

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ЛЕСА»

Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ  
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом  
университета в качестве учебно-методического пособия для студентов  
специальностей 15.03.02, 23.03.03, 35.03.01 и 35.03.02

Москва  
Издательство Московского государственного университета леса  
2016

УДК 54  
О54

*Разработано в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом ВО по направлениям подготовки 15.03.02, 23.03.03, 35.03.01 и 35.03.02 на основе примерной программы дисциплины «Химия»*

Рецензент: профессор кафедры химии и биотехнологии  
Кононов Г.Н.

Работа подготовлена на кафедре химии и биотехнологии

**Олиференко Г.Л.**

О54      Лабораторные работы по общей химии: учеб.-методич. пособие  
/    Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин. – М.: ФГБОУ ВО МГУЛ, 2016. – 24 с.

Учебно-методическое пособие содержит описание техники эксперимента для проведения лабораторных работ по важнейшим разделам общей химии. В пособии также приведены вопросы и задачи для подготовки к сдаче лабораторных работ.

УДК 54  
О54

© Г.Л. Олиференко, А.Н.Иванкин, 2016  
© ФГБОУ ВО МГУЛ, 2016

## Оглавление

Оглавление.....	3
Предисловие .....	3
Лабораторная работа 1. Определение молярной массы эквивалента металла.....	4
Лабораторная работа 2. Реакции ионного обмена.....	8
Лабораторная работа 3. Определение тепловых эффектов химических реакций .....	10
Лабораторная работа 4. Скорость химических реакций .....	12
Лабораторная работа 5. Смещение химического равновесия .....	14
Лабораторная работа 6. Приготовление растворов.....	16
Лабораторная работа 7. Определение титра раствора .....	19
Лабораторная работа 8. Гидролиз солей.....	21
Лабораторная работа 9. Окислительно-восстановительные реакции .....	23
Рекомендуемая литература.....	24

## Предисловие

Программа по учебной дисциплине «Химия» предполагает выполнение студентами лабораторных работ с целью закрепления знаний и приобретения практических навыков работы в лаборатории. Лабораторные работы – важнейшее звено в изучении химии. В данном учебно-методическом пособии представлено описание методик экспериментов для выполнения лабораторных работ по основным разделам общей химии для студентов первого курса.

После описания каждой лабораторной работы приведены вопросы и задачи, которые помогают лучше усвоить изучаемый теоретический материал и подготовиться к сдаче лабораторных работ.

## Лабораторная работа 1. Определение молярной массы эквивалента металла

Целью работы является определение молярной массы эквивалента металла (цинка, магния или алюминия) по реакции с соляной кислотой.

Экспериментальная часть работы заключается в определении объема водорода, выделяющегося при взаимодействии металла определенной массы с раствором кислоты, взятой в количестве, достаточном для растворения всего металла.

**Приборы и реактивы.** Прибор для определения молярной массы эквивалента металла. Аналитические весы. Навеска металла (0,02 – 0,05 г). Раствор соляной кислоты, 10%-ный.

**Выполнение работы.** 1. Кусочек металла взвешивают на аналитических весах с точностью до 0,0002 г (металл взвешивать на стекле). Записывают массу металла в лабораторный журнал.

2. Проверяют прибор на герметичность. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла (рис. 1.1) состоит из двух градуированных бюреток, укрепленных вертикально в штативе и сообщающихся друг с другом посредством резиновой трубки. Градуированная часть каждой бюретки рассчитана на объем 50 мл. Бюретки наполовину заполнены водой. К одной из бюреток посредством резиновой пробки присоединена пробирка. Конец второй бюретки открыт. Реакция между кислотой и металлом происходит в пробирке. Выделяющийся водород поступает в бюретку, соединенную с пробиркой и вытесняет соответствующий объем воды. Отмечая уровень воды в одной из трубок до и после окончания реакции, находят объем выделившегося водорода. Для проверки прибора на герметичность отсоединяют от штатива одну из бюреток и поднимают или отпускают ее. Если прибор герметичен, то уровень воды в другой бюретке должен остаться без изменения. В случае нарушения герметичности проверяют все места соединения стекла с резиновыми пробками и резиновой трубкой.

3. Отделяют пробирку от остальной части прибора и через воронку наливают в пробирку 4-6 мл раствора 10%-ной соляной кислоты. Пробирку с кислотой присоединяют на прежнее место. В градуированной трубке, к которой присоединена пробирка, отмечают первоначальный уровень воды  $A$  с точностью до 0,2 мл.

4. Отделяют снова пробирку с кислотой от прибора. Держа ее в наклонном положении, помещают на край пробирки кусочек взвешенного металла и осторожно, возможно плотнее, присоединяют к прибору. Затем смачивают металл кислотой, опускают пробирку в вертикальное положение, чтобы металл упал в кислоту, и наблюдают течение реакции. После окончания реакции следует подождать 5-10 мин, чтобы газ в пробирке и бюретке принял температуру окружающего воздуха. Приводят воду в обе-

их сообщающихся трубках к одному уровню (выравнивание давления до атмосферного), устанавливая в одинаковое горизонтальное положение (сохраняя герметичность прибора), и отмечают вторично в той же трубке уровень воды  $B$ , мл.

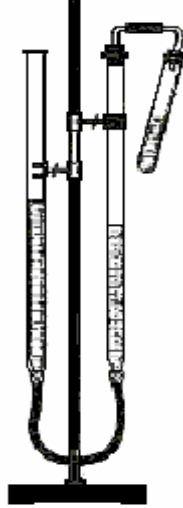


Рис. 1.1. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла

5. Определяют комнатную температуру,  $t, ^\circ\text{C}$  ( $T, \text{K}$ ) по комнатному термометру и атмосферное давление  $P_{\text{атм}}$ , мм рт.ст. по барометру. Для перевода мм.рт.ст. в Па используют соотношение: 760 мм рт.ст = 101325 Па.

**Расчеты.** 1. Определяют объём выделившегося водорода  $V(\text{H}_2)$ , мл, в условиях опыта.

$$V(\text{H}_2) = B - A$$

2. Определяют давление водорода  $P(\text{H}_2)$  в течение опыта. Общее давление в трубке, содержащей водород, во время опыта поддерживалось на уровне атмосферного. Оно складывается из парциальных давлений водорода  $P(\text{H}_2)$ , воздуха и насыщенных водяных паров. Давлением воздуха можно пренебречь. Давление водяных паров  $P(\text{H}_2\text{O})$  при данной температуре  $t$  находят из табл. 1.1. Давление водорода  $P(\text{H}_2)$  тогда равно:

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{атм}} - P(\text{H}_2\text{O})$$

3. Приводят объём водорода  $V(\text{H}_2)$  к нормальным условиям, для этого пользуются уравнением Клапейрона:

$$\frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{T} = \frac{P^0 V^0(\text{H}_2)}{T^0}.$$

Здесь  $P^0 = 101325 \text{ Па}$ ;  $T^0 = 273 \text{ К}$ .

Из уравнения Клапейрона находят величину  $V^0(\text{H}_2)$ .

4. Определяют молярную массу эквивалента металла  $M_{\text{eq}}(\text{Me})$ . Из опыта следует, что металл массой  $m(\text{Me})$ , вытесняет при  $T^0$  водород объёмом  $V^0(\text{H}_2)$ . Согласно закону эквивалентов, при тех же условиях металл с

молярной массой эквивалента  $M_{eq}(Me)$  вытеснит эквивалентный объём водорода  $V_{eq}(H_2)$ , равный 11,2 л для нормальных условий:

$$\frac{m(Me)}{M_{eq}(Me)} = \frac{V^0(H_2)}{V_{eq}(H_2)},$$

отсюда

$$M_{eq}(Me) = \frac{11,2 \cdot m(Me)}{V^0(H_2)}.$$

Таблица 1.1

Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, $t, ^\circ\text{C}$	Давление		Температура, $t, ^\circ\text{C}$	Давление	
	$P(H_2O), \text{Па}$	$h(H_2O),$ мм рт. ст.		$P(H_2O),$ Па	$h(H_2O),$ мм рт.ст.
15	1704,9	12,79	22	2644,0	19,80
16	1817,0	13,63	23	2809,0	21,03
17	1937,0	14,52	24	2984,0	22,33
18	2064,0	15,47	25	3167,2	23,71
19	2197,0	16,47	26	3361,0	25,16
20	2337,8	17,52	27	3565,0	26,68
21	2466,0	18,63	28	3780,0	28,23

5. Проводят расчет молярной массы эквивалента металла вторым способом. Для этого по уравнению Менделеева – Клапейрона находят массу выделившегося водорода  $m(H_2)$ :

$$P(H_2)V(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)}RT;$$

далее определяют молярную массу эквивалента из соотношения:

$$\frac{m(Me)}{m(H)} = \frac{M_{eq}(Me)}{M_{eq}(H)},$$

где  $M_{eq}(H) = 1,008$  г/моль.

6. Находят ошибку опыта. Для этого уточняют у преподавателя название исследуемого металла и записывают уравнение химической реакции, имевшей место в опыте. По известной теперь молярной массе  $M(Me)$  и валентности  $val$ , проявляемой металлом в ходе реакции, рассчитывают теоретическое значение молярной массы эквивалента металла по формуле:

$$M_{eq}^T(Me) = \frac{M(Me)}{val}.$$

Относительную ошибку определяемой молярной массы эквивалента находят по формуле:

$$\delta, \% = \frac{M_{eq}^T(Me) - M_{eq}(Me)}{M_{eq}^T(Me)} 100.$$

Хорошее совпадение теории и практики считается в том случае, если относительная ошибка не превышает величины 5 – 10%. Опытные и расчётные данные сводят в табл. 1.2 в лабораторном журнале.

Таблица 1.2

## Результаты проведенного опыта

№	Измеряемая величина	Значения величин
1	Масса металла $m(\text{Me})$ , г	
2	Первоначальный уровень воды в бюретке $A$ , мл	
3	Уровень воды в бюретке после реакции выделения водорода $B$ , мл	
4	Объём выделившегося водорода в условиях опыта $V(\text{H}_2)$ , мл	
5	Комнатная температура $t$ , °C ( $T$ , К)	
6	Атмосферное давление $P$ , Па	
7	Давление насыщенных паров воды при температуре $t$ , $P(\text{H}_2\text{O})$ , Па	
8	Давление водорода $P(\text{H}_2)$ , Па	
9	Объём водорода при нормальных условиях $V^0(\text{H}_2)$ , л	
10	Молярная масса металла $M(\text{Me})$	
11	Валентность металла $val$	
12	Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла $M_{eq}^T(\text{Me})$ , г/моль	
13	Опытное значение молярной массы эквивалента металла $M_{eq}(\text{Me})$ , г/моль	
14	Погрешность (ошибка) опыта $\delta$ , %	

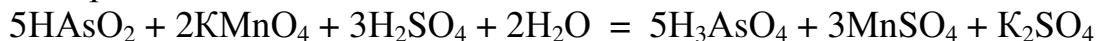
**Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

1. Что называется эквивалентом вещества? Что принимают за единицу эквивалента? Что такое фактор эквивалентности?
2. Что такое молярная масса эквивалента вещества и как она связана с его молярной массой?
3. Как различаются молярная масса и молярная масса эквивалента марганца в его оксиде  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ?
4. Можно ли считать молярную массу эквивалента любого данного элемента величиной постоянной?
5. Определите молярные массы эквивалента элементов N, C, P в соединениях  $\text{N}_2\text{O}_3$ , CO,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{PCl}_5$ .
6. Как рассчитать молярную массу эквивалента кислоты, основания, соли и оксида. Приведите формулы.
7. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что масса металла, равная 4,6 г, содержится в его оксиде, масса которого равна 6,3 г.

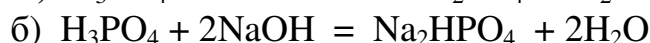
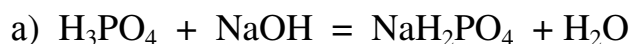
8. Найдите молярную массу эквивалента кислоты, если для нейтрализации 9,8 г её 10%-го раствора потребовалось 1,2 г щёлочи. Молярная масса эквивалента щёлочи равна 40 г/моль.

9. Что принимают за эквивалент в окислительно-восстановительных реакциях?

10. Определите молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в реакции



11. Определите молярную массу эквивалента фосфорной кислоты в следующих реакциях:



12. Чему равен при нормальных условиях молярный объем эквивалента водорода, кислорода?

13. Определите молярную массу эквивалента металла, если он имеет массу 0,315 г и вытесняет из воды водород, объём которого равен 180 мл при температуре 15°C и давлении 104,5 кПа.

14. При полном разложении оксида металла массой 4,3 г был получен кислород, объём которого равен 580 мл при температуре 17 °C и давлении  $1,01 \cdot 10^5$  Па. Определите молярные массы эквивалента оксида и металла.

15. Вычислите массу 1 м<sup>3</sup> воздуха при 17 °C и давлении 83,2 кПа.

## Лабораторная работа 2. Реакции ионного обмена

Цель работы – научиться составлять уравнения реакций обмена, протекающих в растворах между электролитами, в молекулярной, ионной и сокращенной ионной форме.

Необходимо помнить, что химические *реакции обмена протекают до конца, если:* 1) образуется осадок; 2) выделяется газ; 3) образуется малодиссоциирующее вещество (в том числе вода). Чтобы сделать вывод о протекании реакций ионного обмена до конца, надо использовать данные таблицы растворимости солей, оснований и кислот в воде и сведения о силе электролитов.

Рекомендуется следующий порядок составления ионных уравнений:

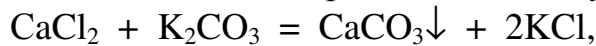
1. Записать уравнение реакции в молекулярной форме.

2. Переписать то же уравнение, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов и оставив нерастворимые вещества, газы и слабые электролиты в виде молекул.

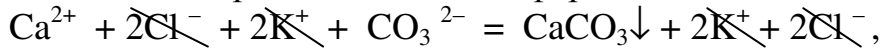
3. Исключить из обеих частей уравнения ионы, не участвующие в реакции.



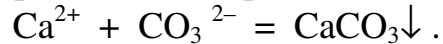
*Пример.* Уравнение химической реакции в молекулярной форме:



уравнение химической реакции в ионной форме:



уравнение химической реакции в сокращенной ионной форме:



**Посуда и реактивы.** Штативы с пробирками. Универсальная индикаторная бумага. Электроплитка. Стекланный стакан емкостью 400 мл для водяной бани. Стекланный шпатель. Растворы соляной и серной кислот, 0,2 н. Водные растворы солей  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 0,5 н.;  $\text{NaHCO}_3(\text{тв})$ . Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , 0,2 н.

**Выполнение работы.** Для каждого из предлагаемых ниже опытов следует налить в пробирку 2-3 мл первого раствора и прилить к нему такое же количество второго реактива. Реакции 3 и 4 провести при нагревании пробирок с растворами на водяной бане. В опыте 7 твёрдый  $\text{NaHCO}_3$  насыпают в пробирку с помощью стекланный шпателя. Отметить: выпадение осадка и его цвет, выделение газообразного вещества или образование слабого электролита, изменение цвета образовавшегося раствора. Составить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

1.  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
2.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} =$
3.  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} =$
4.  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} =$
5.  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} =$
6.  $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} =$
7.  $\text{NaHCO}_3(\text{тв}) + \text{HCl} =$
8.  $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} =$
9.  $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} =$
10.  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$

### ***Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы***

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами:  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{BaCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ .

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями



3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами:  $\text{FeS}$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и  $\text{NaOH}$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$ .

4. К каждому из веществ:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$  прибавили раствор гидроксида натрия. В каком случае происходят реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.

5. Напишите ионные уравнения следующих реакций:

- а) карбонат калия + серная кислота;
- б) гидрокарбонат кальция + соляная кислота;
- в) серная кислота + гидроксид натрия;
- г) сульфат аммония + гидроксид калия.

### Лабораторная работа 3. Определение тепловых эффектов химических реакций

Цель работы – определение энтальпии нейтрализации.  
Для измерения тепловых эффектов реакций используют калориметр (рис. 3.1).

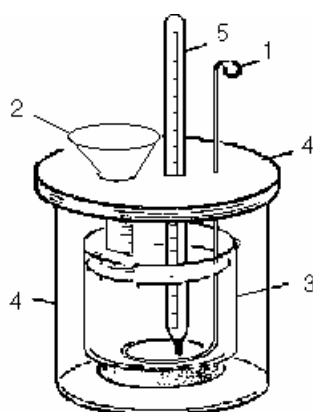


Рис. 3.1. Калориметр. 1 – мешалка; 2 – воронка; 3 – реакционный стеклянный стакан; 4 – наружный сосуд с термоизоляцией; 5 – термометр

В наружный металлический сосуд вставляется реакционный стеклянный стакан меньшей вместимости. Во избежание потерь теплоты через стенки реакционного стакана между сосудами располагают асбестовые прокладки. Калориметр закрывают деревянной крышкой с отверстиями для термометра (цена деления  $0,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), мешалки и воронки.

Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, вычисляют по формуле

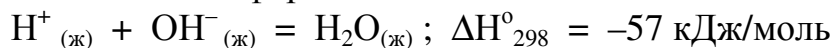
$$Q = \Sigma c (t_2 - t_1),$$

где  $t_1$  и  $t_2$  – начальная и конечная температуры жидкости в реакционном стакане;  $\Sigma c$  – теплоёмкость системы, равная  $c_1 m_1 + c_2 m_2$  ( $m_1$  и  $m_2$  – массы реакционного стакана и жидкости в стакане;  $c_1$  и  $c_2$  – удельные теплоёмкости стекла и жидкости).

#### Определение энтальпии нейтрализации

Согласно теории электролитической диссоциации реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием в разбавленном растворе отвечает уравнению  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ . Стандартная теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием равна при  $298\text{ K}$   $-57\text{ кДж}$  на один

моль образующейся воды. Термохимическое уравнение реакции нейтрализации в сокращенной ионной форме имеет вид



**Приборы и реактивы.** Калориметр. Аналитические весы. 2 мерных цилиндра на 50 мл. Термометры. Фильтровальная бумага. Растворы HCl и NaOH, 1М.

**Выполнение работы.**

1. Взвешивают сухой реакционный стакан на аналитических весах с точностью до 0,001 г –  $m_1$ .

2. Отмеряют мерным цилиндром раствор кислоты (50 мл) и термометром измеряют (с точностью  $\pm 0,2$  °C) её температуру –  $t_{\text{к}}$ .

3. Отмеряют такой же объём (50 мл) раствора щёлочи и измеряют её температуру –  $t_{\text{щ}}$ .

4. Собирают калориметрическую установку и через воронку выливают в стеклянный реакционный стакан отмеренный раствор щелочи.

5. При помешивании через воронку вливают в реакционный стакан кислоту и отмечают самую высокую температуру  $t_2$ , которую покажет термометр после сливания растворов.

6. Начальную температуру смеси кислоты и щёлочи  $t_1$  находят как среднее арифметическое от  $t_{\text{к}}$  и  $t_{\text{щ}}$ .

**Расчеты.** По полученным данным определяют:

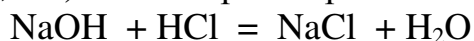
1. Разницу температур ( $t_2 - t_1$ ).

2. Массу жидкости ( $m_2$ ) в реакционном стакане (при расчёте считать плотность жидкости равной единице).

3. Теплоёмкость системы (при расчёте принять удельную теплоёмкость стекла  $c_1 = 0,75 \cdot 10^3$  Дж/кг·К, а удельную теплоёмкость раствора  $c_2 = 4,18 \cdot 10^3$  Дж/кг·К).

4. Количество теплоты  $Q$ , выделившейся при реакции, находят по формуле  $Q = (c_1 m_1 + c_2 m_2) (t_2 - t_1)$ .

5. Число молей нейтрализованной кислоты (щёлочи) или число молей полученной воды,  $n(\text{H}_2\text{O})$ , учитывая заданную молярную концентрацию и объём раствора. Пусть взаимодействуют 50 мл (0,05л) 1моль/л раствора NaOH и 50 мл (0,05л) 1моль/л раствора HCl



По уравнению реакции  $n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl}) = n(\text{H}_2\text{O})$ . Тогда, вычислив, к примеру, количество реагирующей щелочи  $n(\text{NaOH})$ , мы тем самым определим количество образовавшейся воды

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{NaOH}) = 0,05\text{л} \cdot 1\text{моль/л} = 0,05 \text{ моль.}$$

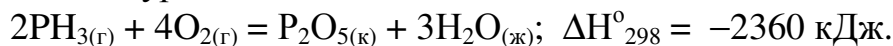
6. Энтальпию (теплоту) нейтрализации  $\Delta H^{\circ}_n$  (кДж/моль  $\text{H}_2\text{O}$ ) рассчитывают по формуле

$$\Delta H^{\circ}_n = \frac{Q}{n(\text{H}_2\text{O})}.$$

### Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы

1. Что называется энтальпией (теплотой) образования химического соединения?

2. Определите стандартную энтальпию  $\Delta H^{\circ}_{298}$  образования  $\text{PH}_3$  из термохимического уравнения



Ответ: 5,3 кДж/моль.

3. Исходя из теплового эффекта реакции

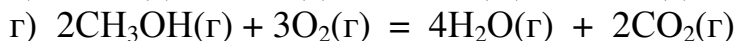
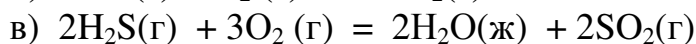
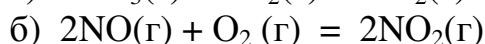
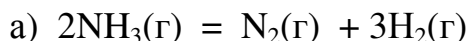


определите  $\Delta H^{\circ}_{298}$  для образования ортофосфата кальция.

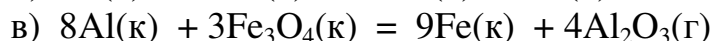
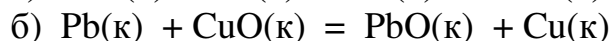
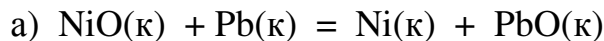
Ответ: -4157,5 кДж/моль.

4. Что такое изобарно-изотермический потенциал  $G$  и энтропия  $S$ , какова их размерность?

5. Не производя вычислений, установите знак  $\Delta S^{\circ}$  следующих процессов:



6. Рассчитайте значения  $\Delta G^{\circ}_{298}$  в следующих реакциях и установите в каком направлении они могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях при  $25^{\circ}\text{C}$ :



Ответ: а) 22,5 кДж; б) -59,2 кДж; в) -3285 кДж.

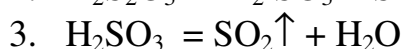
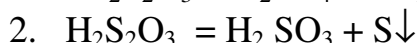
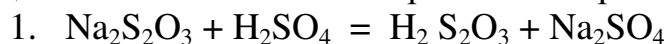
### Лабораторная работа 4. Скорость химических реакций

Цель работы заключается в изучении зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации можно изучать на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, которая протекает по уравнению:



Эта реакция является сложной и протекает в три стадии:



Стадии 1 и 3 идут практически мгновенно. Вторая стадия является более медленной и определяет суммарную скорость всех трех реакций. Таким образом, для описания зависимости скорости всей реакции от концен-

трации реагирующих веществ следует использовать кинетическое уравнение первого порядка  $v = k \cdot C$ .

Кинетическое уравнение можно записать, используя среднее значение скорости, т.е.  $v = -\Delta C / \Delta t = k \cdot C$ .

**Оборудование и реактивы.** Секундомер. Штатив с мерными пробирками емкостью 10 мл. Четыре нумерованных стеклянных стакана емкостью 100 мл. Раствор  $H_2SO_4$ , 2,5%-ный, раствор  $Na_2S_2O_3$ , 5%-ный. Промывалка с дистиллированной водой.

**Выполнение работы.** Готовят четыре раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в 4 нумерованных стакана с помощью мерных пробирок наливают 5%-ный раствор  $Na_2S_2O_3$  и дистиллированную воду в следующих соотношениях (табл.4.1):

Таблица 4.1

Номер стаканчика	5 %-ный раствор $Na_2S_2O_3$ , мл	Вода, мл
1	10	30
2	20	20
3	30	10
4	40	0

В 4 сухие мерные пробирки наливают по 10 мл 2,5%-ного раствора  $H_2SO_4$ .

В первый стакан с залитым в него тиосульфатом и водой приливают из пробирки 10 мл  $H_2SO_4$  и проводят отсчёт времени по секундомеру или часам от момента сливания до начала появления помутнения в стаканчике  $\Delta t$ . Прделывают то же самое в других стаканах. Результаты опытов записывают в табл. 4.2.

Скорость реакции определяют как величину, обратно пропорциональную найденному значению  $\Delta t$ :  $v = 1/(\Delta t)$ , так как  $\Delta C$  постоянно.

Таблица 4.2

Номер стакана (опыта)	Относительная концентрация $C_{Na_2S_2O_3}$	Время $\Delta t$ , с	Скорость реакции $v = 1/(\Delta t)$
1			
2			
3			
4			

Относительную концентрацию  $Na_2S_2O_3$  можно оценить, исходя из объема  $Na_2S_2O_3$  и общего объема раствора в каждом стаканчике после прибавления  $H_2SO_4$ :

$$C_{Na_2S_2O_3} = \frac{\text{объём } Na_2S_2O_3}{\text{объём } Na_2S_2O_3 + \text{объём } H_2O + \text{объём } H_2SO_4}$$

Например, в стакане 1 объём  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  – 10 мл, объём  $\text{H}_2\text{O}$  – 30 мл, общий объём после прибавления  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – 50 мл, т.е. относительная концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  равна 0,2.

По данным табл. 4.2 строят график зависимости скорости реакции от относительной концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , откладывая по оси абсцисс  $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ , а по оси ординат  $v = 1/(\Delta t)$ .

Какой линией выражается найденная зависимость? Проходит ли она через начало осей координат? Если да, то почему?

### **Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

1. Что такое скорость химической реакции? В каких единицах она измеряется?

2. Сформулируйте закон действующих масс. Что такое кинетическое уравнение?

3. Каков физический смысл константы скорости реакции, её размерность?

4. Что называется порядком реакции и молекулярностью реакции?

5. Что такое энергия активации?

6. Что такое температурный коэффициент скорости реакции?

7. Константа скорости простой (одностадийной) реакции



равна  $0,6 \text{ моль}^2/\text{л}^2 \cdot \text{с}$ . Начальные концентрации вещества  $C_A = 2,0 \text{ моль/л}$  и  $C_B = 2,5 \text{ моль/л}$ . В момент времени  $t$  концентрация вещества  $B$  оказалась равной  $0,5 \text{ моль/л}$ . Вычислите какова в этот момент концентрация вещества  $A$  и скорость реакции. *Ответ: 1 моль/л; 0,15 моль/л·с<sup>-1</sup>.*

8. Скорость некоторой реакции при охлаждении с  $60 \text{ }^\circ\text{C}$  до  $30 \text{ }^\circ\text{C}$  уменьшилась в 8 раз. Определите температурный коэффициент скорости этой реакции  $\gamma$ . *Ответ:  $\gamma = 2$ .*

9. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент скорости  $\gamma = 1,8$ . *Ответ: примерно на  $67^\circ\text{C}$ .*

10. Константа скорости некоторой реакции при  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  равна  $4 \cdot 10^{-2}$ , а при  $50 \text{ }^\circ\text{C}$  –  $4 \cdot 10^{-1}$ . Определите энергию активации. *Ответ:  $E_a = 60,3 \text{ кДж/моль}$ .*

### **Лабораторная работа 5. Смещение химического равновесия**

Целью работы является изучение влияния концентраций участвующих в реакции веществ на смещение равновесия.

**Оборудование и реактивы.** Штатив с пробирками. Стеклянный стакан емкостью 250 мл. Стеклянные пипетки. Стеклянный шпатель. Насыщенные растворы  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  твердый.

**Выполнение работы.** К 100 мл дистиллированной воды в небольшом стакане добавляют 1–2 капли насыщенного раствора хлорида железа (III) и 1–2 капли раствора роданида аммония. При этом протекает обратимая реакция с образованием роданида железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ , имеющего красную окраску



и раствор окрашивается в красный цвет (окраска раствора не должна быть интенсивной). Полученный раствор разливают в четыре пробирки. В первую пробирку с помощью пипетки добавляют несколько капель насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – 2-3 капли насыщенного раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ; в третью с помощью стеклянного шпателя добавляют твёрдый  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Четвертую пробирку оставляют для сравнения.

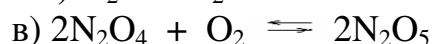
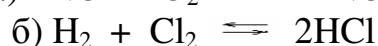
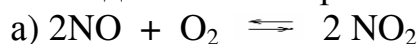
В каждой пробирке необходимо отметить изменение цвета и дать объяснение наблюдаемому явлению, пользуясь законом действующих масс для обратимых реакций. Результаты опытов записывают в табл. 5.1.

Таблица 5.1

Номер пробирки	Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

**Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

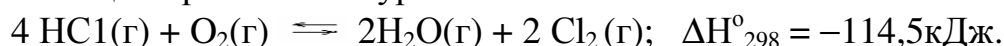
1. Какие реакции называются обратимыми?
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
3. Напишите выражения для констант равновесия реакций:



4. В каком направлении произойдёт смещение равновесия в системе, состоящей из газообразных водорода и воды и кристаллических железа и магнетита  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :

- а) при увеличении концентрации водорода;
- б) при уменьшении концентрации паров воды?

5. Реакция протекает по уравнению



В какую сторону сместится равновесие:

- а) при увеличении давления;
- б) при увеличении температуры?

6. Вычислите константу равновесия обратимой реакции



если известно, что в начале реакции система содержала 60 моль вещества А и 40 моль вещества В, а к моменту равновесия прореагировало 10 моль вещества В. *Ответ:  $K_C \approx 0,02$ .*

7. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$   $K = 0,26$ . Равновесная концентрация  $[\text{NO}_2] = 0,28$  моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрацию  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Сколько  $\text{N}_2\text{O}_4$  в процентах продиссоциировало к моменту равновесия?  
*Ответ: 0,3 моль/л; 0,44 моль/л; 31,8 %.*

### Лабораторная работа 6. Приготовление растворов

Несмотря на то, что в последнее время в технике все чаще стали применяться неводные растворы, использование водных растворов остается доминирующим. Растворы готовятся растворением определенного количества твердого, жидкого или газообразного вещества в определенном количестве растворителя – воды. Нередко растворы меньшей концентрации готовят разбавлением водой более концентрированных растворов. Известно, что в зависимости от концентрации растворов меняется их плотность, поэтому концентрацию вещества в растворе можно определить по его плотности, пользуясь справочными таблицами. Плотность меняется в зависимости от температуры, потому ее следует определять при тех же температурах, для которых составлены таблицы.

Концентрацию приготовленного раствора определяют измерением плотности раствора (ареометром, пикнометром) или определяют содержание вещества методом титрования.

**Определение плотности раствора ареометром.** Ареометр (рис. 6.1) представляет собой пустотелый стеклянный поплавок. В верхней его части находится шкала, а в нижней – груз (обычно дробь), благодаря которому ареометр, погруженный в жидкость, поддерживается в вертикальном положении. Ареометр калибруется при определенной температуре, указанной на шкале. На шкалу нанесены деления, отвечающие величинам плотностей. Пользуясь набором ареометров, можно быстро определить плотность жидкости.

Для этого в сухой узкий цилиндр емкостью 100 – 250 мл наливают испытуемый раствор, предварительно нагретый или охлажденный до температуры, указанной в таблицах плотностей. В цилиндр с раствором погружают сухой, чистый ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда, и отмечают по нижнему мениску деление шкалы, совпадающее с уровнем жидкости в цилиндре. Отсчет по шкале производят сверху вниз с точностью до  $\pm 0,003$  (рис. 6.1).



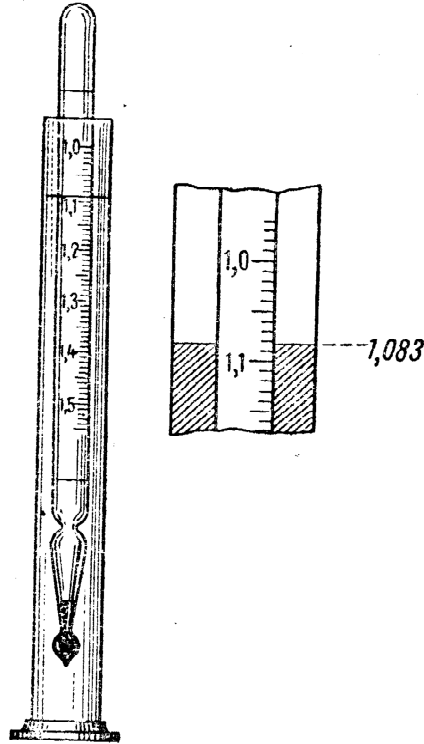


Рис. 6.1. Измерение плотности раствора ареометром

### Приготовление раствора заданной плотности из концентрированного раствора и воды.

Целью работы является приготовление раствора сульфата калия  $K_2SO_4$  заданной плотности из насыщенного раствора этой соли.

**Оборудование и реактивы.** Набор ареометров. Цилиндр мерный емкостью 100 мл. стакан вместимостью 100 – 200 мл, 2 шт. Мешалка стеклянная (трубка с шариком на конце, длина трубки 30 см). Пипетка вместимостью 1 – 2 мл, 2 шт. Бумага фильтровальная. Сульфат калия, насыщенный раствор. Вода дистиллированная.

**Выполнение работы.** Получают у преподавателя индивидуальное задание: например, приготовить 100 мл раствора  $K_2SO_4$  плотностью 1,025 из насыщенного раствора этой соли.

Для выполнения работы необходимо знать массовые доли ( $w$ ) заданного и исходного растворов. Их находят по справочной табл. 6.1.

Таблица 6.1

Плотности и концентрации водных растворов сульфата калия при 20 °С

$\rho$ , г/мл	1,006	1,015	1,023	1,031	1,039	1,048	1,053	1,065	1,073	1,082
$w$ , %	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00	6,00	7,00	8,00	9,00	9,92*

\* – Насыщенный раствор.

Если в таблице для раствора  $K_2SO_4$  плотность 1,025 отсутствует, но указаны близкие ей величины: меньшая 1,023 и бóльшая 1,031, то массо-

вую долю находят *интерполяцией* – определением промежуточной величины по двум крайним. Для этого проводят следующие расчеты:

1. Находят разность величин плотностей и концентраций для табличных данных:

$$\begin{array}{r} 1,031 - 4,00 \% \\ \underline{1,023 - 3,00 \%} \\ 0,008 - 1,00 \% \end{array}$$

2. Находят разность плотностей между заданной величиной плотности и меньшей табличной:

$$1,025 - 1,023 = 0,002.$$

Составляют пропорцию:

$$\begin{array}{r} 0,008 - 1,00 \% \\ 0,002 - x, \\ x = \frac{1,00 \cdot 0,002}{0,008} = 0,25 \%. \end{array}$$

3. Найденное число прибавляют к меньшей величине концентрации, взятой из таблицы:

$$3,00 + 0,25 = 3,25 \%.$$

Это отвечает концентрации заданного раствора плотностью 1,025.

Все величины, необходимые для расчета, теперь известны, и можно определить, какие количества по объему исходного насыщенного раствора  $K_2SO_4$  и воды следует смешать, чтобы получить 100 мл заданного раствора. Для этого проводят следующие расчеты:

1. Находят массу заданного для приготовления раствора:

$$m^1_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1,025 \cdot 100 = 102,5 \text{ г.}$$

2. Находят массу растворенного в нем сульфата калия:

$$m^1_{K_2SO_4} = m^1_{\text{р-ра}} \cdot w_{K_2SO_4} = 102,5 \cdot 0,0325 = 3,331 \text{ г.}$$

3. Находят массу 100 мл насыщенного раствора сульфата калия:

$$m^2_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1,082 \cdot 100 = 108,2 \text{ г.}$$

4. Находят массу сульфата калия в 100 мл насыщенного раствора:

$$m^2_{K_2SO_4} = m^2_{\text{р-ра}} \cdot w^*_{K_2SO_4} = 108,2 \cdot 0,0992 = 10,733 \text{ г.}$$

Здесь  $w^*_{K_2SO_4}$  – массовая доля насыщенного раствора.

5. Составляют пропорцию:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ мл насыщенного раствора содержат } 10,733 \text{ г } K_2SO_4, \\ y \text{ мл} \quad \text{-----} \ll \text{-----} \ll \text{-----} \ll \text{-----} \ll \text{-----} \quad 3,331 \text{ г } K_2SO_4. \end{array}$$

Откуда

$$y = \frac{100 \cdot 3,331}{10,733} = 31,035 \text{ мл.}$$

Таким образом, для приготовления заданного раствора нужно отмерить 31,035 мл насыщенного раствора  $K_2SO_4$  и довести его объем до ста миллилитров дистиллированной водой.

После проведения расчетов отмеряют вычисленный объем насыщенного раствора сульфата калия с помощью мерного цилиндра вместимостью 100 мл. Для этого в цилиндр наливают примерно 30 мл исходного раствора и доводят объем раствора до точной величины по каплям с помощью пипетки. Затем к раствору добавляют дистиллированную воду до объема 100 мл. Полученный раствор тщательно перемешивают с помощью стеклянной мешалки (палочки).

Погружают в раствор ареометр и измеряют его плотность. После измерений ареометр осторожно промывают дистиллированной водой, сушат фильтровальной бумагой и убирают.

Определяют расхождение заданной и найденной плотности в процентах:

$$\delta = \frac{\rho - \rho_{\text{эксн}}}{\rho} \cdot 100 \%$$

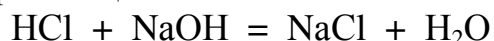
Значительное расхождение указывает на ошибку в расчетах или в работе.

### Лабораторная работа 7. Определение титра раствора

Цель работы – определение концентрации раствора соляной кислоты методом титрования.

Имея титрованный раствор щелочи (NaOH), можно определять содержание различных кислот в растворах.

При титровании соляной кислоты раствором гидроксида натрия происходит реакция нейтрализации



**Оборудование и реактивы.** Две бюретки вместимостью 50 мл, укрепленные в штативах. Конические колбы емкостью 200 мл (3 шт). Гидроксид натрия NaOH титрованный раствор, 0,1 н. Соляная кислота, примерно 0,05-0,2 н. раствор. Индикатор фенолфталеин, 0,1%-ный раствор в капельнице. Вода дистиллированная.

**Выполнение работы.** В одну бюретку через воронку наливают исследуемый раствор соляной кислоты, а в другую – титрованный раствор гидроксида натрия (0,1 н.) до нулевой черты по нижнему мениску. Следят за тем, чтобы пипетка в конце бюретки была заполнена раствором кислоты (щелочи).

Из бюретки с раствором кислоты отбирают точно 10 мл раствора HCl ( $V_{\text{HCl}}$ ) в коническую колбу, добавляют 3 капли раствора индикатора фенолфталеина.

Коническую колбу с раствором кислоты ставят под бюретку с раствором щелочи и приливают к раствору небольшими порциями раствор NaOH при постоянном перемешивании до появления слабо-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 с (рис. 7.1). Описанный процесс называется титрованием. Записывают объем израсходованного раствора щелочи. Повторяют титрование еще два раза. Расхождение при параллельных опы-

тах не должно превышать 0,2 мл. Для расчёта берут среднее значение объёма NaOH, пошедшего на титрование ( $V_{\text{NaOH}}$ ).

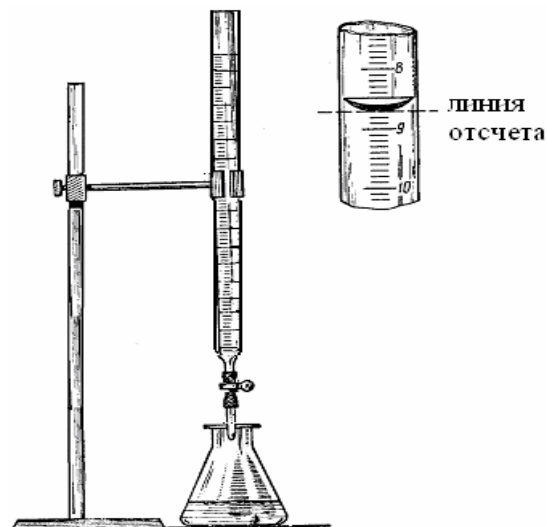


Рис. 7.1. Бюретка в штативе с конической колбой для титрования. Справа указан правильный способ отсчета по нижнему краю мениска

**Расчеты.** Определяют нормальность (молярную концентрацию эквивалента) раствора HCl –  $N_{\text{HCl}}$  (моль/л), массу ее в 1 л раствора –  $m_{\text{HCl}}$  (г) и титр –  $T_{\text{HCl}}$  (г/мл). Согласно закону эквивалентов

$$N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

Откуда  $N_{\text{HCl}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} / V_{\text{HCl}}$ .

$$m_{\text{HCl}} = N_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{eq}(\text{HCl})},$$

где  $M_{\text{eq}(\text{HCl})}$  – молярная масса эквивалента HCl, равная 36,5 г/моль.

$$T_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / 1000, \text{ г/мл.}$$

### **Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

1. Вычислить массовую долю раствора, полученного смешением 300 г 25%-ного и 400 г 40%-ного (по массе) растворов. *Ответ: 33,6 %.*

2. Сколько г  $\text{FeCl}_3$  содержится в 20 мл 40%-ного (по массе) раствора, относительная плотность которого 1,133? *Ответ: 9,06 г.*

3. В каком объёме 1М раствора и в каком объёме 1 н. раствора содержится 114 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ? *Ответ: 0,333 л; 2 л.*

4. Для полной нейтрализации 20 мл серной кислоты израсходовано 10,2 мл 0,4 н. раствора гидроксида калия. Определить нормальность и титр кислоты. *Ответ: 0,324 н ;  $T = 0,016$  г/мл.*

5. Определите титр, процентную, молярную и нормальную концентрацию раствора, если в 1 л его содержится 112 г нитрата свинца. Плотность раствора 1,082. *Ответ:  $T = 0,112$  г/мл; 10,35%; 0,338 М; 0,676 н.*

6. Смешали 900 мл 3 н раствора КОН и 1.2 л 12 %-го (по массе) раствора КОН (плотность 1,1). Вычислите нормальность полученного раствора. *Ответ: 2,61 н.*

7. Сколько миллилитров 96%-ного (по массе) раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/мл нужно взять для приготовления 0,6 л 0,25 н. раствора? *Ответ: 34,68 мл.*

8. Какой объём 0,1 М раствора  $H_3PO_4$  можно приготовить из 75 мл 0,75 н. раствора? *Ответ: 187,5 мл.*

### Лабораторная работа 8. Гидролиз солей

Цель работы – изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с реакцией гидролиза в воде.

Гидролизом называется обменная реакция вещества с водой. Если в обменную реакцию с водой вступает соль, то взаимодействие называют гидролизом соли. Установлено, что гидролиз солей протекает только в тех случаях, когда из ионов соли и ионов воды может образоваться хотя бы одно слабодиссоциирующее или малорастворимое вещество. Образование такого вещества сопровождается связыванием одного из ионов воды, смещением равновесия диссоциации воды и в конечном итоге изменением рН раствора. Опытным путем изменение рН раствора при гидролизе можно установить по изменению окраски индикатора.

**Оборудование и реактивы.** Штатив с пробирками. Стеклянные шпатели. Кристаллические соли: нитрат натрия, сульфит натрия, карбонат натрия, нитрат аммония, сульфат алюминия, карбонат аммония, ацетат натрия, сульфат магния. Растворы хлорида железа (III), хлорида хрома (III), 0,5 н. Индикатор метиловый оранжевый, 0,1%-ный раствор в капельнице. Индикатор фенолфталеин, 0,1%-ный раствор в капельнице. Универсальная индикаторная бумага. Вода дистиллированная.

**Выполнение работы. Опыт 1. Реакция среды в растворах солей.** В шесть пробирок наливают по 4-6 мл дистиллированной воды и добавляют по одному микрошпателю кристаллов следующих солей: нитрата натрия, сульфита натрия, нитрата аммония, карбоната натрия, сульфата алюминия, карбоната аммония. Растворы размешивают стеклянными палочками. Добавляют в каждую пробирку по 3-5 капель метилоранжа. По изменению окраски индикатора делают вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Результаты наблюдений сводят в табл. 8.1.

Таблица 8.1

Соль	Окраска раствора	Реакция среды	рН среды (<7, 7, >7)
$NaNO_3$ $Na_2SO_3$ $NH_4NO_3$ $Na_2CO_3$ $Al_2(SO_4)_3$ $(NH_4)_2CO_3$			

Для каждого раствора составляют уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

**Опыт 2. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.** В две пробирки наливают по 4-6 мл дистиллированной воды. В одну пробирку добавляют несколько кристаллов сульфита натрия, в другую несколько кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавляют по 2-3 капли фенолфталеина. В растворе какой соли окраска индикатора более интенсивна? Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

В две пробирки наливают по 4-6 мл дистиллированной воды. В одну пробирку добавляют несколько кристаллов сульфата магния, в другую несколько кристаллов сульфата алюминия. В каждую пробирку добавляют по 3-5 капель метилоранжа. Сравнивают окраску растворов в каждой из пробирок. В растворе какой соли окраска индикатора более интенсивна? Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

**Опыт 3. Необратимый совместный гидролиз солей.** В пробирку наливают 3-4 мл раствора хлорида железа (III) и добавляют такой же объем карбоната натрия. Наблюдают образование бурого осадка гидроксида железа (III) и выделение пузырьков углекислого газа. В другую пробирку наливают 3-4 мл раствора хлорида хрома (III) и добавляют такой же объем карбоната натрия. Наблюдают образование серого осадка гидроксида хрома (III) и выделение пузырьков углекислого газа.

Составляют уравнения реакций необратимого гидролиза в молекулярной и ионной форме.

### **Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

1. Что называется гидролизом?
2. Укажите, какую реакцию среды по метилоранжу имеют растворы следующих солей:  $KCl$ ;  $Na_2SO_3$ ;  $CrCl_3$ ;  $BaCl_2$ ;  $Na_2S$ ;  $MgCl_2$ .
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей:  $AlCl_3$ ;  $CH_3COONa$ .
4. Может ли гидролиз солей идти до конца? В каких случаях это происходит?
5. Какие факторы влияют на гидролиз? Почему?
6. Что такое степень гидролиза и константа гидролиза?
7. Рассчитайте степень гидролиза и константу гидролиза 1М растворов  $CH_3COONa$  и  $KCN$ ; 0,01 М растворов  $NH_4Cl$  и  $Pb(NO_3)_2$ ; ( $K_{CH_3COOH} = 1,86 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{HCN} = 7,2 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_{NH_4OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{Pb(OH)_2} = 4,1 \cdot 10^{-3}$ ).
8. Какая из солей одинаковой концентрации сильнее гидролизована,  $CH_3COONa$  или  $NaCN$  ( $K_{CH_3COOH} = 1,86 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{HCN} = 7,2 \cdot 10^{-10}$ )?
9. Напишите уравнения реакций гидролиза бинарных соединений  $Ca_3N_2$ ,  $Mg_2Si$ ,  $K_3P$ ,  $Al_4C_3$  и  $CaH_2$ .

## Лабораторная работа 9. Окислительно-восстановительные реакции

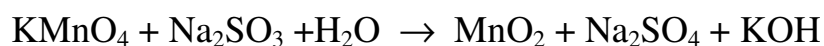
Целью работы является приобретение навыков составления уравнений окислительно-восстановительных.

**Оборудование и реактивы.** Штатив с пробирками. Стеклоочиститель. Растворы: перманганат калия, 0,5 н.; дихромат калия, 0,5 н.; серная кислота, 2 н.; гидроксид натрия, 2 н.; азотная кислота концентрированная, азотная кислота разбавленная. Сульфит натрия твердый. Магний. Вода дистиллированная.

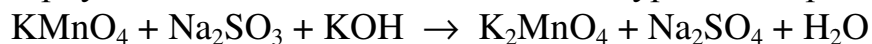
**Выполнение работы. Опыт 1. Окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$  в зависимости от среды.** Кислая среда,  $\text{pH} < 7$ . В пробирку наливают 2-3 мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , приливают столько же серной кислоты, добавляют с помощью стеклянного шпателя твердый сульфит натрия. Отмечают исчезновение розовой окраски, характерной для иона  $\text{MnO}_4^-$ . Составляют уравнение реакции, идущей по схеме



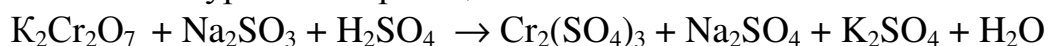
Нейтральная среда,  $\text{pH} = 7$ . В пробирку наливают 2-3 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  и добавляют с помощью микрошпателя твердый сульфит натрия. Отмечают обесцвечивание раствора и через некоторое время выделение из раствора бурых хлопьев  $\text{MnO}_2$ . Составляют уравнение реакции, идущей по схеме



Щелочная среда,  $\text{pH} > 7$ . Наливают в пробирку 2-3 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ , добавляют 1-2 мл раствора щелочи ( $\text{NaOH}$ ) и немного твердого сульфита натрия. Отмечают изменение розовой окраски раствора на зеленую, характерную для ионов  $\text{MnO}_4^-$ . Составляют уравнение реакции



**Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия.** В пробирку наливают 2-3 мл раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , приливают столько же серной кислоты, добавляют с помощью стеклянного шпателя твердый сульфит натрия. Отмечают исчезновение оранжевой окраски, характерной для иона дихромата и появление зеленой окраски, характерной для ионов  $\text{Cr}^{3+}$ . Составляют уравнение реакции

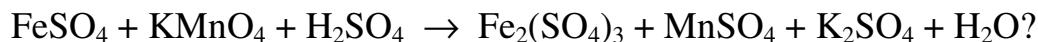
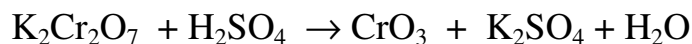


**Опыт 3. Окислительные свойства азотной кислоты.** В пробирку помещают кусочек магниевой стружки и приливают 2-3 мл разбавленной  $\text{HNO}_3$ . Наблюдают растворение металла и выделение бесцветного газа ( $\text{NO}$ ). Составляют уравнение реакции.

В пробирку помещают кусочек магниевой стружки и приливают 2-3 мл концентрированной  $\text{HNO}_3$ . Наблюдают растворение металла и выделение бурого газа ( $\text{NO}_2$ ). Составляют уравнение реакции.

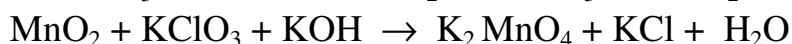
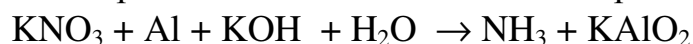
**Вопросы и задачи для самоподготовки и защиты работы**

1. Какие из приведённых реакций являются окислительно-восстановительными



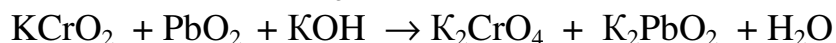
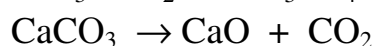
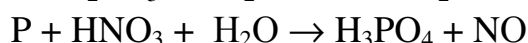
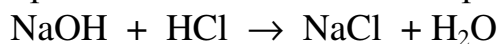
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты. Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

2. Составьте полные уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и ионно-электронным методом.



3. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях:  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ .

4. Укажите, какие из приведённых реакций являются окислительно-восстановительными. Уравняйте их методом электронного баланса.



5. Укажите, в каких из приведенных процессов происходит окисление азота, в каких – восстановление, как изменится в каждом случае степень окисления азота

**Рекомендуемая литература**

1. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2004. – 559 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 2006. – 272 с.
3. Иванкин А.Н. Олиференко Г.Л. Расчетные решения в химии и экологических проблемах производств: учебное пособие – М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2008. – 401 с.
4. Иванкин А.Н., Неклюдов А.Д. Общая и неорганическая химия. Практикум: учеб. пособие. – 3-е изд. – М. ГОУ ВПО МГУЛ, 2008. – 156 с
5. Олиференко Г.Л. Химия: учеб. пособие. – М: ГОУ ВПО МГУЛ, 2009. – 118 с.
6. Олиференко Г.Л., Иванкин А.Н. Химия: учеб. пособие. – М: ГОУ ВПО МГУЛ, 2010. – 320 с.



*Учебное издание*

**Олиференко** Галина Львовна  
**Иванкин** Андрей Николаевич

**ХИМИЯ**

*В авторской редакции  
Компьютерный набор и верстка авторов*

По тематическому плану внутривузовских изданий учебной литературы на 2016 год, поз.

Подписано в печать .03.2016. Формат 60x90/16 Бумага 80 г/м<sup>2</sup>  
Гарнитура "Таймс". Ризография. Усл. печ. л. 1,5.  
Тираж 200 экз. Заказ N

Издательство Московского государственного университета леса. 141005,  
Мытищи –5, Московская обл., 1-я Институтская, 1, МГУЛ.  
E-mail: izdat@mgul. ac. ru

## РЕЦЕНЗИЯ

на учебно-методическое пособие Олиференко Г.Л., Иванкина А.Н. Химия. Лабораторные работы: учеб.-методич. пособие / Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин. – М.: ФГБОУ ВО МГУЛ, 2016. – 24 с.

Настоящее учебно-методическое пособие предназначено для студентов специальностей 15.03.02, 23.03.03, 35.03.01 и 35.03.02, изучающих общую химию.

Пособие содержит описание техники эксперимента для проведения лабораторных работ по основным разделам общей химии. Кроме того, в пособие включены типовые вопросы и задачи для закрепления теоретического материала.

Предлагаемое учебно-методическое пособие предназначено для самостоятельной подготовки студентов к лабораторным занятиям и может быть полезным при подготовке к зачету и экзамену.

Представленный в пособии материал помогает студентам лучше усвоить теоретические основы химии и является необходимым для проведения лабораторных опытов.

Пособие написано доступным языком и излагается с использованием современной химической терминологии. Может быть рекомендовано и для студентов других технических специальностей, изучающих общую химию.

Рукопись может быть одобрена и рекомендована к изданию в качестве учебно-методического пособия.

Профессор, к.т.н.

Г.Н. Кононов