu\ (NO_3)_2 + 2H_2O = 2Cu \quad + O_2 \quad + 4HNO_3.$$

Эти три примера показывают, почему электролиз проводить выгоднее, чем осуществлять другие способы получения металлов: получаются металлы, гидроксиды, кислоты, газы.

Мы писали схемы электролиза, а теперь попробуем написать сразу уравнения электролиза, не обращаясь к схемам, а только используя шкалу активности ионов:

Примеры уравнений электролиза:

$$2HgSO_4 + 2H_2O = 2Hg \quad + O_2 \quad + 2H_2SO_4;$$
$$Na_2SO_4 + 2H_2O = Na_2SO_4 + 2H_2 \quad + O_2 \quad ;$$
$$2LiCl + 2H_2O = 2LiOH + H_2 \quad + Cl_2 \quad .$$

Задача 1. При электролизе раствора хлорида меди(II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ выделился, какова его масса?

Решение.

$CuCl_2 + H_2O = Cu + Cl_2 \quad + H_2O$,

$(Cu) = 8/64 = 0{,}125$ моль,

$(Cu) = \quad (Cl_2) = 0{,}125$ моль,

$m(Cl_2) = 0{,}125 \cdot 71 = 8{,}875$ г.

Ответ. Газ – хлор массой 8,875 г.

Задача 2. При электролизе водного раствора нитрата серебра выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металла отложилось на катоде?

Решение.

$4AgNO_3 + 2H_2O = 4Ag + O_2 \quad + 4HNO_3$,

$(O_2) = 5{,}6/22{,}4 = 0{,}25$ моль,

$(Ag) = 4 \quad (O_2) = 4 \cdot 25 = 1$ моль,

$m(Ag) = 1 \cdot 107 = 107$ г.

Ответ. 107 г серебра

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 2.2 Основы коллоидной химии

Практическое занятие №8
Определение параметров дисперсных систем

Цель: формирование умений определять параметры дисперсных систем.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 16 определять параметры дисперсных систем и анализировать возможности технологического процесса;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: не требуется.

Задание: напишите характеристики гелей, пен, аэрозолей.

Ход работы:

Коллоидные системы по степени дисперсности занимают промежуточное положение между истинными растворами (молекулярно- или ионно-дисперсными системами) и грубодисперсными системами. Поэтому коллоидные растворы могут быть получены либо путем ассоциации (конденсации) молекул и ионов истинных растворов, либо дальнейшим раздроблением частиц дисперсной фазы грубодисперсных систем.

Методы получения коллоидных растворов также можно разделить на две группы: методы конденсации и диспергирования. Еще одним необходимым для получения золей условием, помимо доведения размеров частиц до коллоидных, является наличие в системе стабилизаторов – веществ, препятствующих процессу самопроизвольного укрупнения коллоидных частиц.

Дисперсионные методы

Дисперсионные методы основаны на раздроблении твердых тел до частиц коллоидного размера и образовании таким образом коллоидных растворов. Процесс диспергирования

осуществляется различными методами: механическим размалыванием вещества в так называемых коллоидных мельницах, электродуговым распылением металлов, дроблением вещества при помощи ультразвука.

Методы конденсации

Вещество, находящееся в молекулярно-дисперсном состоянии, можно перевести в коллоидное состояние при замене одного растворителя другим – методом замены растворителя. В качестве примера можно привести получение золя канифоли, которая не растворяется в воде, но хорошо растворима в этаноле. При постепенном добавлении спиртового раствора канифоли к воде происходит резкое понижение растворимости канифоли, в результате чего образуется коллоидный раствор канифоли в воде. Аналогичным образом может быть получен гидрозоль серы.

Коллоидные растворы можно получать также и *методом химической конденсации*, основанном на проведении химических реакций, сопровождающихся образованием нерастворимых или малорастворимых веществ. Для этой цели используются различные типы реакций – разложения, гидролиза, окислительно-восстановительные и т.д. Так, красный золь золота получают восстановлением натриевой соли золотой кислоты формальдегидом:

$NaAuO_2 + HCOH + Na_2CO_3 \rightarrow Au + HCOONa + H_2O$

Строение мицеллы данного золя можно представить следующей схемой:

$\{[Au]m\cdot n\ AuO_2 -\cdot (n\text{-}x)\ Na^+\}x -\cdot x Na^+$

Аналогичным образом получают золь серебра из разбавленных растворов нитрата серебра. Золь серы может быть получен окислением сероводорода кислородом в водном растворе, действием на сероводород сернистого газа либо разложением тиосерной кислоты:

$H_2S + O_2 \rightarrow S + H_2O$

$H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$

$H_2S_2O_3 \rightarrow H_2O + SO_2 + S$

Строение золя серы можно представить схемой:

$\{[S]m \cdot n\ HS^- \cdot (n\text{-}x)\ H^+\}x - \cdot x\ H^+$

Золи могут быть получены также в результате реакций ионного обмена, в результате которых выделяется нерастворимая соль, образующая при определенных условиях коллоидный раствор, так получают, например, золь иодида серебра.

Процесс гидролиза различных солей может приводить к образованию коллоидных растворов нерастворимых гидроксидов или кислот; так получают, например, золь гидроксида железа, имеющий следующее строение:

$\{[Fe(OH)_3]mn\ FeO^+(n-x)Cl-\}x^+x\ Cl^-$

Пример 1. Представить формулу мицеллы почвенного коллоида гидрозоля кремниевой кислоты, если гранула при электрофорезе перемещается к аноду.

Решение. Основное вещество, образующее ультрамикрокристалл, это $H_2SiO_3(SiO_2 \cdot nH_2O)$. Гранула перемещается к аноду, следовательно, она несет отрицательный заряд. Молекулы H_2SiO_3 частично диссоциируют на ионы: $H_2SiO_3 \leftrightarrow 2H^+ + SiO_3^{2-}$, из которых SiO_3^{2-} будут потенциалопределяющими, а противоионами будут H^+. Формула мицеллы будет иметь вид:

$m[H_2SiO_3]nSiO_3^{2-}2(n - x)H^+\}^{2x-}\ 2xH^+$.

Пример 2. Составить формулу мицеллы и обозначить ее составные части, если она получена реакцией обмена между 20 мл раствора $Ba(NO_3)_2$, молярная концентрация эквивалента которого $C(1/2\ Ba(NO_3)_2) = 0{,}001$ моль/л и 20 мл раствора Na_2SO_4, $C(1/2\ Na_2SO_4) = 0{,}02$ моль/л.

Решение. Рассчитаем число моль-эквивалентов компонентов $Ba(NO_3)_2$ и Na_2SO_4 для того, чтобы определить, какой из них взят в избытке:

$n\ Ba(NO_3)_2 = 20 \cdot 0{,}001 = 0{,}02$ ммоль;

$n\ Na_2SO_4 = 20 \cdot 0{,}02 = 0{,}4$ ммоль(избыток).

Уравнение реакции $Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2\ NaNO_3$ показывает, что труднорастворимое вещество и составляет основное вещество мицеллы, формула которой такова:

$m[BaSO_4]n\ SO_4^{2-}2(n-x)Na^+\}^{2x-}\ 2xNa^+$.

Пример 3. Золь иодида серебра, получаемый по реакции:

$KJ + AgNO_3 = AgJ\downarrow + KNO_3$,

при некотором избытке KJ, коагулируют растворами нитрата калия и ацетата кальция. Коагулирующее действие какого электролита сильнее?

Решение. Мицелла золя будет иметь следующее строение:

$m[AgJ]nJ^-(n-x)K^+\}^{x-}\ xK^+$.

По правилу Шульце-Гарди определяем ионы-коагуляторы. Исходя из знака заряда гранулы (он отрицательный), следует, что ионы-коагуляторы – катионы, т.е. Ca^{2+} и K^+. Для сравнения коагулирующего действия сравниваем заряды катионов. Коагулирующее действие ацетата кальция $Ca(CH_3COO)_2$ будет сильнее.

Пример 4. Почвенный коллоидный гидрозоль кремниевой кислоты объемом 100 мл подвергается коагуляции нитратом калия (V = 10 мл, $C(KNO_3)$ = 0,01 моль/л) и хлоридом железа (V = 10 мл, $C(1/3\ FeCl_3)$ = 0,01 моль/л). Представить формулу мицеллы и определить направление движения гранулы при электрофорезе.

Решение. Рассчитаем пороги коагуляции электролитов:

$\gamma\ (KNO_3) = \frac{0{,}01 \cdot 10}{100+10} \cdot 1000 = 9{,}09$ ммоль/л,

$\gamma\ (FeCl_3) = \frac{0{,}005 \cdot 10}{100+10} \cdot 1000 = 0{,}05\ \cdot 1000 = 0{,}05$ ммоль/л.

Из сравнения зарядов анионов NO_3^- и Cl^- пороги коагуляции, если бы они вызывали коагуляцию, были бы равны. По расчету это не так, следовательно, коагуляцию вызывают катионы K^+ и Fe^{3+}. Значения порогов коагуляции подтверждают правило Шульце-Гарди (заряд $Fe^{3+} > K^+$, а порог коагуляции 0,05 < 9,09). По правилу Шульце-Гарди знак заряда гранулы противоположен знаку заряда коагулирующего иона, т.е. гранула гидрозоля кремниевой кислоты отрицательна. Формула мицеллы имеет вид:

$m[H_2SiO_3]nSiO_3^{2-}2(n-x)H^+\}^{2x-}\ 2xH^+$.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки практического задания:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Лабораторные занятия

Тема 1.1 Молекулярно-кинетическая теория агрегатного состояния вещества

Лабораторное занятие №1
Определение плотности, поверхностного натяжения жидкости или растворов

Цель: рассмотреть один из видов определения плотности поверхностного натяжения.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 1 рассчитывать коэффициент плотности раствора и поверхностного натяжения жидкости;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева

Задание: выполните измерении коэффициента поверхностного натяжения жидкости.

Порядок выполнения работы:

Работа заключается в измерении коэффициента поверхностного натяжения жидкости. Метод измерения основывается на взвешивании капель.

В случае медленного вытекания жидкости из малого отверстия размер образующихся капель зависит от плотности жидкости, коэффициента поверхностного натяжения, размера и формы отверстия, а также от скорости истечения.

При медленном вытекании смачивающей жидкости из вертикальной цилиндрической трубки образующаяся капля имеет форму

Установка для определения коэффициента поверхностного натяжения состоит из штатива, на котором установлена бюретка с исследуемой жидкостью. На конце бюретки укреплен наконечник-трубка, на конце которой образуется капля. Взвешивание капель производится в специальном стаканчике.

Измерения:

1. С помощью штангенциркуля измеряют диаметр наконечника трубки три раза и вычисляют среднее значение d.
2. Взвешивают на технических весах чистый сухой стаканчик (M_0).
3. С помощью краника бюретки добиваются скорости вытекания капель 10 – 15 капель в минуту.
4. Отливают из бюретки в стаканчик 40 -60 капель жидкости, считая точно количество отлитых капель.
5. Взвешивают стаканчик с жидкостью (M).
6. Подставляя полученные значения в формулу (4) вычисляют коэффициент поверхностного натяжения.
7. Проводят измерения коэффициента поверхностного натяжения три раза и вычисляют среднее значение.

8. Коэффициент поверхностного натяжения в системе СИ измеряется в Н/м

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.1. Молекулярно-кинетическая теория агрегатного состояния вещества

Лабораторное занятие №2
Определение коэффициента динамической вязкости вискозиметрическим методом, степени влияния температуры и концентрации на вязкость жидкости

Цель: формирование умений работать с вискозиметром, умения определения вязкости жидкостей.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 2 рассчитывать коэффициент вязкости жидкости при влиянии разной температуры;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Вискозиметр В-36-246; Химические реактивы; Таблица Менделеева

Задание: определите вязкость жидкостей.

Порядок выполнения работы:

В работе используются три одинаковых вискозиметра: один с эталонной жидкостью (дистиллированной водой) и два с различными исследуемыми жидкостями.

Рекомендуется следующий порядок выполнения работы:

1. В широкое колено вискозиметра налить 5 - 7 $см^3$ дистиллированной воды, поместить вискозиметр в сосуд, соединенный с термостатом.

2. Включить термостат и при достижении нужной температуры набрать с помощью груши

дистиллированную воду в шарик вискозиметра выше верхней метки, пережать рукой трубочку и приготовить секундомер.

3. Дать возможность воде вытекать и включить секундомер в тот момент, когда мениск проходит через верхнюю метку. Выключить секундомер при прохождении воды через нижнюю метку, снять показания секундомера.

4. Повторить опыт с водой не менее 5 раз.

5. Проделать те же операции с одной из исследуемых жидкостей и не менее пяти раз измерять время t, результаты измерений занести в таблицу.

Плотности ρ_o и ρ, а также вязкость воды η_o при температуре опыта нужно взять из справочных таблиц.

6. Затем следует проделать измерения времени истечения второй жидкости и заполнить для неё аналогичную таблицу. Данные для воды взять из первой таблицы.

После этого нужно записать результаты расчетов для исследуемых жидкостей.

Оформить работу, заполнив таблицу.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.2Термодинамика

Лабораторное занятие №3
Определение теплоты нейтрализации

Цель: формирование умений проводить реакцию нейтрализации и определять теплоту нейтрализации.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 3 рассчитывать количество теплоты в результате реакции;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева; Термометр ТС-7-м1

Задание: проведите реакцию нейтрализации и определите теплоту нейтрализации.

Порядок выполнения работы:

Взвесить внутренний стакан калориметра (m_1), опустить в него мешалку и взвесить внутренний стакан с мешалкой (m_2). Налить в стакан 45 мл щелочи соответствующей концентрации (1н или 2н). Взвесить стакан с объемом щелочи (m_3). Собрать калориметрическую установку. Включить магнитную мешалку. Провести предварительный период реакции, регистрируя изменение температуры через 1 минуту в течение 5 минут. Ввести через воронку 40 мл раствора кислоты той же концентрации, что и щелочь. Регистрировать температуру в течение главного периода реакции. Продолжать регистрацию температуры еще в течение 5 минут заключительного периода реакции.

Результаты эксперимента представить в виде двух таблиц.

Таблица 1. Результаты измерения масс

Масса стакана m_1, г	Масса стакана с мешалкой m_2, г	Масса мешалки $m_{меш} = m_2-m_1$, г	Масса стакана с мешалкой и раствором щелочи m_3, г	Масса стакана после опыта m_4, г	Масса раствора после опыта $m_р = m_4-m_2$, г	Масса раствора кислоты $m_к= m_4-m_3$, г

Таблица 2. Результаты измерения температуры в ходе реакции

Время от начала опыта	Предварительный период					Главный период				Заключительный период				
	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	4,25	4,5	4,75	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10
Температура, ^oC														

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Теплоемкость калориметрической системы вычисляется по приближенной формуле:

$$C_к = C_{стакана} + C_{раствора} + C_{термометра} + C_{мешалки}.$$

Теплоемкостью термометра пренебречь, а теплоемкости остальных частей определить по формулам:

$$C_{стакана} = C_{стекла} \cdot m_1,$$

где $C_{стекла}$ = 0,2 кал/г ^oC;

$$C_{раствора} = C_{раствора}\, m_р,$$

где $C_{раствора}$ = 1,0 кал/г ^oC;

$$C_{мешалки} = C_{стали}\, m_{меш},$$

где $C_{стали}$ = 0,107 *кал/г ^oC*.

Изменение температуры в ходе реакции определять графически в соответствии

На миллиметровой бумаге на оси абсцисс отложить время в масштабе 1 мин = 1 см, на оси ординат – температуру, выбор масштаба которой зависит от величины. После того, как на график нанесены все экспериментальные точки, получается кривая ABCD. Участок AB называется предварительным периодом, BC – главным, CD - заключительным. Чтобы определить изменение температуры, не искаженное теплообменом, происходящим в течение главного периода, нужно продолжить AB и CD до пересечения их с вертикальной прямой E. Для этого точки v и n, соответствующие начальной и конечной температурам главного периода, нанести на ось ординат. Через середину отрезка mn провести линию KP. Пересечение этой линии с кривой BC дает точку l, определяющую положение прямой E. Отрезок E и будет равен

, отрезок mn = . Чем меньше температурных ход в предварительном и заключительном периодах, тем меньше потери теплоты за счет теплообмена и тем ближе к .

Главным фактором, определяющим точность результата, будет погрешность определения , т.к. ошибки взвешивания не превышают сотых долей процентов

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.3 Химическая кинетика и катализ

Лабораторное занятие №4
Определение константы скорости и энергии активации реакции окисления йодоводородной кислоты пероксидом водорода

Цель: формирование умений определять константы скорости реакции и энергию активации.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 4 рассчитывать константу скорости и энергии активации;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева.

Задание: определите константы скорости реакции и энергию активации

Порядок выполнения работы:

1. Нагревают воду в термостате до нужной температуры. Для равномерного нагревания используется перемешивание. Температура воды измеряется термометром.

2. В колбу наливают 100 мл 0,1%-ного раствора KJ и 5 мл 1М раствора H_2S0_4.

3. Над колбой устанавливают бюретку с 0,05М раствором $Na_2S_20_3$.

4. Когда содержимое колбы примет температуру воды (5 - 7мин), прибавляют в колбу 1 мл $Na_2S_20_3$, 5 капель 0,5%-ного раствора крахмала (индикатор на йод), 10 мл 0,05М раствора H_20_2, эквивалентные А мл 0,05М раствора $Na_2S_20_3$. Тщательно перемешивают содержимое колбы и записывают время смешения.

5. Отмечают время появления голубого окрашивания τ_1. Добавляют из бюретки еще 1 мл 0,05М раствора $Na_2S_20_3$, перемешивают и вновь отмечают время появления голубого окрашивания τ_2 и т.д. Повторяют эти операции 4 - 5 раз.

Промежутки времени τ_1, τ_2 и т.д. отсчитывают от момента смешивания HJ и H_20_2.

6. Опыт повторяют при двух различных температурах.

7. В конце одного из опытов прибавляют в колбу несколько капель 0,1М раствора $(NH_4)_2Mo0_4$ (катализатор) и выделившийся йод титруют 0,05М раствором $Na_2S_20_3$ до исчезновения голубой окраски. Таким образом устанавливают, какому общему числу А мл 0,05М раствора $Na_2S_20_3$ (считая с самого начала титрования) эквивалентны 10 мл 0,05М раствора H_20_2.

8. Результаты измерений заносят в таблицу:

Температура	№ п/п					
T_1 =	Объем $Na_2S_20_3$, мл					
	Время от начала опыта					
T_2 =	Объем $Na_2S_20_3$, мл					
	Время от начала опыта					

1. По уравнению рассчитывают константы скорости при температурах T_1 и T_2.

А - максимальный объем 0,05М раствора $Na_2S_20_3$, эквивалентный 10 мл 0,05М H_20_2; х - объем 0,05М раствора $Na_2S_20_3$, прилитый к моменту времени τ_1, и т.д.

2. Энергию активации рассчитывают по уравнению:

$$E_{акт} = \frac{2{,}303 \cdot R(\lg k_2 - \lg k_1) \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}$$

3. Температурный коэффициент скорости реакции рассчитывают по уравнению:

4. Результаты вычислений заносят в таблицу:

Температура	Значение константы скорости						$E_{акт}$ кДж/моль	
	k_1	k_2	k_3	k_4	k_5	k_6		
T_1 T_2								

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.3. Химическая кинетика и катализ

Лабораторное занятие №5
Экспериментальное определение параметров катализа по результатам эксперимента

Цель: формирование умений определять параметры катализа.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 5 определять параметры катализа;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева

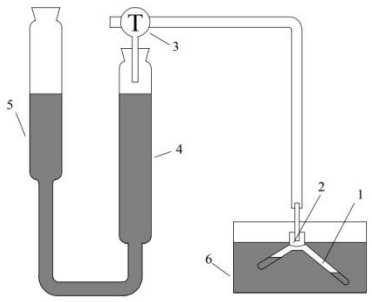
Задание: определите параметры катализа

Порядок выполнения работы:

1. Разложение пероксида водорода в присутствии диоксида марганца MnO_2.

Перед началом опыта необходимо подготовить катализатор: небольшой кусочек стеклянной палочки смазать клеем БФ или крахмальным клейстером. Необходимо смазать клеем только торец, немного порошка MnO_2 насыпать на часовое стекло, прикоснуться торцом палочки к порошку, чтобы небольшое количество MnO_2 осталось на стекле. Клей высушивают в течение нескольких минут (1 - 2 мин). Давление внутри системы для сбора H_2O_2 необходимо привести к атмосферному: открыть пробку реакционной пробирки, с помощью уравнительной склянки установит уровень воды в бюретке на нулевую отметку.

Схема прибора для измерения скорости разложения H_2O_2 представлена рис.1.



1 - реакционный сосуд, 2 - пробка, соединяющая реакционный сосуд с мерной бюреткой 4, 3 - трехходовой кран, 5 - уравнительный сосуд, 6 – термостат

Пипеткой или мерным цилиндром отмеряют 2 мл 3 %-ного раствора H_2O_2, выливают в пробирку 1. Если опыт проводится при комнатной температуре, готовят секундомер, таблицу для записи опытных данных, Опускают в пробирку катализатор, нанесенный на кусочек стеклянной палочки. Закрывают реакционный сосуд пробкой. Записывают объем выделяющегося кислорода, сначала через 30 сек, затем интервал можно увеличить до 1 мин.

По мере понижения уровня жидкости в бюретке уравнительную склянку опускают так, чтобы уровень жидкости в бюретке и склянке не изменялся, разность уровней была минимальной.

Реакция считается законченной, если уровень жидкости в бюретке перестает опускаться.

Объем кислорода, соответствующий полному разложению H2O2 – V□, можно получить, если реакционный сосуд поместить в стакан с горячей водой. После охлаждения пробирки до комнатной температуры. После определяют объем O_2, соответствующий полному разложению H_2O_2.

Таблица 1. Экспериментальные данные

№ п/п	Время от начала опыта □, мин	Объем кислорода V□, мл	V□ –V□, мл	ln(V□–V□)	ln	k, мин $^{-1}$

По результатам эксперимента вычисляют среднее значение константы скорости реакции.

Полагая, что порядок реакции первый, константу скорости реакции вычисляют по кинетическому уравнению первого порядка:

$$k = 1/\square \cdot \ln$$

По результатам эксперимента вычисляют среднее значение константы скорости реакции.

Период полураспада пероксида водорода вычисляют по уравнению: $\square_{0,5}$ = 0,693/k, используя среднее значение константы скорости.

Определяют константу скорости и период полураспада графически, используя зависимость V□= f (□) и ln(V□ – V□) = f (□), которые представлены на рис.2 и рис. 3. Сравнивают результаты, полученные двумя методами – аналитическим и графическим.

2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора при температуре T_2

Опыт повторяют, поместив реакционный сосуд в водяную баню или стакан с водой при температуре T_2 (по указанию преподавателя). Данные заносят в таблицу:

Зная константы скорости k_1 и k_2 при двух различных температурах, можно вычислить Кроме того, можно вычислить температурный коэффициент по правилу Вант - Гоффа:

$$k_2/k_1 = \gamma^{\Delta t/10}$$

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.3 Химическая кинетика и катализ

Лабораторное занятие №6
Определение скорости реакции

Цель: формирование умений определять изменения скорости реакции.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 6 определять факторы, влияющие на скорость реакции;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева

Задание: определите изменения скорости реакции.

Порядок выполнения работы:

Опыт №1. Зависимость скорости реакции то природы реагирующих веществ

Изучение влияния природы кислоты

В одну пробирку наливаем раствор соляной кислоты, а в другую – столько же уксусной (примерно одинаковой концентрации). Одновременно помещаем в них по грануле цинка. В обеих пробирках протекает реакция замещения с выделением водорода:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

$Zn + 2CH_3COOH = Zn(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$

В пробирке с уксусной кислотой водород выделяется с меньшей скоростью. Это можно объяснить тем, что уксусная кислота обладает меньшими кислотными свойствами по сравнению с соляной кислотой.

Изучение влияния природы металла

В две пробирки нальем одинаковое количество соляной кислоты и одновременно поместим в них по кусочку металлов разной природы: цинка и магния. Уравнения данных реакций:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$

Реакция соляной кислоты с магнием протекает с большей скоростью, так как интенсивнее выделяется водород. Магний – более активный металл, чем цинк (магний стоит в ряду напряжений левее цинка) (рис. 1).

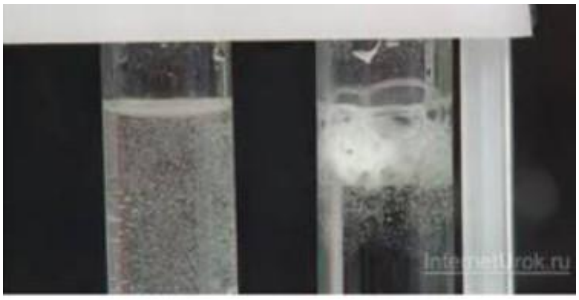


Рис. 1. Результаты опыта по взаимодействия цинка (слева) и магния (справа) с соляной кислотой

Опыт №2. Зависимость скорости реакции от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ

Изучение влияния степени измельчения вещества (поверхности соприкосновения реагирующих веществ).

В две пробирки нальем примерно по 2 мл раствора медного купороса. Одновременно поместим в одну пробирку кусок железной проволоки, а в другую – железный порошок. В обеих пробирках протекает реакция замещения в соответствии с уравнением:

$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$

О протекании реакции замещения между сульфатом меди (II) и железом можно судить по выделению из раствора вещества красно-бурого цвета – меди. Признаки реакции быстрее появились в пробирке с порошком железа, т. к. порошок железа имеет большую площадь поверхности соприкосновения с раствором медного купороса. Мы видим, что измельчение вещества приводит к повышению скорости реакции.

Рис. 2. Результаты опыта по взаимодействия железного гвоздя и железного порошка с раствором $CuSO_4$

Опыт №3. Зависимость скорости реакции от концентрации исходных веществ

В две пробирки поместим по 2 гранулы цинка и осторожно прильем растворы уксусной кислоты: в первую пробирку – 9%-ный уксус, а во вторую – 70%-ную кислоту. Реакция протекает быстрее в той пробирке, в которой больше концентрация уксусной кислоты.

Опыт № 4. Зависимость скорости реакции от температуры

В две пробирки с соляной кислотой одинаковой концентрации добавим по 1 грануле цинка. Одну из пробирок поместим в стакан с горячей водой. Наблюдаем, что при нагревании скорость выделения водорода увеличивается. Скорость реакции зависит от температуры, при которой она проводится.

Опыт № 5. Зависимость скорости реакции от участия катализатора

На дно стакана нальем 3%-ный раствор перекиси водорода. Пероксид водорода – очень непрочное вещество и легко разлагается на воду и кислород:

$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$.

При обычных условиях реакция разложения пероксида водорода протекает медленно, признаков реакции (т. е. выделения пузырьков газа) мы не наблюдаем. Добавим в стакан с перекисью водорода немного черного порошка оксида марганца (IV). Наблюдаем интенсивное выделение пузырьков газа. Внесем в стакан тлеющую лучинку – она разгорается,

следовательно, выделяющийся газ – кислород. Почему при внесении в стакан оксида марганца скорость реакции увеличилась? Дело в том, что оксид марганца является катализатором реакции разложения пероксида водорода. Катализатор, участвуя в реакции, ускоряет ее, но сам в ней не расходуется.

Рис. 3. Разложение пероксида водорода под действием катализатора MnO_2

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

Тема 1.5 Растворы

Лабораторное занятие №7
Определение молярной массы криоскопическим методом

Цель: формирование умений определять молярную массу заданного вещества криоскопическим методом.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 7 рассчитывать молярную массу при помощи криоскопии;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева.

Задание: определите молярную массу заданного вещества криоскопическим методом.

Порядок выполнения работы:

Криоскопия (от греч. kryos — холод и scopeo — смотрю) — измерение понижения температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем. Метод Криоскопии, предложенный в 1882 г. Ф. Раулем, применяется для определения молекулярной массы растворенного вещества. При этом берут определенное количество чистого растворителя и измеряют его температуру замерзания. Затем вновь расплавляют растворитель, вносят в него навеску определяемого вещества и измеряют температуру начала замерзания полученного раствора при помощи того же термометра. Понижение температуры замерзания раствора пропорционально его молярной концентрации (закон Ф. Рауля).

Схема установки, используемой для криоскопических измерений, приведена на рис. 1. В опыте используется дифференциальный термометр Бекмана, который предварительно должен быть настроен на используемый интервал температур. Следует учитывать, что при неосторожном обращении с термометром Бекмана может произойти падение капельки ртути в верхний резервуар термометра, и его настройку придётся производить заново. Для точных измерений необходимо, чтобы охлаждение исследуемой жидкости происходило как можно медленнее. Для этого служит воздушная прослойка между внешней и внутренней пробирками.

1. Калибровка термометра Бекмана

Для определения понижения температуры кристаллизации раствора термометр Бекмана необходимо откалибровать. Для этого в первом опыте замораживают дистиллированную воду. В тщательно промытую дистиллированной водой и высушенную внутреннюю пробирку наливают 50 мл дистиллированной воды. Термометр Бекмана помещают в пробирку таким образом, чтобы нижний резервуар термометра был полностью погружён в воду. Внутреннюю пробирку с термометром и мешалкой помещают во внешнюю и погружают последнюю в охлаждающую смесь. Непрерывно перемешивая воду, наблюдают за перемещением столбика ртути в капилляре термометра. При проведении опыта обычно имеет место переохлаждение воды (примерно на 1 °С). В этом случае вслед за медленным понижением уровня ртути в капилляре наблюдается его быстрое повышение и стабилизация на значении, которое отвечает температуре кристаллизации воды. Полученное значение t_o на шкале термометра Бекмана, отвечающее 0°С, записывается.

Внутреннюю пробирку вынимают из внешней и осторожно нагревают рукой для расплавления образовавшихся кристаллов льда (при правильном проведении опыта кристаллы должны образовываться в объёме жидкости, а не на стенках пробирки). После того, как все кристаллы расплавились и температура воды повысилась на 1-2°С выше t_o, опыт повторяют. Если разность между первым и вторым полученными значениями t_o превышает 0.1°С, опыт проводят ещё раз.

По результатам проведённых опытов рассчитывают среднее значение t_o на шкале термометра Бекмана, отвечающее 0°С, которое используется в дальнейшем для расчёта понижения температуры кристаллизации раствора

2. Определение понижения температуры кристаллизации раствора

На аналитических весах отвешивают определённое количество растворимого вещества - неэлектролита (по указанию преподавателя). Вынув из внутренней пробирки термометр и мешалку, навеску полностью переносят в пробирку и перемешивают мешалкой до полного растворения вещества. Следует обратить внимание на то, чтобы на стенках пробирки не оставалось прилипших кристалликов.

Внутреннюю пробирку помещают во внешнюю и аналогичным описанному выше образом проводят охлаждение раствора, фиксируя температуру начала кристаллизации раствора $t_{кр}$.

Поскольку по мере выпадения кристаллов растворителя концентрация раствора увеличивается, за температуру начала кристаллизации раствора $t_{кр}$ принимают наибольшее значение температуры, достигнутое после переохлаждения. Опыт повторяют трижды и за температуру начала кристаллизации раствора принимают среднее значение $t_{кр}$.

Рассчитывают понижение температуры кристаллизации раствора:*3.Расчёт молекулярной массы растворённого неэлектролита*

По полученному значению понижения температуры кристаллизации раствора вычисляют молекулярную массу растворённого вещества:

$$M = K \cdot q \cdot 1000 / G \cdot \Delta T \quad (2)$$

Здесь К – криоскопическая константа воды (К = 1.86); G – масса растворителя; q – масса растворённого вещества.

Используя полученное и истинное значения молекулярной массы, рассчитывают относительную погрешность определения молекулярной массы и сравнивают её с предельной погрешностью метода.

1. Приготовить охлаждающую смесь изо льда и соли в соотношении 3:1. Заполнить охлаждающей смесью стакан.
2. Приготовить навеску вещества 0,5 - 1г.
3. Настроить термометр Бекмана.
4. Налить во внутреннюю пробку 25 - 30 мл бензола.
5. Осторожно, чтобы не стряхнуть капельку ртути в резервуар, вставить термометр Бекмана с мешалкой в пробирку.
6. Пробирку с термометром и мешалкой закрепить.
7. Перемешивая содержимое пробирки, определить температуру замерзания растворителя. Температуру, при которой начинается подъем за $T_з$. Измерение повторить, вынимая пробирку и расплавляя кристаллы.
8. Растворить навеску вещества. Определить два раза температуру замерзания раствора.

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки лабораторного занятия:

«5» (отлично): выполнены все задания лабораторной работы, студент четко и без ошибок ответил на все контрольные вопросы.

«4» (хорошо): выполнены все задания лабораторной работы; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«3» (удовлетворительно): выполнены все задания лабораторной работы с замечаниями; студент ответил на все контрольные вопросы с замечаниями.

«2» (не зачтено): студент не выполнил или выполнил неправильно задания лабораторной работы; студент ответил на контрольные вопросы с ошибками или не ответил на контрольные вопросы.

Тема 2.2 Основы коллоидной химии

Лабораторное занятие №8
Определение порога коагуляции

Цель: формирование умений определять коагуляцию и ее пороги.

Выполнив работу, вы будете уметь:

Уд 8 определять факторы, влияющие на порог коагуляции;

Выполнение практической работы способствует формированию:

ПК 2.3. Вести технологический процесс производства черных металлов в соответствии с требованиями технологической инструкции;

ПК 2.4. Контролировать параметры технологического процесса производства черных металлов;

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 03. Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по правовой и финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях.

Материальное обеспечение: Мебель лабораторная, шкаф вытяжной с мойкой; Ph-метр Мультитест ИПЛ-101с комплектом для определения ph; Весы; Химические реактивы; Таблица Менделеева.

Задание: определите коагуляцию и ее пороги.

Порядок выполнения работы:

1. Наливают в колбу 100 мл дистиллированной воды. Нагревают на треножнике с асбестированной сеткой до кипения.
2. В кипящую воду добавляют по каплям 5-10 мл 2%-ного раствора FeCI3. Получают коллоидный раствор Fe(OH)3 интенсивного красно-коричневого цвета.
3. Охлаждают золь до комнатной температуры.
4. В двенадцать чистых пробирок наливают по 5 мл золя Fe(OH)3, указанное в таблице количество дистиллированной воды и раствора электролита.
5. Затем содержимое хорошо перемешивают и через 30 мин. отмечают, в каких пробирках наблюдается коагуляция (помутнение) и седиментация.

Вещество	Номер пробирки			
	1	2	3	4
Золь $Fe(OH)_3$, мл	5	5	5	5
Дистиллированная вода, мл	4,5	4	3	1
Раствор электролита, мл	0,5	1	2	4
Коагуляция через 30 мин. 6 М КС1 0,01 М Na_2S0_4 0,001 М $K_3[Fe(CN)_6]$				

ВЫЧИСЛЕНИЯ

1. Записывают строение мицеллы золя $Fe(OH)_3$.
2. Определяют коагулирующий ион электролита.
3. Рассчитывают порог коагуляции по формуле:

$$c = C_н(X) \times V_{эл}/V_з$$

4. Результаты вычислений заносят в таблицу.

№	Электролит	Коагулирующий ион	Порог коагуляции
1 2 3	KC1 Na_2S0_4 $K_3[Fe(CN)_6]$		

Форма представления результата: в письменном виде. Работа в обязательном порядке должна содержать название и цель практического занятия; схемы уравнений реакций; вывод о проделанной работе.

Критерии оценки:

«5» (отлично): выставляется студенту, если расчетная часть выполнены в полном объеме, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«4» (хорошо): выставляется студенту, если при выполнении задания допущены незначительные ошибки, решение оформлено с соблюдением установленных правил.

«3» (удовлетворительно): выставляется студенту, если задание выполнено с тремя и более «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.

«2» (неудовлетворительно): выставляется студенту, если работа не выполнена или выполнено с «грубыми» ошибками, решение оформлено без соблюдения установленных правил.