

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
Ульяновский государственный технический университет

ХИМИЯ

**Методические указания
к выполнению лабораторных работ**

Составитель: М.В. Бебякова

Ульяновск
2007

УДК 546(076)
ББК 24.1

Рецензент доцент кафедры «Самолетостроение» самолетостроительного факультета Ульяновского государственного технического университета
Г.Л. Ривин.

Одобрено секцией методических пособий научно-методического совета университета.

Химия: методические указания к выполнению лабораторных работ для студентов всех форм обучения специальности 16020165 «Самолето- и вертолетостроение» / сост. М. В. Бебякова – Ульяновск: УлГТУ, 2007. – 43 с.

Составлены в соответствии с программой курса «Химия».

В методических указаниях изложен порядок и основные требования к выполнению 6 лабораторных работ, их теоретическая и практическая база, задания для самостоятельной подготовки к работе, форма представления результатов её выполнения.

Предназначены для студентов всех форм обучения специальности 16020165 «Самолето- и вертолетостроение».

Подготовлены на кафедре «Общенаучные дисциплины».

УДК 546(076)
ББК 24.1

© Бебякова М. В., составление, 2007-10-11
© Оформление. УлГТУ, 2007

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА.....	6
2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА	10
3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3 РАСТВОРЫ, ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ.....	13
4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ	19
5. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ АЛЮМИНИЯ С РАСТВОРОМ ГИДРОКСИДА НАТРИЯ	
6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6 ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ.....	27
7. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ	32
7.1. Лабораторная работа №1	32
7.2. Лабораторная работа №2	32
7.3. Лабораторная работа №3	35
7.4. Лабораторная работа №4	37
7.5. Лабораторная работа №5	37
7.6. Лабораторная работа №6	40
ПРАВИЛА ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ	42
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	43

ВВЕДЕНИЕ

Общие требования к выполнению лабораторных работ

Перед выполнением лабораторного практикума необходимо на вводном лабораторном занятии изучить общие правила поведения и технику безопасности при выполнении лабораторных работ по химии (стр.42), список литературы рекомендуемой для использования при подготовке к выполнению лабораторных работ (стр.43) и «Тематический план лабораторных работ», имеющийся в лаборатории.

Порядок подготовки к выполнению лабораторной работы:

1. Студент должен являться на лабораторные занятия подготовленным к лабораторной работе, выполнение которой предусмотрено тематическим планом на соответствующую дату.

2. Предварительная подготовка к работе включает оформление первой и второй части отчета по соответствующей форме и выполнение задания для самостоятельной подготовки к указанной лабораторной работе (раздел 7, стр.32) с использованием материалов лекций, учебника и данных методических указаний.

3. Отчет о предстоящей работе оформляется по следующей форме: дата выполнения работы, № лабораторной работы, название работы, I теоретическая часть, II практическая часть.

Теоретическая часть – в разделе излагаются основные понятия, законы, расчетные формулы, которые необходимо усвоить для сознательного выполнения эксперимента и грамотной обработки результатов. Перечень понятий и законов имеется в методических указаниях к соответствующей лабораторной работе в разделе «теоретическая база эксперимента», с использованием которых выводятся формулы для расчета определяемой в работе величины. В конце раздела приводятся решения и результаты выполнения заданий для самостоятельной подготовки к соответствующей лабораторной работе.

Практическая часть – в разделе приводится:

1. рисунок и описание опытной установки;
2. перечень необходимых реактивов, посуды, вспомогательных материалов, измерительных приборов (для измерительных приборов указать класс точности, цену деления) (см. «материальная база эксперимента» в методических указаниях к выполнению соответствующей лабораторной работы);
3. план эксперимента;
4. уравнения реакций;
5. таблица для записи результатов измерений.

Порядок выполнения лабораторной работы

На лабораторном занятии студент участвует в индивидуальном собеседовании с преподавателем по содержанию предстоящей работы. Преподаватель делает заключение о готовности студента к работе по содержанию 1 и 2 частей отчета, результатам выполнения задания для

самостоятельной подготовки, которые представляются в виде следующих таблиц, например для лабораторной работы №1.

Таблица

Результаты выполнения заданий для самостоятельной подготовки к лабораторной работе №1

№ варианта	№ задания, величина, её обозначение, единица измерения.					
	1 $m_a \cdot 10^{-23}, \text{г}$	2 $m_m \cdot 10^{-23}, \text{г}$	3 $M(B),$ г/моль	4 $N_{CE} \cdot 10^{21}$ $V(B), \text{л}$	5 $\rho, \text{г/л}$ D	6 $M(B),$ г/моль
1						

В случае достаточного уровня подготовки студент получает допуск к выполнению эксперимента и под наблюдением лаборанта выполняет работу в соответствии с планом эксперимента, вносит результаты измерений в таблицу, проверяет полученные результаты и правильность их записи у преподавателя. В случае неправильного измерения и записи полученных результатов студент повторяет измерения и корректирует записи результатов, поэтому результаты измерений на первом этапе целесообразно вносить карандашом. При достижении разумных результатов и правильного их внесения в таблицу необходимо привести в порядок рабочее место, сдать методические указания, оборудование дежурному или лаборанту и подписать таблицу экспериментальных данных у преподавателя. В этом случае студенту зачитывается выполнение эксперимента, ему следует приступить к обработке результатов и составлению следующего раздела отчета – **III Расчеты и выводы.**

В разделе должны быть представлены:

1. Расчет опытного значения ($X_{\text{опытн.}}$) определяемой величины путем подстановки в расчетную формулу соответствующих табличных данных.
2. Расчет теоретического значения ($X_{\text{теор.}}$) определяемой величины по соответствующей формуле.
3. Расчет относительной ошибки ($\varepsilon, \%$) с точностью до 0,1%.

$$\%, \varepsilon = \frac{X_{\text{теор.}} - X_{\text{опытн.}}}{X_{\text{теор.}}} \cdot 100$$

При проведении расчетов и внесении числовых значений результатов измерений и расчетов в таблицу необходимо руководствоваться общими правилами по обработке результатов измерений.

После завершения III части отчета, если значение $\varepsilon \leq 10\%$, он сдается на проверку, т.е. помещается в имеющуюся в лаборатории папку «Отчеты по лабораторным работам, №группы и №подгруппы». После положительных результатов проверки отчета данная работа считается выполненной.

Студент допускается к экзамену по дисциплине, если им в течение семестра выполнены все предусмотренные тематическим планом лабораторные работы, получены положительные результаты при вводном контроле, контрольной работе и выполнены индивидуальные задания по соответствующим разделам программы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА

Цель работы: определить молярную массу оксида углерода (IV) – углекислого газа, $M(\text{CO}_2)$, приобрести навыки расчетов с использованием газовых законов.

База эксперимента (опыта):

Теоретическая: понятия атом, молекула, химический элемент, относительная молекулярная масса, количество вещества, молярная масса, молярный объем газообразных веществ при н.у. Законы (формулировка, математическое выражение): объединенный закон газового состояния, уравнение Менделеева - Клапейрона, закон Авогадро, следствия из него, вывод формул для расчета $M(\text{CO}_2)$ с использованием закона Менделеева – Клапейрона и следствий из закона Авогадро. [1, 2] Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.1., табл. 7.1.) в соответствии номером варианта.

Материальная: оборудование – установка для получения и очистки CO_2 , теххимические весы (0,01 г), барометр (2 гПа), термометр (1 °С), мерный цилиндр (1 мл), колба плоскодонная с резиновой пробкой. Реактивы: мрамор (CaCO_3), 10 % раствор соляной кислоты (HCl), бикарбонат натрия (NaHCO_3), серная кислота, концентрированная (H_2SO_4 , 98 %).

1.1. Теоретическая часть

Вывод формулы для расчета $M(\text{CO}_2)$

Используем для вывода формулы для расчета $M(\text{CO}_2)$ уравнение Менделеева – Клапейрона:

$$pV = \frac{m(\text{CO}_2)RT}{M(\text{CO}_2)};$$

$$M(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)RT}{pV}; \quad (1.1.)$$

где $m(\text{CO}_2)$ - масса CO_2 , г; p – давление газа, Па; V – объем газа, м^3 ; R – универсальная газовая постоянная, Дж/моль · К; T – температура, К; $M(\text{CO}_2)$ - молярная масса CO_2 , г/моль.

Закон Авогадро:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_{\text{mt}}};$$

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_{\text{mt}}};$$

где $V(\text{CO}_2)$ - объем газа, мл; V_{mt} - молярный объем в условиях опыта, мл.

$$V_{\text{mt}} = \frac{RT \cdot 10^6}{P}; \quad (1.2)$$

$$M(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot V_{\text{mt}}}{V(\text{CO}_2)}; \quad (1.3)$$

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m_{\text{воздуха}}} = \frac{M(\text{CO}_2)}{M_{\text{воздуха}}} = D;$$

$$M(\text{CO}_2) = M_{\text{воздуха}} \cdot D = M_{\text{воздуха}} \frac{m(\text{CO}_2)}{m_{\text{воздуха}}};$$

$$M_{\text{воздуха}} = 29 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CO}_2) = 29 \cdot \frac{m(\text{CO}_2)}{m_{\text{воздуха}}}. \quad (1.4)$$

1.2. Практическая часть

Описание установки представлено на рисунке 1.1.

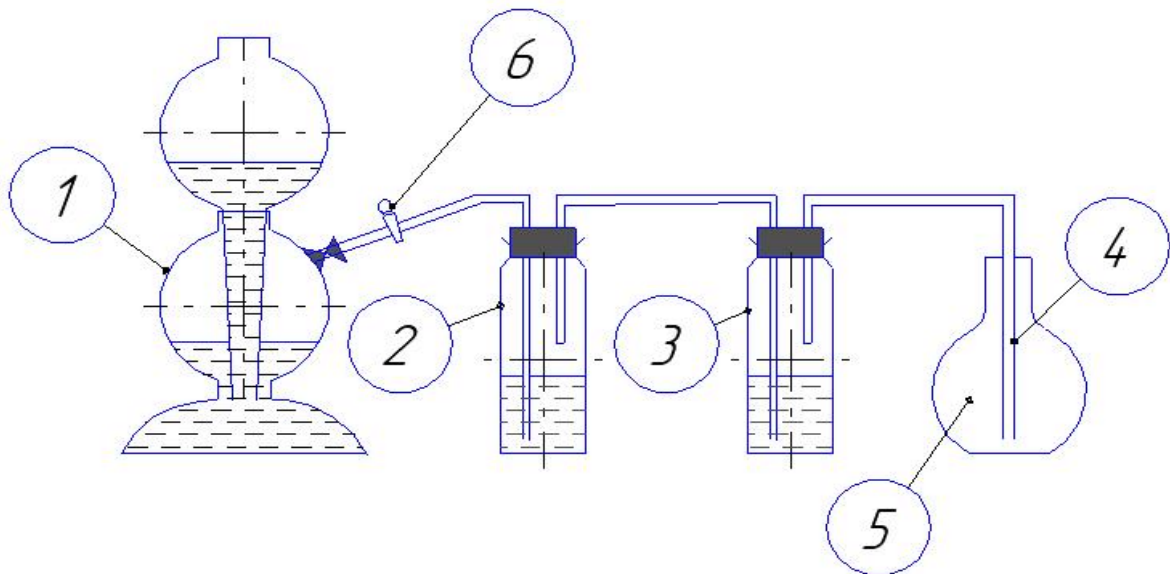


Рис. 1.1. Установка для получения оксида углерода

1- аппарат Киппа; 2, 3 – промывные склянки; 4 – газовая трубка;
5 – плоскодонная колба; 6 – кран.

Получение углекислого газа производится в аппарате Киппа (1) при действии на мрамор 10% соляной кислоты. После аппарата Киппа газ очищается от примесей путем пропускания через склянки: (2) – наполнена бикарбонатом натрия – очистка от примесей хлористого водорода, (3) – наполнена концентрированной серной кислотой для удаления паров воды.

План эксперимента.

1. Чистую сухую колбу (5) плотно закрыть резиновой пробкой и отметить резиновым кольцом уровень, до которого вошла пробка в горло колбы.

2. Взвесить колбу на технoхимических весаx. Записать массу колбы с воздухом в таблицу

3. Наполнить колбу углекислым газом. Для чего опустить в колбу до дна газовую трубку (4) от склянки (3), открыть кран (6) аппарата Киппа и пропускать углекислый газ в течении 2 – 3 минут (полноту заполнения колбы проверить зажженной спичкой). Затем, не закрывая крана, вынуть газоотводную трубку, закрыть колбу пробкой до отметки. Закрыть кран (6).

4. Взвесить на тех же весаx колбу с углекислым газом.

5. Заполнение колбы повторить, взвесив колбу. Результаты первого и второго взвешивания не должны расходиться более чем на 0,01 г. Записать массу колбы с углекислым газом (m_2)

6. Записать в таблицу 1.1. показания термометра и барометра, имеющихся в лаборатории.

7. Измерить объем колбы. Наполнить колбу водой до резиновой отметки и вылить воду в мерный цилиндр, записать результат измерения (V_t).

Таблица 1.1.

Результаты измерений и вычислений

Измеренная или рассчитанная величина	Обозначение	Единица Измерения	Числовое значение	Точность измерения величины
1	2	3	4	5
Масса колбы с воздухом	M	Г		0,01
Масса колбы с углекислым газом	M	Г		0,01
Давление	P	Па		100
Температура	T	К		1
Молярный объем в условиях опыта	V_{mt}	Мл		1
Объем колбы	V_t	Мл		1
Масса воздуха в объеме колбы	M	Г		0,01
Масса пустой колбы	M	Г		0,01
Масса углекислого газа в объеме колбы	M	Г		0,01
Молярная масса углекислого газа	$M(\text{CO}_2)$	г/моль		0,1
а) опытная		г/моль		0,1
б) теоретическая				
Относительная погрешность определения	ε	%		0,1

1.3. Расчеты и выводы

1. Дополнительные сведения, необходимые для обработки результатов и оформления отчета;

$$\rho_{\text{возд}} = \frac{M_{(\text{воздуха})}}{V_{\text{mt}}};$$

где $\rho_{\text{возд}}$ - плотность воздуха, г/см³; $M_{(\text{воздуха})}$ - молярная масса воздуха, г/моль;
 V_{mt} - молярный объем в условиях опыта (1.2), мл.

Вычислите массу воздуха в колбе (m_3): $m_3 = \rho \cdot V_t$

Вычислите массу пустой колбы (m_4): $m_4 = m_1 - m_3$

Вычислите массу углекислого газа в колбе (m_5): $m_5 = m_2 - m_4$

Результаты запишите в таблицу 1.1.

2. Используя результаты опыта, вычислите $M(\text{CO}_2)_{\text{опытное}}$ тремя способами с использованием уравнения Менделеева – Клапейрона (1.1), закона Авогадро (1.3, 1.4)

1) по молярному объему (V_{mt}) (1.2, 1.3)

2) по относительной плотности углекислого газа по воздуху (1.4)

Рассчитайте теоретическое значение $M(\text{CO}_2)$, используя величины $M(\text{C})$, $M(\text{O})$.

Внесите в таблицу $M_{\text{теор.}}$ и $M_{\text{опытн.}}$ – наиболее близкое к значению к $M_{\text{теор.}}$

Используя табличные значения $M_{\text{теор.}}$ и $M_{\text{опытн.}}$, рассчитайте относительную погрешность определения $M(\text{CO}_2)$.

Сдайте отчет на проверку, поместив его в папку «Отчеты по лабораторным работам, № группы, № подгруппы», имеющуюся в лаборатории.

2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: рассчитать эквивалентную массу металла (Me), измерив, объем водорода, выделившегося при его взаимодействии с кислотой.

База эксперимента:

Теоретическая: понятия эквивалент, эквивалентное число, эквивалентное количество вещества, эквивалентная масса (объем) или молярная масса (объем) эквивалента вещества. Закон эквивалентов, расчет эквивалентных масс (объемов) простых и сложных веществ. Вывод формулы для расчета $M_{\text{Э}}(\text{Me})$.

Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.2., табл.7.2.) в соответствии номером варианта.

Материальная:

1. Взвешенная с точностью 0,0001 г определенная масса металла (навеска).
2. Кислота серная. Вода дистиллированная, стеклянная палочка.
3. Прибор для измерения объема газа, выделившегося при химической реакции - эвдиометр (0,1 мл).
4. Термометр (1 °С).
5. Барометр (2 гПа).

2.1. Теоретическая часть

Вывод формулы для расчета $M_{\text{Э}}(\text{Me})$.

Закон эквивалентов по отношению к реакции взаимодействия данной массы металла ($m(\text{Me})$) с кислотой, с выделением определенного объема водорода $V_t(\text{H}_2)$ имеет следующий вид:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{Me})} = \frac{V_t(\text{H}_2)}{V_{\text{Э}}(\text{H}_2)};$$

где m – масса Me, г; $M_{\text{Э}}(\text{Me})$ - эквивалентная масса Me, г/моль; $V_t(\text{H}_2)$ - объем водорода, выделившегося в условиях реакции, мл; $V_{\text{Э}}(\text{H}_2)$ - эквивалентный объем водорода, мл.

$$M_{\text{Э}}\text{Me} = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{V_t(\text{H}_2)}; \quad (2.1)$$

$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = \frac{RT \cdot 10^6}{2P}. \quad (2.2)$$

Эквивалентный объем водорода в 2 раза меньше его молярного объема, т.к. эквивалентное количество водорода это 1 моль атомов водорода (H), которое составляет 0,5 моль молекул водорода (H_2). 0,5 моль молекул водорода при н.у. занимают объем 11,2 л.

2.2. Практическая часть

Описание установки.

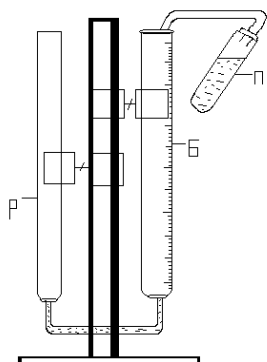


Рис.2.1. Прибор для измерения объема водорода, выделившегося при взаимодействии металла с кислотой.

Для измерения объема водорода, выделившегося в результате взаимодействия металла с серной кислотой, используют эвдиометр (рисунок 2.1.).

Резервуар Р и бюретка Б соединены с резиновой трубкой и заполнены водой. Бюретка закрыта пробкой с отводной трубкой, соединяющей бюретку и реакционную пробирку П. Если в пробирке проводить реакцию Me с кислотой, то выделившийся при этом водород будет увеличивать давление паров в бюретке и вытеснять воду из бюретки в резервуар Р в объеме, равном выделившемуся водороду.

План эксперимента.

1. Заполните водой резервуар Р и бюретку Б, так чтобы уровень воды в бюретке при закреплении резервуара Р на штативе в верхнем положении был ниже нулевого деления бюретки Р. Пробирка П при этом должна быть снята с пробки.

2. Налейте в пробирку 4-5 мл серной кислоты.

3. Получите у преподавателя взвешенную с точностью 0,0001г порцию металла (навеска металла) в кульке из фильтрованной бумаги.

4. Запишите в таблицу 2.1. массу металла (m).

5. Откройте кулек, отогнув уголок фильтрованной бумаги, смочите его дистиллированной водой с помощью стеклянной палочки, коснувшись бумаги смоченной водой палочкой. Приклейте мокрый уголок кулек к стенке пробирки и с помощью палочки установите кулек над поверхностью кислоты на расстоянии 1-1,5 см. закройте пробирку пробкой с трубкой, соединяющей ее с бюреткой.

6. Проверьте герметичность прибора, подняв сосуд Р на 10-15см выше уровня воды в бюретке, если по истечении 30с. уровень воды в бюретке останется постоянным, прибор герметичен. В противном случае проверить надежность всех соединений, плотнее закрыть пробками бюретку Б и пробирку П.

7. Верните резервуар Р в исходное положение, чтобы вода в бюретке и резервуаре была на одинаковом уровне.

8. Определите уровень воды в бюретке (h_1), отметив положение на шкале бюретки нижней границы мениска жидкости.

При определении положения мениска жидкости уровень глаз и мениска над поверхностью стола должны совпадать.

9. Стряхните осторожно пробирку, чтобы кулек упал в кислоту, прикрепите пробирку резиновым кольцом к штативу и оставьте в покое до полного растворения металла и охлаждения пробирки до комнатной температуры.

10. Запишите показания барометра, термометра. Найдите в справочнике величину $P_{\text{H}_2\text{O}(2)}$, соответствующую измеренной температуре и занесите в таблицу. Рассчитайте P_{H_2} , $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм.}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$.

11. Вернитесь к опытной установке и, убедившись, что реакция закончилась и пробирка не горячая, совместите уровни воды в бюретке и резервуаре; опуская резервуар Р, определите уровень воды в бюретке (h_2), и запишите в таблицу.

12. Рассчитайте объем выделившегося водорода V_t , как h_2-h_1 .

13. Вычислите $V_{\text{т}}$ по формуле (2.2).

Примечание. Заносите значения измеренных и рассчитанных величин в соответствии с точностью их измерений и расчетов, руководствуясь методическими указаниями.

2.3. Расчеты и выводы

1. Рассчитайте $M_3(\text{Me})$ (2.1).

2. Используя зависимость $M_3(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me})}{n}$, где n – валентность Me,

рассчитайте эквивалентные массы для ряда металлов- Ca, Al, Mg, Zn сравните эти величины с определенной Вами и сделайте заключение, какой это металл. Занесите в таблицу теоретическое значение эквивалентной массы, указав какой металл.

3. Рассчитайте ε .

4. Сдайте отчет на проверку.

Таблица 2.1.

Результаты измерений и вычислений

Параметры	Обозначение.	Размерность	Значение
Масса металла	M	г	
Температура	T	К	
Атмосферное давление	$P_{\text{атм}}$	Па	
Давление насыщенного пара	$P_{\text{H}_2\text{O}(2)}$	Па	
Давление водорода	P_{H_2}	Па	
Уровень воды в бюретке			
а) до реакции	h_1	мл	
б) после реакции	h_2	мл	
Объем водорода в условиях реакции	V_t	мл	
Эквивалентный объем H_2 в условиях реакции	$V_{\text{т}}$	мл	
Эквивалентная масса металла экспериментальная	$M_3(\text{Me})$	г/моль	
теоретическая		г/моль	
Относительная ошибка эксперимента	ε	%	

3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3 РАСТВОРЫ, ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы. Ознакомиться с основными правилами расчета массовых и объемных соотношений компонентов раствора для приготовления раствора заданной концентрации. Приготовить раствор, соблюдая основные правила техники эксперимента и техники безопасности.

База эксперимента.

Теоретическая: Понятия раствор, растворитель, растворенное вещество, концентрация раствора (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная), титр раствора. Расчет массы (объема) растворителя и растворенного вещества для приготовления определенной массы (объема) раствора. Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.3., табл. 7.3.) в соответствии номером вашего варианта.

Материальная.

1. Концентрированная серная кислота, концентрированная соляная кислота, сульфат меди пятиводный (медный купорос).
2. Мерная посуда: колбы мерные, цилиндры, пипетки.
3. Сосуды для хранения растворов.
4. Весы (аналитические, теххимические).
5. Ареометр.

3.1. Теоретическая часть

Раствор (р)- гомогенная (однородная) смесь веществ переменного состава. Различают газовые, жидкие и твердые растворы. Например, газовый раствор-воздух, состоящий из азота, кислорода, диоксида углерода, паров воды; жидкий - раствор сахара в воде.

Растворитель (S) –компонент раствора, концентрация которого выше других компонентов, сохраняющий свое фазовое состояние при образовании раствора.

Наибольшее распространение и применение имеют жидкие растворы- т.е. растворы газов, жидкостей и твердых веществ в жидких растворителях. Из них наиболее широко применяются водные растворы (растворитель-вода).

Концентрация - величина, выражающая относительное содержание растворенного вещества в растворе или растворителе.

Способы выражения состава раствора разнообразны. Ниже перечислены наиболее употребляемые.

1. *Массовая доля (ω, %)* показывает, сколько единиц массы растворенного вещества содержится в 100 единицах массы раствора.

$$\omega = 100 \frac{m(B)}{m_p},$$

где ω- массовая доля (%) растворенного вещества; m(B) - масса растворенного вещества; m_p- масса раствора.

$$m_p = m_s + m(B),$$

где m_s - масса растворителя.

$$m_p = \rho \cdot V_p,$$

тогда $\omega = \frac{m(B)}{\rho V_p} \cdot 100$

где ρ - плотность раствора; V_p - объем раствора.

2. Молярная концентрация ($C(B)$, моль/л) - количество растворенного вещества в литре раствора

$$C(B) = \frac{n(B)}{V_p} = \frac{m(B)}{M(B) \cdot V_p}$$

где $m(B)$ - масса растворенного вещества (B); $M(B)$ - молярная масса растворенного вещества (B); V_p - объем раствора, л.

Раствор, в котором молярная концентрация растворенного вещества равна C_B (моль/л), характеризуется *молярностью*, численно равной значению $C(B)$, обозначение - M (после числа). Например: раствор $C(K_2SO_4)=1$ моль/л. - $1M$ K_2SO_4 .

Может быть обозначен $1M$ K_2SO_4 - одномолярный раствор сульфата калия. Записи $0,1M$, $0,01M$, $0,001M$. - обозначают соответственно: деци-, санти-, милли -молярный растворы.

Эквивалентная концентрация ($C_э(B)$, моль/л) - это отношение эквивалентного количества вещества ($n_э(B)$), к объему раствора.

$$C_э(B) = \frac{n_э(B)}{V_p} = \frac{m(B)}{M_э(B) \cdot V_p},$$

где $M_э(B)$ - эквивалентная масса вещества (B); V_p - объем раствора, л.

Раствор, в котором молярная концентрация эквивалента растворенного вещества равна $C_э(B)$ - характеризуется *нормальностью*, численно равной значению $C_э(B)$, обозначение нормальности n (после числа). Например: раствор с эквивалентной концентрацией серной кислоты $C_э(H_2SO_4)=1$ моль/л. может быть обозначен как $1n$ H_2SO_4 (однонормальный раствор серной кислоты).

Закон эквивалентов для реакций, протекающих в растворах имеет вид:

$$C_э(B_1) \cdot V_{p_1} = C_э(B_2) \cdot V_{p_2}$$

где B_1 и B_2 - формулы реагирующих веществ; V_{p_1} и V_{p_2} - объемы растворов веществ B_1 и B_2 , соответственно.

Моляльность вещества B в растворе ($C_m(B)$ моль/кг) - отношение количества растворенного вещества B к массе растворителя.

$$C_m(B) = \frac{n(B)}{m_s} = \frac{m(B)}{M(B) \cdot m_s}$$

где V_B - количество растворенного вещества, моль; $m(B)$ - масса растворенного вещества; m_s - масса растворителя, кг; $M(B)$ - молярная масса вещества г/моль.

3.2. Практическая часть.

В практической деятельности часто приходится решать следующую задачу-приготовить необходимый объем /массу/ раствора вещества /В/ заданной концентрации. Здесь и далее будем считать, что в качестве растворителя используется вода.

Варианты решения такой задачи определяются состоянием вещества, степенью его чистоты / массовая доля вещества в смеси, если оно содержит примеси/, заданным способом выражения концентрации раствора.

Рассмотрим наиболее типичные примеры:

Пример 1. Приготовить 250 мл раствора серной кислоты C_3 (H_2SO_4)/= $0,5$ моль/л/ или $0,5$ н H_2SO_4 / из имеющегося в лаборатории концентрированного раствора серной кислоты.

Для практического выполнения этой задачи необходимо:

1. Установить состав имеющегося концентрированного раствора серной кислоты, измерив плотность раствора / ρ / и определив соответствующую ей массовую долю $\omega(H_2SO_4)$ в растворе по справочной таблице.

2. Рассчитать, какой объем концентрированного раствора серной кислоты / $\rho = 1,732$ г/см³, $\omega(H_2SO_4) = 80\%$ / необходимо взять для приготовления 250 мл $0,5$ н раствора серной кислоты .

Дано:

$$\omega(H_2SO_4) = 80\%$$

$$\rho = 1,732 \text{ г/см}^3,$$

$$V_2 = 250 \text{ мл}$$

$$C_3(H_2SO_4) = 0,5 \text{ моль/л}$$

V_1 р-ра-?

Решение:

$$\omega = \frac{m(H_2SO_4)}{\rho V_1} \cdot 100 \quad (1)$$

$$V_1 = \frac{m(H_2SO_4) \cdot 100}{\omega \rho} \quad (2)$$

$$C_3(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M_э(H_2SO_4) \cdot V_2} \quad (3)$$

Выразим $m(H_2SO_4)$ из уравнения (3)

$$m(H_2SO_4) = C_3(H_2SO_4) \cdot M_э(H_2SO_4) \cdot V$$

И подставим в уравнение (2)

$$V_1 = \frac{C_3(H_2SO_4) \cdot M_э(H_2SO_4) \cdot V \cdot 100}{\omega \cdot \rho}$$

$$M_э(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$V_1 = \frac{0,5 \cdot 49 \cdot 0,25 \cdot 100}{80 \cdot 1,732 \cdot 10^{-3}} = 4,4 \text{ мл.}$$

Объем раствора концентрированной серной кислоты 4,4 мл.

3. Приготовить $0,5$ н раствор серной кислоты путем добавления к 4,4 мл. концентрированного раствора H_2SO_4 дистиллированной воды до 250 мл. в мерной колбе на 250 мл., руководствуясь общими правилами приготовления водных растворов.

Пример 2. Задание: приготовить 200 мл. 8% раствора NaOH из имеющегося 40% раствора NaOH.

1. Найти в справочных таблицах "Плотность растворов кислот и щелочей" плотности указанных растворов.

2. Рассчитать какой объем 40% раствора NaOH и воды необходимо взять для приготовления 200 мл. 8% раствора NaOH.

<p style="text-align: center;">Дано:</p> $\omega_1 = 40\%$ $\omega_2 = 8.0\%$ $\rho_1 = 1,43 \text{ г/см}^3$ $\rho_2 = 1,09 \text{ г/см}^3$ $V_в = 200 \text{ мл.}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $V_1 - ?$ $V_{\text{H}_2\text{O}} - ?$	<p style="text-align: center;">Решение:</p> $\omega_2 = \frac{m(\text{NaOH})}{V_2 \cdot \rho_2} \cdot 100$ $m(\text{NaOH}) = \frac{\omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{100}$ $m(\text{NaOH}) = \frac{\omega_1 \cdot \rho_1 \cdot V_1}{100}$ $V_1 = \frac{m(\text{NaOH}) \cdot 100}{\omega_1 \cdot \rho_1},$
--	---

$$V_1 = \frac{\omega_2 \cdot \rho_2 \cdot V_2}{\omega_1 \cdot \rho_1} = \frac{8.0 \cdot 200 \cdot 1.087}{40.0 \cdot 1.43} = 30.4$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_2 - V_1 = 200 - 30.4 = 169.6 \text{ мл}$$

3. Отмерить с помощью мерных цилиндров 30,4 мл 40% раствора NaOH, и 169,6 мл воды и смешать их в химическом стакане.

4. Перелить раствор в склянку для хранения, сделав на ней соответствующую надпись.

Пример 3. Приготовить 200 мл раствора CuSO_4 с молярной концентрацией $C_{\text{м}}/\text{CuSO}_4/$ равной 0,1 моль/л из имеющегося в лаборатории кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

1. Рассчитать, сколько $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 200 мл 0,1 м раствора CuSO_4 .

<p style="text-align: center;">Дано:</p> $V_{\text{р-ра}} = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$ $C(\text{CuSO}_4) = 0.1 \text{ моль/л}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $m(\text{CuSO}_4) \cdot 5\text{H}_2\text{O} - ?$	<p style="text-align: center;">Решение:</p> $C(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4) \cdot V}$ $m(\text{CuSO}_4) = C(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) \cdot V$ $\frac{m(\text{CuSO}_4)}{m\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{M(\text{CuSO}_4)}{M_1(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}$
--	--

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = C(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot V = 0.1 \cdot 200 \cdot 200 = 4 \text{ г}$$

2. Взвесить 5.0 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

3. Поместить 5,0 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в мерную колбу на 200 мл

4. Налить в мерную колбу дистиллированной воды, чтобы уровень раствора в мерной колбе совпал с имеющейся меткой на горле колбы.

Общие указания по приготовлению водных растворов кислот, солей, щелочей

1. Для приготовления раствора заданной концентрации необходимо рассчитать массу (объем) растворенного вещества и растворителя (если концентрация растворенного вещества задана как массовая доля).

2. Если растворенное вещество – жидкость, отмерить необходимый объем с помощью мерной посуды (цилиндра, пипетки, бюретки, мерной колбы). Использование той или иной посуды определяется природой вещества, точностью измерения. Например: 4,4мл. концентрированной серной кислоты разумно отмерить мерным цилиндром на 10мл. (не более) – обеспечит минимальную относительную ошибку при измерении объема.

3. Если растворенное вещество – твердое, необходимое количество вещества взвешивают на теххимических или аналитических весах в зависимости необходимого уровня точности раствора. Для приготовления растворов заданной молярной или эквивалентной концентрации необходимая точность взвешивания растворенного вещества 0,0001г., так как эти растворы чаще всего используются в химическом анализе, и концентрация растворенного вещества включается в различного рода химические расчеты. При приготовлении растворов, концентрация которых выражается массовой долей, достаточна точность взвешивания 0,1г., так как эти растворы используются для различного рода технических операций травления металла, создание кислот или щелочей среды в химическом, агрохимическом, биологическом эксперименте.

4. Смешивание растворенного вещества и растворителя следует производить в термостойкой посуде. Это практически необходимо для приготовления растворов кислот и щелочей, так как их растворение в воде сопровождается выделением большого количества тепла и в случае несоблюдения этого правила, сосуд может лопнуть. Растворы кислот, щелочей – агрессивные жидкости, вызывающие химические ожоги.

5. При приготовлении растворов серной кислоты кислоту вливают в воду (чтобы избежать перегаров и разбрызгивание). То есть сосуд для приготовления раствора частично (1/3 от объема раствора) заполняют водой, а затем выливают отмеренное количество концентрированного раствора кислоты: после чего осторожно доливают воду.

6. Растворы с заданной молярной и эквивалентной концентрацией готовят в мерных колбах, объем которых совпадает с необходимым объемом раствора (пример №1, необходимо использовать мерную колбу на 250мл.). Отмеренный объем или точно взвешенная масса растворенного вещества количественно (без потерь) переносится в мерную колбу. Затем в колбу наливают дистиллированной воды, и когда уровень раствора достигнет горла колбы, воду нужно приливать осторожно по каплям, то есть довести до уровня раствора до совпадения метки на горле колбы и нижнего мениска раствора в колбе.

7. Растворы с заданной массовой долей готовят в термостойкой посуде (например, химический стакан), смешивая растворенное вещество и воду в рассчитанных соотношениях. Учитывая, что $\rho_{\text{воды}}=1\text{г/см}^3$, рассчитывается объем воды и отмеряется цилиндром.

8. После охлаждения раствора его переливают в толстостенные сосуды (стеклянные бутылки). Для хранения растворов некоторых солей необходимо использовать темные склянки (например, растворы иодистого калия, гипосульфита натрия). Склянки с раствором должна иметь этикетку или надпись с указанием концентрации и формулы растворенного вещества.

Например:

1. 0,5 н H_2SO_4 ;
2. 8% NaCl ;
3. 0.1 н CuSO_4

Порядок выполнения работы.

1. Ознакомьтесь с теоретическими основами эксперимента.
2. Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе.
3. Получите экспериментальное задание у преподавателя и подготовьтесь к его выполнению, изложив в практической части отчета:
 1. расчет необходимого объема или массы растворенного вещества;
 2. план (последовательность операций) приготовления раствора заданной концентрации;
 3. заявку на реактивы, оборудование, посуду, необходимые для приготовления раствора.

Например: пример1. Для приготовления 250мл. 0,5 н раствора H_2SO_4 прошу выдать следующее:

- a. раствор концентрированной серной кислоты;
- b. дистиллированную воду;
- c. мерную колбу на 250 мл.;
- d. цилиндр на 10мл.;
- e. склянку для хранения раствора;
- f. карандаш для письма по стеклу.
4. Проверьте у преподавателя решение задач, предварительно составленный отчет (расчет, план, заявку), получите допуск к работе.
5. В случае допуска к работе получите у лаборанта необходимые реактивы, посуду, приготовьте раствор, перелейте в склянку для хранения, подпишите и сдайте преподавателю.

4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Цель работы: определить энтальпию (теплоту) нейтрализации. Проверить выполнение закона Гесса.

База эксперимента:

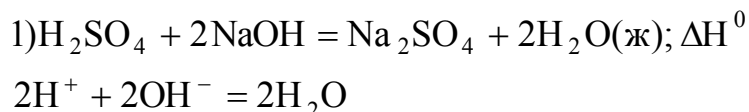
Теоретическая: система, закрытая, открытая изолированная, внутренняя энергия системы, закон сохранения энергии, энтальпия системы (H), энтальпия процесса (ΔH). Стандартная энтальпия образования вещества, закон Гесса, следствие из него. Расчет тепловых эффектов химических реакций, опытное определение тепловых эффектов. Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.4., табл. 7.4.) в соответствии номером варианта.

Материальная: калориметр, термометр ($0,1^\circ$), мерные цилиндры (100мл.), раствор гидроксида натрия (2M), раствор серной кислоты (1M).

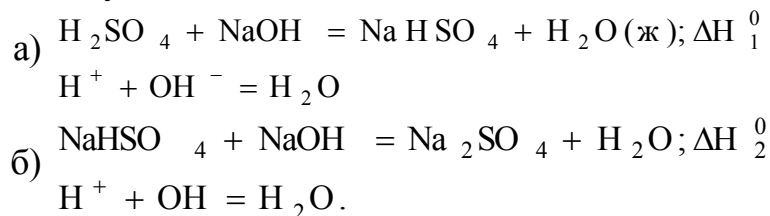
4.1. Теоретическая часть

Реакция нейтрализации:

Реакция между щелочью NaOH и кислотой (H_2SO_4) называется реакцией нейтрализации:



Реакцию 1 можно осуществить в 2 стадии:



Согласно закону Гесса:

$$\Delta H^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0. \quad (4.1)$$

Расчет теплоты нейтрализации.

Реакции 1, а, б, можно провести в калориметре и, измерив температуру раствора кислоты до реакции (t_1) и после реакции, т.е. после приливания раствора NaOH (t_2), можно рассчитать теплоту реакции (ΔH , кДж/моль) по уравнению:

$$\Delta H = Q_p = \frac{mc(t_2 - t_1)}{n},$$

где m – масса раствора после нейтрализации. Учитывая, что $m = V\rho$,

$$\Delta H = \frac{V\rho \cdot c(t_2 - t_1)}{n}, \quad (4.2)$$

где V – объем раствора после нейтрализации, мл; ρ – плотность раствора после нейтрализации, г/мл; c – удельная теплоемкость раствора после

нейтрализации, кДж/г. град; t_2 – температура раствора после нейтрализации, °С; t_1 – температура раствора до нейтрализации, °С; n – количество кислоты, принимавшее участие в реакции нейтрализации, моль, в условиях опыта, выполняемого в данной работе $n=0,1$ моль:

$$n = \frac{100 \cdot 1}{1000} = 0.1.$$

Теоретическое значение теплоты нейтрализации можно рассчитать используя следствие из закона Гесса:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum \Delta H_{F,298}^0 \text{ продуктов реакции} - \sum \Delta H_{F,298}^0 \text{ исходных веществ} \quad (4.3)$$

и справочные данные по теплотам образования участников реакции, приведенные в табл. 4.1.

Таблица 4.1.

Теплота образования некоторых веществ

Вещество	Теплота образования в-ва, ΔH_{F}^0 , кДж/моль.
Na ₂ SO ₄ раствор	-1403,36
H ₂ SO ₄ раствор	-904,50
NaOH раствор	-470,12
K ₂ SO ₄ раствор	-1405,38
KOH раствор	-482,69
NaCl раствор	-406,54
H ₂ O жид.	-285,84

4.2. Практическая часть

В качестве калориметра используют термоизолированный сосуд представленный на рисунке 4.1. (1, рис.2), снабженный термометром (2) и воронкой (3).

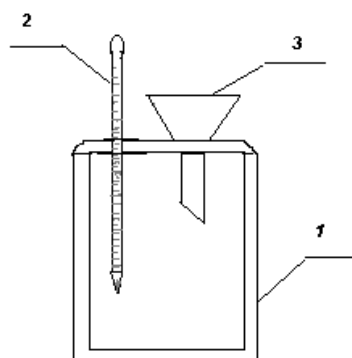


Рис. 4.1. Калориметр (1), термометр (2), воронка (3).

Нейтрализация кислоты в одну стадию:

1. Мерным цилиндром отмеряют 100мл. серной кислоты. $C(H_2SO_4)$ - 1 моль /л, т.е. 0,1 моль кислоты.
2. Вливают через воронку (3) 100мл. кислоты в сосуд (1). Отмечают показания термометра (t_1) и записывают результат измерения в табл. 4.2.
3. Мерным цилиндром отмеряют 100мл. раствора щелочи $C(NaOH)$ - 2 моль/л, т.е. 0,2 моль гидроксида натрия.
4. Вливают 100мл. раствора гидроксида натрия в сосуд с кислотой.
5. Следят по термометру за изменением температуры в реакционном сосуде, отмечают и

записывают максимальную температуру (t_2).

Нейтрализация кислоты в две стадии:

Стадия а. Наливают в реакционный стакан 100мл. серной кислоты, измеренной с помощью цилиндра, отмечают и записывают в таблицу 4.2. (графа 3) температуру раствора (t_1). Затем вливают 50мл. раствора щелочи (т.е. 0,1 моль гидроксида натрия). Отмечают максимальную температуру и записывают ее в графу 3 (табл.4.2.), как конечную (t_2) для стадии а и в графу 4, как начальную (t_1) для стадии б.

Стадия б. К полученной на стадии а реакционной смеси приливают еще 50мл. раствора щелочи (т.е. 0,1 моль гидроксида натрия) и отмечают максимальную температуру полученной смеси, как конечную температуру t_2 , которую записывают в графу 4 табл. 4.2.

Таблица 4.2.

Результаты измерений

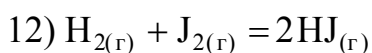
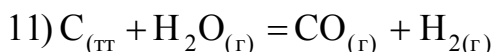
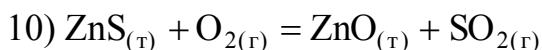
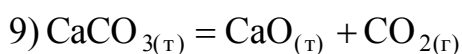
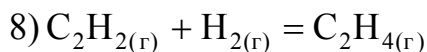
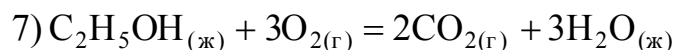
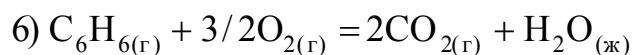
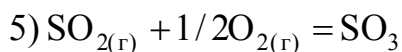
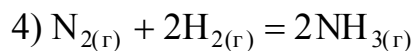
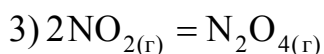
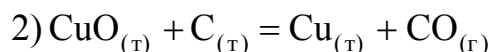
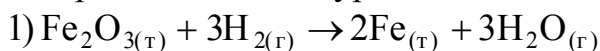
Измеряемая величина, обозначение, ед. измерения	Значения для реакций		
	1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} =$ $= 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$	2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} =$ $= \text{H}_2\text{O} + \text{NaHSO}_4$	3) $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} =$ $= \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
1	2	3	4
Объем раствора, V, мл.	200	150	200
Плотность раствора, ρ , г/см ³	1,071	1,067	1,071
Удельная теплоемкость, C, Дж/кг*К	5,15	5,02	6,28
Начальная температура, t_1 , °C.			
Конечная температура, t_2 , °C.			
Теплота нейтрализ. ΔH кДж/моль: опытная (4.2), рассчитан-я по закону Гесса (4.1).	$\Delta H^0 =$	$\Delta H_1^0 =$	$\Delta H_2^0 =$

4.3. Расчеты и выводы

1. Рассчитайте теплоту нейтрализации для реакции 1 (ΔH) и тепловые эффекты отдельных ее стадий а и б (ΔH_1 и ΔH_2) по уравнению 4.2.
2. Рассчитайте теплоту нейтрализации (ΔH) по уравнению 4.1.
3. Рассчитайте теоретическое значение теплоты нейтрализации используя уравнение 4.3.
4. Рассчитайте ϵ для значений теплоты нейтрализации полученных в пункте 1 и пункте 2, используя теоретическое значение теплоты нейтрализации.
5. Сделайте заключение о выполнении закона Гесса.

4.4. Контрольные вопросы:

1. Что принято называть «системой» в термодинамике, и какие типы систем могут быть?
2. Что понимается под внутренней энергией?
3. От каких факторов зависит внутренняя энергия?
4. Чему равен тепловой эффект реакции при постоянном объеме?
5. Чему равен тепловой эффект реакции при постоянном давлении?
6. Каковы особенности термохимических реакций?
7. Какие условия считаются стандартными?
8. Что понимается под стандартной теплотой образования вещества?
9. Как читается закон Гесса Г.И.?
10. Какое правило следует из закона Гесса Г.И. для расчетов тепловых эффектов реакций по известным теплотам образования участников реакций?
11. Рассчитайте тепловые эффекты следующих реакций, используя справочные данные по стандартным теплотам образования веществ и запишите данные уравнения, как термохимическое уравнение..



5. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ АЛЮМИНИЯ С РАСТВОРОМ ГИДРОКСИДА НАТРИЯ

Цель работы: определить скорость реакции алюминия со гидроксидом натрия, установить ее зависимость от концентрации гидроксида натрия.

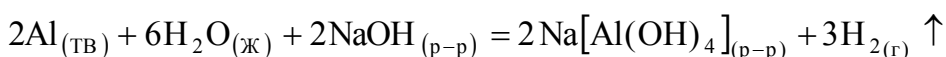
База эксперимента:

Теоретическая: кинетика химической реакции, гомогенные, гетерогенные реакции, скорость химической реакции (средняя, мгновенная, единицы измерения скорости). Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (закон «действующих масс») для гомогенных и гетерогенных реакций, вывод формулы для расчета скорости взаимодействия алюминия с раствором гидроксида натрия. Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.5., табл. 7.5.) в соответствии номером вашего варианта.

Материальная: прибор для измерения объема водорода, выделившегося при взаимодействии алюминия с раствором гидроксидом натрия – эвдиометр (рисунок 5.1.), линейка (1 мм), штангенциркуль (0,1 мм), образец алюминия цилиндрической формы, раствор гидроксида натрия определенной концентрации, барометр (2 гПа), термометр (1°C).

5.1. Теоретическая часть Вывод расчетной формулы

Реакция алюминия с раствором гидроксида натрия протекает согласно уравнению:



в реакционной пробирке П (рис. 2.1.), присоединенной к эвдиометру.

Реакция гетерогенная, следовательно, ее скорость может быть рассчитана по изменению поверхностной концентрации одного из реагирующих веществ, например, водорода

$$\langle v \rangle = \frac{\Delta C_s(\text{H}_2)}{\Delta t} = \frac{C_{2s}(\text{H}_2) - C_{1s}(\text{H}_2)}{t_2 - t_1}, \quad (5.1)$$

$C_{2s}(\text{H}_2)$ - поверхностная концентрация водорода в момент времени t_2 от начала реакции,

$C_{1s}(\text{H}_2)$ – поверхностная концентрация водорода в момент времени t_1 от начала реакции.

В общем случае поверхностная концентрация водорода в момент времени t от начала реакции $C_{ts}(\text{H}_2)$ может быть рассчитана как

$$C_{ts}(\text{H}_2) = \frac{n_t(\text{H}_2)}{S}, \quad (5.2)$$

где $n_t(\text{H}_2)$ – количество водорода, моль; S – поверхность образца алюминия, м^2 ;

$$n_t(\text{H}_2) = \frac{V_t}{V_m}, \quad (5.3)$$

где V_t – объем водорода, выделившийся к моменту времени t от начала реакции; V_m – молярный объем водорода в условиях опыта.

Учитывая (3),

$$C_{ts}(H_2) = \frac{V_t}{V_m S} \quad (5.4)$$

$$\frac{1}{V_m S} = R; \quad C_{ts}(H_2) = R V_t$$

где V_t – измеряется опытным путем; S и V_m – рассчитываются следующим образом:

$$S = \frac{2\pi dl}{2} + \frac{2\pi d^2}{4} = \frac{\pi d}{2}(2l + d) \quad (5.5)$$

где d – диаметр образца; l – длина образца, учитывая, что образец имеет форму цилиндра.

$$V_m = \frac{RT \cdot 10^6}{P - h} \quad (5.6)$$

где R – универсальная газовая постоянная; $R=8,31 \text{ Дж/ моль} \cdot \text{К}$; T – температура в условиях опыта, К ; P – атмосферное давление, Па ; h – давление насыщенного пара в условиях опыта, Па .

Рассчитав $C_{ts}(H_2)$ в разные моменты времени от начала реакции, строят график зависимости $C_s(H_2)-f(t)$.

Концы первого линейного участка на кривой $C_s(H_2)-f(t)$ проектируют на оси координат, определяя, таким образом, величины t_2 и t_1 , C_{2s} и C_{1s} , которые используют для расчета v по уравнению (5.1).

5.2. Практическая часть

Практическая часть работы заключается в измерении величин, перечисленных в таблице 5.1., и объемов водорода, выделившегося при взаимодействии алюминия с гидроксидом натрия по истечению определенного времени от начала реакции, V_t (табл. 5.2).

План эксперимента:

1. Получите у преподавателя образец алюминия и укажите, какой концентрации раствор гидроксида натрия вам следует использовать в работе.
2. Измерьте штангенциркулем длину (l) и диаметр (d) полученного образца.
3. Измерьте атмосферное давление ($P_{\text{атм}}$) барометром, температуру (T) термометром.

Результаты измерений внесите в таблицу 5.1. и используйте для расчета S и V_m по уравнениям (5.5) и (5.6).

4. Подготовьте установку для проведения реакции алюминия с гидроксидом натрия для этого:

а. Снимите с эвдиометра (рис.2.1) пробирку П и налейте в нее 4-5мл. раствора гидроксида натрия заданной концентрации.

б. Сделайте из фильтровальной бумаги кулек, такой чтобы его диаметр был значительно меньше диаметра пробирки, поместите в него образец

алюминия и, смочив верхний конец кулька дистиллированной водой, приклепите кулек с образцом к стенке пробирки на уровне, превышающем уровень раствора гидроксида натрия на 1 см.

в. Присоедините через резиновую пробку к бюретке Б. Пробка должна быть плотно и надежно вставлена в пробирку.

г. Проверьте герметичность установки. Для этого поднимите бюретку Р на 10-15 см. относительно бюретки Б, если уровень воды в бюретке Б не изменился, установка герметична. В противном случае проверьте надежность всех соединений – плотнее закройте пробками бюретку Б и пробирку П.

д. Установите одинаковые уровни воды в бюретках Б и П относительно друг друга. Уровень воды в бюретке Р (h_0) отметьте по его положению на шкале бюретки с точностью до 0,1мл. и запишите в таблицу 5.2, как соответствующей времени начала реакции (0.00).

5. Приведите в контакт образец алюминия с раствором гидроксида натрия, для чего наклоните пробирку таким образом, чтобы раствор попал внутрь кулька и образец вместе с кульком опустился в раствор гидроксида натрия. Одновременно по часам отметьте время начала реакции.

6. Измерьте объем водорода, выделившейся через 5, 10, 15 и 30 минут после начала реакции, поступая каждый раз следующим образом: через 5 минут от начала реакции совместите уровни воды в бюретках Р и Б и запишите уровень воды в бюретках Р (h_s) в таблицу 5.2, как соответствующей времени 5 минут от начала реакции. Объем, выделившегося водорода через 5 минут от начала реакции рассчитывайте как $V_s = h_s - h_0$.

Измерьте, таким образом, объемы: V_{10} , V_{15} , V_{20} , V_{25} , V_{30} .

По истечению 30 минут и внесения результатов измерения V_t в таблицу 5.2. приведите установку в исходное состояние – жидкость из пробирки вылейте в фарфоровый стакан (слив гидроксида натрия), бумажный кулек и образец алюминия в фарфоровую чашку, вымойте пробирку и присоедините ее к установке. Приведите в порядок рабочее место и проверьте измерения, записанные в таблицах 5.1 и 5.2. у преподавателя, полностью заполнив все графы таблиц.

Таблица 5.1.

Результаты измерений

№ п/п	Измеряемая величина, обозначение, единица измерения.	Числовое значение	Точность измерения
1.	Концентрация гидроксида натрия, С, моль/л.		
	Длина образца алюминия, l, м.		
2.	Диаметр образца алюминия, d, м.		
3.	Площадь поверхности образца, S, м ² .		
4.	Давление атмосферное, P, Па.		
5.	Давление насыщенного пара, h, Па		
6.	Давление водорода P _H , Па		
7.	Молярный объем водорода, V _m , мл.		
8.	Скорость реакции алюминия с гидроксидом натрия,		
9.	v, моль/м ² *с.		
10.	Температура, К.		

5.3. Расчеты и выводы

По данным таблицы 5.2. постройте график зависимости $C_s(H_2)=f(t)$ (рисунок 5.1.). Определите графически $C_{2s}(H_2)$, $C_{1s}(H_2)$, t_2 , t_1 и рассчитайте v по формуле (5.1). Запишите полученный результат в таблицу 5.3., как соответствующий заданной концентрации гидроксида натрия, внесите результаты определения v , полученные другими студентами подгруппы при других концентрациях NaOH. По данным таблицы 5.3. постройте график $v=f(C_{NaOH})$ (рис.5.2.). Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации NaOH.

Таблица 5.2.

Кинетика взаимодействия алюминия с гидроксидом натрия

№ п/п	Время от начала реакции, с.	Уровень воды в бюретке в t , мл.	Объем водорода, выделившегося в условиях реакции $V_t=h_t-h_0$	Поверхностная концентрация водорода, $C_{ts}(H_2)$, моль/м ² .
1.	0	h_0		
2.	300			
3.	600			
4.	900			
5.	1200			
6.	1500			
7.	1800			

Таблица 5.3.

Зависимость скорости реакции от концентрации гидроксида натрия

Концентрация NaOH, C , моль/л.	Скорость реакции моль / с · м ² .
2	
4	
6	

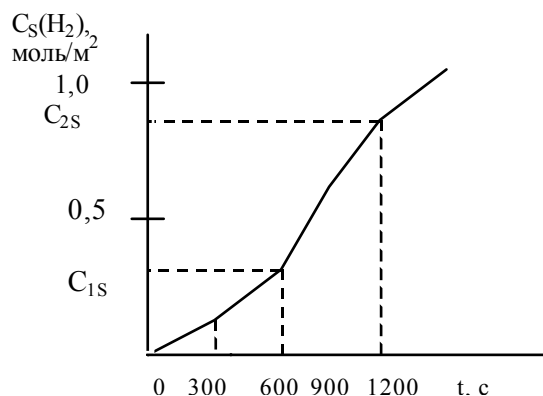


Рис. 5.2. Кинетика взаимодействия Al и NaOH ($C(NaOH)=6$ моль/л).

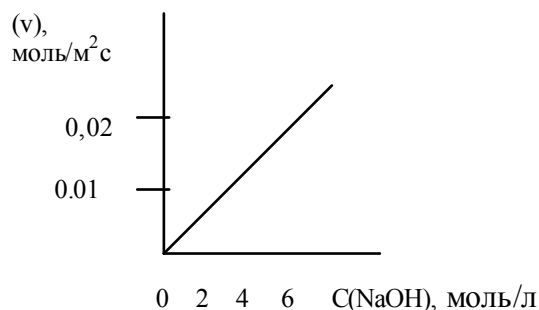


Рис. 5.3. Зависимость скорости реакции от концентрации NaOH.

6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: определить значение и природу электродных потенциалов некоторых металлов в различных электролитах.

База эксперимента:

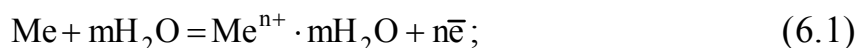
Теоретическая: понятия – электрод, электродный потенциал, стандартный электродный потенциал. Электроды 1, 2, 3 рода, водородный электрод, стандартный или нормальный водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Определение электродных потенциалов металлов. Обратимые и необратимые электродные потенциалы металлов. Уравнение Нернста. Выполните задание для самостоятельной подготовки к работе (см. раздел 7.6., табл. 7.6.) в соответствии номером варианта.

Материальная: металлические пластины (цинк, медь, железо, алюминий), электролиты (растворы сульфатов и цинка, меди, алюминия, железа), хлорсеребряный электрод, химические стаканы (100 мл), гальванический ключ, электронный потенциометр (0,1 В), термометр (1°C).

6.1. Теоретическая часть

При погружении металла в электролит в результате взаимодействия поверхности металла с раствором возникает разность электрических потенциалов, которую называют *электродным потенциалом*. Если во взаимодействии металла и электролита участвуют только ионы металла, то протекают следующие процессы:

1) переход ионов из *Me* металла в раствор с образованием гидратированных ионов (анодный процесс)



2) разряд ионов из раствора на поверхности металла (катодный процесс)



В зависимости от соотношения уровней потенциальной энергии катионов в узлах кристаллической решетки металла и в растворе в начале возможно преобладание процесса (6.1) или (6.2). При протекании этих реакций энергетические уровни катионов в металле и в растворе сближаются и становятся одинаковыми – наступает динамическое равновесие. При достижении равновесия (равенство скоростей анодного и катодного процессов) устанавливается постоянное значение потенциала металла. При равенстве скоростей анодного (6.1) и катодного (6.2) процессов масса металла не изменяется во времени ($\Delta m = 0$)

Электродные потенциалы металлов, находящиеся в равновесии с собственными ионами в растворе, называются обратимыми или равновесными и подчиняются *уравнению Нернста*:

$$(\varphi_{\text{Me}})_{\text{обр}} = (\varphi_{\text{Me}}^{\circ})_{\text{обр}} + \frac{RT}{nF} \cdot 2,3 \lg \alpha(\text{Me}^{n+}), \quad (6.3)$$

φ_{Me} - обратимый электродный потенциал металла;

$\varphi_{\text{Me}}^{\circ}$ - стандартный электродный потенциал металла; обратимый потенциал металла при активности его ионов в растворе равной единице и $T=298 \text{ K}$;

где R - Дж, K^{-1} , моль^{-1} - газовая постоянная; T - абсолютная температура, K ;

n - заряд ионов металла, переходящих в раствор; F - $96500 \text{ Кл моль}^{-1}$;

$$\alpha_{\text{Me}^{n+}} = C_{\text{т}} \cdot n_{+} \cdot b_{\pm} \quad (6.4)$$

где C_m - моляльность, т.е. концентрация электролита, $\text{моль}/1000 \text{ г воды}$;

n_{+} - количество ионов металла, образующихся при диссоциации молекулы растворенной соли металла; b_{\pm} - средний коэффициент активности электролита данной моляльности.

Значение $\frac{RT}{F} \cdot 2,3$ при данной температуре величина постоянная, так при $T=298 \text{ K}$ имеем:

$$\frac{8,31 \cdot 298}{96500} \cdot 2,3 = 0,059, \text{ тогда}$$

$$(\varphi_{\text{Me}})_{\text{обр}} = (\varphi_{\text{Me}}^{\circ})_{\text{обр}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_m \cdot n_{+} \cdot b_{\pm} \quad (6.5)$$

В настоящее время нет достаточно надежных методов экспериментального определения или теоретического вычисления абсолютных значений электродных потенциалов.

Потенциал, неизвестного электрода может быть измерен путем определения электродвижущей силы (ЭДС, E) гальванического элемента, составленного из данного электрода (например, медного) и электрода с известным потенциалом (электрод сравнения или вспомогательный электрод).

$$E = \varphi_{\text{всп}} - \varphi_{\text{Me}} \quad (6.6)$$

$$-\varphi_{\text{Me}} = E - \varphi_{\text{всп}} \quad (6.7)$$

Стандартные электродные потенциалы φ° определяют по отношению к стандартному водородному электроду, потенциал водородного электрода при всех температурах и при активности ионов водорода, равной единице, условно принят равным нулю, если $E = \varphi_{\text{Me}}^{\circ} - \varphi_{\text{водородн.}}^{\circ}$, то считая условно $\varphi_{\text{водород}}^{\circ} = 0$ будем иметь $\varphi_{\text{Me}}^{\circ} = E$.

В лабораторной практике в качестве вспомогательных электродов чаще всего используются хлорсеребряный или каломельный электроды. Основные характеристики этих электродов приведены в табл. 5.1.

В случае использования в качестве вспомогательного одного из указанных электродов

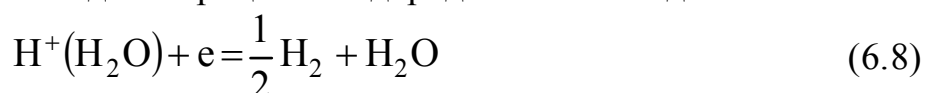
$$\varphi_{Me} = E - \varphi_{всп},$$

где φ_{Me} - определяемый потенциал металла, В; E - э.д.с. гальванического элемента, составленного из металлического электрода и вспомогательного, В; $\varphi_{всп}$ - потенциал вспомогательного электрода (см. табл.6.1.); φ_{Me}^0 - для различных Me см. приложение.

Потенциалы электродов, у которых в процессе взаимодействия металла и электролита участвуют не только собственные, но и другие ионы и атомы, являются необратимыми или неравновесными электродными потенциалами металлов. Они не подчиняются уравнению Нернста (3); следовательно, их нельзя рассчитать, а можно определить только опытным путем. Устойчивое значение необратимого электродного потенциала металла, устанавливающееся при равенстве сумм скоростей анодных и катодных процессов, называется стационарным необратимым электродным потенциалом металла. Величина его зависит от природы металла, состояния его поверхности, природы и концентрации электролита.

Для решения вопроса, является ли электродный потенциал металла в данном растворе обратимым или необратимым, следует сопоставить теоретическое, рассчитанное по уравнению (6.3) и опытное значение (6.7) потенциала и сравнить зависимость потенциала металла от активности собственных ионов в растворе, полученную теоретическим и опытным путем. В случае их несоответствия электродный потенциал металла следует признать необратимым.

Определения показали, что ряд металлов (*Ag, Cu, Cd и др.*) в широком диапазоне концентраций собственных ионов имеют обратимые значения потенциалов, однако при очень низких концентрациях собственных ионов значения потенциалов перестают удовлетворять уравнению (6.3). Это объясняется участием в катодном процессе водородного иона воды.



или растворенного кислорода воздуха



Осуществление анодного процесса ионами металла (6.1), а катодного – как ионами металла (6.2), так и другими ионами (6.8) или молекулами (6.9) приводит к нарушению равновесия и растворению металла. Электродные потенциалы некоторых металлов (*Fe, Al, Mg и др.*) в растворе собственных ионов не подчиняются уравнению (6.3) и являются необратимыми.

В условиях эксплуатации металл обычно находится в растворе чужеродных ионов, при этом возможно установление обратимых и необратимых потенциалов.

Определение электродных потенциалов металлов необходимо для изучения механизма электрохимической коррозии и поиска наиболее рациональных путей борьбы с разрушением металла.

Характеристика вспомогательных электродов

Характеристика	Электрод	
	Хлорсеребряный	каломельный
Потенциалоопределяющая реакция	$\text{AgCl} + e = \text{Ag}^0 + \text{Cl}^-$	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + e \rightleftharpoons \text{Hg}^0 + \text{Cl}^-$
Схема	$\text{Cl}^- / \text{AgCl}, \text{Ag}$	$\text{Cl}^- / \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}$
Зависимость φ^0 от температуры ($^{\circ}\text{C}$)	$\varphi_0 = 0,224 - 0,4 \cdot 10^{-4}(t-25)$	$\varphi_0 = 0,241 - 7,6 \cdot 10^{-4}(t-25)$

1. Экспериментальная часть

Задание.

1. Определить потенциал металлического электрода в пяти растворах различной концентрации (1,0; 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001M), содержащих ионы Me.

2. Проанализировать зависимость потенциала металла от концентрации электролита, сравнить ее с теоретической зависимостью для равновесного электрода и сделать заключение о природе электродного потенциала (обратимый, необратимый).

Каждый студент в группе получает исходные данные для выполнения работы.

- Исследуемый материал Cu.....
- Электролит CuSO_4
- Температура электролита, T, K.....
- Концентрация электролита $C, \text{моль/кг}=0,1$
- Активность ионов металла в электролите, $a, \text{моль/кг} 0,1$
- Вспомогательный электрод.....хлорсеребряный
- Потенциал вспомогательного электрода при данной температуре,0.201В.....

Данные в п. 1, 2, 4, 6 – задаются преподавателем, п.3 – определяется опытным путем, п.5 – рассчитывается по уравнению 4 (значение f см. в справочной таблице), п.7 рассчитывается по уравнению (табл. 6.1).

Электродные потенциалы металлов измеряют на установке, схема которой приведена на рисунке.

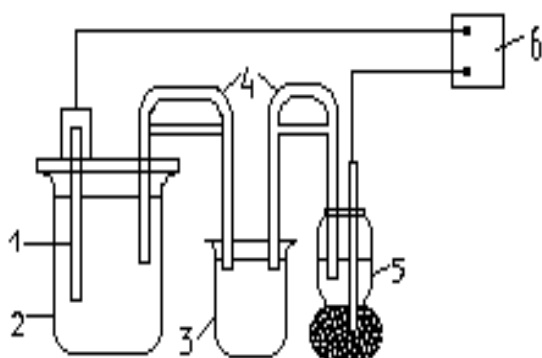


Рис. 6.1. Схема установки для измерения потенциалов:

1 – образец металла; 2- стакан; 3- промежуточный сосуд с исследуемым раствором; 4- электролитические ключи; 5- насыщенный хлорсеребряный электрод в растворе KCl; 6- потенциометр.

1. Образец исследуемого металла зачищают наждачной бумагой, обезжиривают, протирая кусочком белой ткани, смоченной в органическом растворителе, и помещают в стакан (2).

2. Собирают гальванический элемент из исследуемого электрода и вспомогательного, соединив их через промежуточный сосуд электролитическим ключом (4), а электроды (1) и (5) соединяют проводниками с клеммами потенциометра (6).

3. После сборки цепи в стакан (2) с металлическим электродом наливают исследуемый электролит, отмечают время начала опыта и измеряют э.д.с. гальванического элемента через каждые 2 мин. в течение 10 мин.

Результаты измерений записывают в таблицу 6.2.

Таблица 6.2.

Результаты измерений и вычислений потенциала металла

Время (t, мин) от начала опыта	э.д.с. (E, В) гальван. элемента	Потенциал электрода (φ, В)	
		Измеренный и рассчит. по уравнению (7)	Теоретический, рассчитанный по уравнению (3)
2			
4			
6			
8			

6.3. Расчеты и выводы

1. По данным таблицы 6.2. строят зависимость $\varphi_{Me} = f(t)$ и определяют стационарные (установившиеся) значения электродного потенциала, при данной концентрации электролита.

2. В таблицу 6.2. записывают (φ_{Me}) стационарные, определенные другими студентами группы для данного металла при других концентрациях электролита.

Таблица 6.3.

Потенциал металла при различных концентрациях электролита

Концентрация электролита С, моль/кг	Активность ионов электролита, $a_{Me^{+}}$, моль/кг	Потенциал электрода, φ_{Me} , В стационарный	
		измеренный	рассчитан. по (3)
1	2	3	4
1,0			
0,1			

3. На основании табл. 6.33 строят графическую зависимость

$$\varphi_{Me} = f(\lg n_{Me^{+}})$$
 для рассчитанных и измеренных значений потенциала.

4. Сопоставляя измеренную и рассчитанную зависимость потенциала от активности собственных ионов, делают вывод о природе измеренных потенциалов (обратимый, необратимый).

7. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ

7.1. Лабораторная работа №1

1. Масса атома химического элемента $[m_a(\text{Э})]$ Э – (химический знак атома Э приведен в табл. 7.1, графа 1, соответственно № варианта) равна $m_a(\text{Э}), \text{г}$?

2. Масса молекулы вещества $[m_M(\text{В})]$ В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.1, графа 2, соответственно № варианта) равна $m_M(\text{В}), \text{г}$?

3. Молярная масса вещества, $M(\text{В})$, г/моль В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.1, графа 3, соответственно № варианта) равна $M(\text{В}), \text{г/моль}$?

4. Число молекул (N_{CE}) в 50г. вещества В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.1, графа 4, соответственно № варианта) равно $N_{\text{CE}}(\text{В})$?
Какой объем при н.у. будет занимать данная масса вещества $V(\text{В}), \text{л}$?

5. Плотность $[\rho(\text{В})]$ и относительная плотность по воздуху $[D(\text{В})]$ вещества В – (химическая формула вещества (В) приведена в табл. 7.1, графа 5) при н.у. равны $\rho(\text{В}), \text{г/см}^3$? D ?

6. Молярная масса газообразного вещества 250мл. которого при н.у. имеет массу $m(\text{В})$? (масса вещества приведена в табл. 7.1, графа 6, соответственно № варианта) равна $M(\text{В})$? Назовите какой это газ?

7.2. Лабораторная работа №2

1. Эквивалентная масса вещества, В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.2, графа 1, соответственно № варианта) равна $M_3(\text{В})$?

2. После смешивания растворов содержащих 1г. кислоты _____ формула кислоты
и 1г. щелочи _____ формула щелочи
(химическая формула кислоты и щелочи приведена в табл. 7.2, графа 2, соответственно № варианта) получили растворы:

- а) кислый;
- б) нейтральный;
- с) щелочной.

Варианты заданий

№ варианта	№ задания, величина, её обозначение					
	1 Э	2 В	3 В	4 В	5 В	6 m(B), г.
1	Si	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	Cl ₂	Cl ₂	0,770
2	P	HNO ₃	HNO ₃	N ₂	N ₂	0,308
3	As	H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₄	O ₂	O ₂	0,352
4	Mo	SO ₂	SO ₂	SO ₂	SO ₂	0,704
5	O	SiO ₂	SiO ₂	NO	NO	0,330
6	C	Al ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	воздух	воздух	0,319
7	S	NaOH	NaOH	H ₂	H ₂	0,022
8	N	MgSO ₄	MgSO ₄	CO ₂	CO ₂	0,484
9	Co	KOH	KOH	CO	CO	0,308
10	Ni	SO ₃	SO ₃	He	He	0,022
11	Os	P ₂ O ₅	P ₂ O ₅	CH ₄	CH ₄	0,176
12	Au	Fe ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃	NH ₃	NH ₃	0,187

Варианты заданий

№ варианта	№ задания, величина, её обозначение			
	1 В	2 В	3 В	4 $V(H_2)$, мл
1	Al_2S_3	NaOH HCl	$KMnO_4$	48,6
2	Fe_2O_3	NaOH HNO_3	$KClO_3$	28,7
3	$MgSO_4$	NaOH H_2SO_4	HNO_3	248,0
4	$Al_2(SO_4)_3$	NaOH H_3PO_4	KNO_3	89,6
5	H_3PO_4	KOH HCl	$Cu(NO_3)_2$	56,0
6	$Ca(OH)_2$	KOH HNO_3	$AgNO_3$	34,14
7	SO_2	KOH H_2SO_4	$NaNO_3$	124,0
8	$CaSO_4$	KOH H_3PO_4	$KClO_3$	16,3
9	$Fe(OH)_3$	LiOH HCl	HNO_3	248,0
10	HNO_2	LiOH HNO_3	KNO_3	161,3
11	H_2SO_4	LiOH H_2SO_4	$Cu(NO_3)_2$	25,7
12	CuO	LiOH H_3PO_4	$KMnO_4$	124,0

Выбрать правильный ответ.

3. При разложении 10г. вещества В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.2, графа 3, соответственно № варианта) при $t = 27^{\circ}\text{C}$ и давлению 98,7кПа выделилось кислорода $V(\text{O}_2), \text{л}$?

4. При взаимодействии 0,100г. металла с соляной кислотой при н.у. выделился водород, объем которого $V(\text{H}_2), \text{мл}$? (значение $V(\text{H}_2), \text{мл}$ приведена в табл. 7.2, графа 4, соответственно № варианта). Можно предположить, что этот металл (Me) есть _____.
знак и название Me

7.3. Лабораторная работа №3

1. Масса хлорида натрия, $[m(\text{NaCl})]$ необходимая для приготовления 10% раствора $[\omega(\text{NaCl})]$ соли с $\rho = 1.1\text{г/мл}$ объемом $V_{\text{р-ра}}, \text{мл}$? (значение $V_{\text{р-ра}}, \text{мл}$ приведена в табл. 7.3, графа 1, соответственно № варианта) равна $m(\text{NaCl})$?

2. Масса растворенного вещества В-_____ (химическая формула растворенного вещества приведена в табл. 7.3, графа 2, соответственно № варианта) в 500мл ($V_{\text{р-ра}}$) 0,1М $[C(\text{B}) = 0,1\text{моль/л}]$ раствора равна $m(\text{B})$?

3. Для приготовления 500г. 10% раствора вещества В – (химическая формула вещества приведена в табл. 7.3, графа 2, соответственно № варианта) необходимо $m(\text{B})$? растворить в $m(\text{воды})$? граммах воды.

4. Массовая доля вещества в растворе, полученном при смешивании 150г. 2% и 350г. $\omega_2(\text{B}), \%$ (значение $\omega_2(\text{B}), \%$ приведена в табл. 7.3, графа 1, соответственно № варианта) растворов одного и того же вещества, составляет $\omega_3(\text{B}), \%$?

5. Массовая доля растворенного вещества В-_____ (химическая формула растворенного вещества приведена в табл. 7.3, графа 5, соответственно № варианта) в растворе полученном при растворении 0,5 моль эквивалента вещества в 200мл. воды равна $\omega(\text{B}), \%$?

6. Объем 0,2н раствора серной кислоты необходимой для нейтрализации 40мл. раствора гидроксида натрия с концентрацией $C_3(\text{NaOH})$?н (значение $C_3(\text{NaOH}), \text{моль/л}$ приведена в табл. 7.3, графа 6, соответственно № варианта) равен $V, \text{мл}$?

Варианты заданий

№ варианта	№ задания, величина, её обозначение					
	1 $V_{\text{р-ра}}^{\text{мл}}$	2 В	3 В	4 $\omega_2(\text{В}), \%$	5 В	6 $C_{\text{щ}}^{\text{моль/л}}$
1	100	H_2SO_4	MgSO_4	4	H_2SO_4	0,10
2	200	MgSO_4	H_2SO_4	6	MgSO_4	0,15
3	300	K_3PO_4	CuSO_4	8	K_3PO_4	0,20
4	50	CuSO_4	K_3PO_4	10	CuSO_4	0,25
5	40	ZnSO_4	H_3PO_4	5	ZnSO_4	0,30
6	400	H_3PO_4	ZnSO_4	10	H_3PO_4	0,35
7	150	KNO_3	KOH	15	KNO_3	0,40
8	250	KOH	KNO_3	7	KOH	0,45
9	350	NaOH	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	8	NaOH	0,50
10	140	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	NaOH	9	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,15
11	160	Na_2CO_3	KMnO_4	12	Na_2CO_3	0,60
12	180	KMnO_4	Na_2CO_3	14	KMnO_4	0,55

7.4. Лабораторная работа №4

1. Запишите термохимическое уравнение сгорания (взаимодействие с кислородом) вещества В – (химическая формула вещества приведена в табл.7.4, графа 1, соответственно № варианта, в скобках указана валентность элемента).

2. Для получения 500кДж теплоты необходимо сжечь _____ литров _____ В - (химическая формула вещества приведена в табл.7.4, графа 2, соответственно № варианта).

3. Объем выделившегося при этом углекислого газа (смотри пункт 2 настоящего задания) равен $\underline{V(\text{CO}_2)}$, л ?

4. При нагревании 7г.Ме - (химическая формула вещества приведена в табл.7.4, графа 4, соответственно № варианта, в скобках указана валентность Ме) и 8г. серы выделится _____ кДж теплоты.

7.5. Лабораторная работа №5

1. При увеличении давления в 2 раза скорость прямой реакции (уравнение реакции приведена в табл. 7.5, графа 1, соответственно № варианта):

а) не изменится

б) увеличится в ___ раз, ↑ ___

в) уменьшится в ___ раз, ↓ ___

2. При увеличении концентрации водорода в \underline{n} раз (значение n приведено в табл.7.5, графа 2, соответственно № варианта) скорость реакции возрастает в ___ раз. $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$

3. Для увеличения скорости реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ в \underline{n} раз (значение n приведено в табл.7.5, графа 3, соответственно № варианта) необходимо увеличить давление в ___ раз

4. Скорость реакции увеличилась в \underline{n} раз (значение n приведено в табл. 7.5, графа 4, соответственно № варианта) при повышении температуры на 20° . Температурный коэффициент реакции равен ___?

5. Если температурный коэффициент реакции равен 2, то для увеличения скорости в \underline{n} раз (значение n приведено в табл.7.5, графа 5, соответственно № варианта) необходимо увеличить температуру на ___ градусов.

Варианты заданий

№ варианта	№ задания			
	1	2	3	4
1	S(4)	CH ₄	CH ₄	Ca
2	Al(3)	C ₂ H ₂	C ₂ H ₂	Cd(2)
3	Fe(2)	C ₂ H ₄	C ₂ H ₄	Cu(2)
4	P(5)	C ₂ H ₆	C ₂ H ₆	Hg(2)
5	Si(4)	C ₃ H ₈	C ₃ H ₈	Mn(2)
6	Zn(2)	C ₄ H ₁₀	C ₄ H ₁₀	Ni(2)
7	Sn(2)	C ₅ H ₁₂	C ₅ H ₁₂	Pb(2)
8	Ca	C ₆ H ₁₄	C ₆ H ₁₄	Fe(2)
9	Mg	C ₄ H ₁₀	C ₄ H ₁₀	Sn(2)
10	Ni(2)	C ₈ H ₁₈	C ₈ H ₁₈	Ca
11	Ti(4)	C ₂ H ₄	C ₂ H ₄	Cd(2)
12	Cr(3)	C ₂ H ₂	C ₂ H ₂	Cu(2)

Варианты заданий

№ варианта	№ задания				
	1 Реакция	2 п	3 п	4 п	5 п
1	$\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(г)}; \Delta H < 0$	2	2	2	2
2	$\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(г)}; \Delta H < 0$	4	3	3	3
3	$\text{H}_{2(г)} + \text{S}_{(тв)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(г)}; \Delta H < 0$	6	4	4	4
4	$\text{CH}_{4(г)} + 2\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}; \Delta H < 0$	8	5	5	5
5	$\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(г)}; \Delta H < 0$	3	6	6	6
6	$\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(ж)}; \Delta H < 0$	5	7	7	7
7	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(г)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}; \Delta H < 0$	7	8	8	2
8	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}; \Delta H > 0$	2	9	9	3
9	$2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)}; \Delta H < 0$	4	10	10	4
10	$4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}; \Delta H < 0$	6	2	2	5
11	$2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)} + 2\text{SO}_{2(г)}; \Delta H < 0$	8	3	3	6
12	$2\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(г)}; \Delta H < 0$	3	4	4	7

6. Для смещения равновесия в системе в сторону прямой реакции (уравнение реакции приведена в табл.7.5, графа 1, соответственно № варианта)

необходимо:

- a) понизить давление $\downarrow P$;
- b) повысить температуру $\uparrow t$;
- c) понизить температуру $\downarrow t$;
- d) повысить давление $\uparrow P$.

7.6. Лабораторная работа №6

1. Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции равен ____? (уравнение реакции приведена в табл.7.6, графа 1, соответственно № варианта).

2. Потенциал электрода (схема электрода приведена в табл.7.6., графа 2, соответственно № варианта) при концентрации катионов электролита (C_m) 0,05моль/кг при $T=298$ К равен _____?

3. Э.Д.С. гальванического элемента электрохимическая схема которого имеет вид (схема приведена в т.6, графа 3, соответственно № варианта) равна ____?

Варианты заданий

№ варианта	№ задания		
	1	2	3
1	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} // \text{H}^+ / \text{H}_2(\text{Pt})$
2	$\text{CuSO}_4 + \text{KJ} \rightarrow \text{CuJ} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{J}_2$	$\text{Sn} / \text{Sn}^{2+}$	$\text{Cd} / \text{Cd}^{2+} // \text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$
3	$\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{CO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Ag^+ / Ag	$\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$
4	$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Pt}(\text{H}_2) / \text{H}^+$	$\text{Pt}(\text{H}_2) / \text{H}^+ // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$
5	$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg} / \text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} // 2\text{H}^+ / \text{H}_2(\text{Pt})$
6	$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr} / \text{Cr}^{3+} // \text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$
7	$\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KJ} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe} / \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$
8	$\text{FeO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} // 2\text{Ag}^+ / 2\text{Ag}$
9	$\text{KJ} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{J}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe} / \text{Fe}^{2+}$	$\text{Ni} / \text{Ni}^{2+} // \text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$
10	$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} // \text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$
11	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$	$\text{Cd} / \text{Cd}^{2+}$	$\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$
12	$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn} // 2\text{Ag}^+ / 2\text{Ag}$

ПРАВИЛА ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ

Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, изучить принцип действия приборов и установок, понять цель исследования.

К работе приступать только после получения допуска у преподавателя.

При выполнении работы соблюдайте рекомендуемые методикой дозировку реактивов и последовательность операций. Отобрав необходимую порцию вещества (реактива) необходимо тут же закрыть крышкой или пробкой сосуд из которого произвели отбор, для предупреждения попадания вещества в воздух или наоборот компонентов воздуха в сосуд с реактивом.

Работа с концентрированными растворами кислот и щелочей производится только в вытяжном шкафу.

При попадании растворов кислот и щелочей на кожу или одежду немедленно смыть их струей воды и сообщить преподавателю или лаборанту. Следует соблюдать осторожность при работе со стеклом, не прилагая значительных усилий и в то же время достаточно, надежно закрепляя стеклянные части приборов соответствующими держателями, для предупреждения их падения.

Электрические приборы по окончании работы, сначала отключаются с помощью выключателя на панели прибора, а затем из цепи, при этом следует прикладывать усилие к вилке, но не к проводу.

Соблюдайте общие правила при работе с электрооборудованием (целостность изоляции проводов, наличие заземления, исправность электрических проводов и розеток).

Во время работы сохраняйте порядок на рабочем месте. Пролитые реактивы необходимо сразу же удалить влажной тряпкой, не допуская их контакта с незащищенной кожей рук.

После окончания работы уберите рабочее место: вымойте и сполосните дистиллированной водой посуду. Все приборы, реактивы и другие принадлежности поставьте на их прежние места.

Студенты, нарушающие правила по технике безопасности, удаляются из лаборатории. Для дальнейшего прохождения практикума они должны пройти повторный инструктаж и вновь получить допуск к работе.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – 6-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.: ил.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Под ред. В.А.Рабиновича. - Л.: Химия, 1983. - 710 с.
3. Фролов В.В. Химия: Учебник для машиностроительных специальностей вузов. 2-е изд. - М.: Высшая школа, 1979. - 559 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - 122-е изд. Под ред. В.А.Рабиновича и Х.М.Рубиной. - Л.: Химия, 1988. - 272 с.
5. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. - М.: Высшая школа. 1990. - 351 с.
6. Романцева Л.М., Ленцинская З.Л., Суханова В.Н. Сборник задач и упражнений по общей химии. - М.: Высшая школа. 1986.
7. Карапетсянц М.К., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. Уч-к для вузов. - М.: Химия, 1993. - 592 с.
8. Зайцев О.С. Общая химия. Учеб. пособие для вузов. - М.: Химия, 1990. - 352 с.
9. Краткий справочник физико-химических величин. Изд. 8-е, перераб./Под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983. – 232 с., ил.
10. Физическая химия: Сборник лабораторных работ для студентов специальности 1301 / Сост. М.В.Бебякова. - Ульяновск, 1992. - 56 с.
11. Химическая термодинамика и кинетика. Сборник лабораторных работ: Методические указания для студентов специальности 1301 / составитель М.В. Бебякова. – Ульяновск, 1997. – 28 с.

Учебное издание

Химия

Составитель: Бебякова Мария Васильевна

Методические указания

к выполнению лабораторных работ