

Государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ЛЕСА»

А.Н. Иванкин, Х.А. Фахретдинов

**ХИМИЯ.**  
**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом  
университета в качестве учебно-методического пособия для студентов  
направления подготовки 180301  
Химическая технология переработки древесины

Москва  
Издательство Московского государственного университета леса  
2016

УДК 546

И18

*Разработано в соответствии с Государственным образовательным стандартом ВПО 2009 года на основе примерной программы дисциплины "Химия"*

Рецензент: доцент кафедры химии и биотехнологии  
лесного комплекса Жилин Ю.Н.

Работа подготовлена на кафедре химии и биотехнологии  
лесного комплекса

**Иванкин, А.Н.**

П18 Химия. Лабораторные работы.: учеб.-методич. пособие /А.Н. Иванкин, Х.А. Фахретдинов. – М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2016. – 20 с.

В учебно-методическом пособии представлены варианты лабораторных работ по химии, предназначенные для выполнения студентами технических специальностей.

Рекомендуется для студентов направления подготовки 180301 очной, очно-заочной, вечерней и дистанционной форм обучения МГУЛ.

УДК 546

И 18

*Учебное издание*

**Иванкин Андрей Николаевич  
Фахретдинов Харис Алексеевич**

## **ХИМИЯ. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ**

*В авторской редакции*

*Компьютерный набор и верстка авторов*

По тематическому плану внутривузовских изданий учебной литературы на 2016 год. Поз. доп.

Подписано в печать 20.01.2016 Формат 60х90/16 Бумага 80 г/м<sup>2</sup>  
Гарнитура "Таймс". Ризография. Усл. печ. л. 1,25. Тираж 100 экз. Заказ N

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

© А.Н. Иванкин, Х.А. Фахретдинов, 2016

© ГОУ ВПО МГУЛ, 2016

## Лабораторная работа № 1

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА В РЕАКЦИИ С HCl

#### *Порядок выполнения работы*

1. Работа выполняется в приборе, представленном на рис. 1. К одной из бюреток присоединена пробирка, в которой происходит реакция между кислотой и металлом. Выделяющийся водород поступает в бюретку и вытесняет соответствующий объём воды. Отмечая изменение уровня воды в выбранной бюретке до и после окончания реакции, находят объём выделенного водорода.

Для проверки прибора на герметичность отсоединяют от штатива одну из трубок и поднимают или опускают её. Если прибор герметичен, то уровень воды в другой трубке после небольшого отклонения должен остаться без изменения. В случае нарушения герметичности проверяют все места соединения деталей.

2. Взвешивают на аналитических весах кусочек металла: цинка или получают его у преподавателя (масса должна быть 0,030 – 0,060 г). Записывают в журнал массу металла  $m(Me)$ .

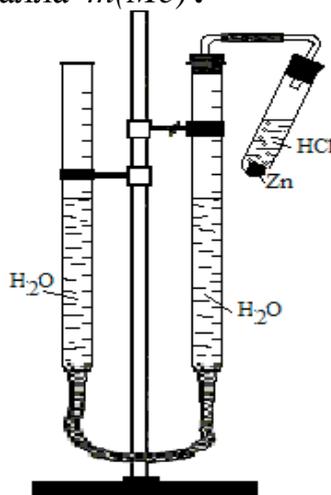


Рис. 1. Прибор для определения эквивалента металла

3. Отделяют пробирку от остальной части прибора и через воронку наливают в нее около 3 мл 10%-ного раствора соляной кислоты. Держа пробирку в наклонном положении, на край ее помещают кусочек взвешенного металла и осторожно, возможно плотнее, присоединяют к прибору. В бюретке, например, к которой присоединена пробирка, отмечают уровень воды  $A$ , мл (с точностью до 0,2 мл).

4. Возвращая пробирку в вертикальное положение, аккуратно стряхивают металл в кислоту и наблюдают течение реакции. Через 5 мин после её окончания (прекращение выделения пузырьков), уровни воды в бюретках *выравнивают* путем их подъема или опускания и отмечают вторично в *той же* бюретке понизившийся уровень воды  $B$ , мл.

5. Записывают комнатную температуру,  $t, ^\circ\text{C}$  и атмосферное давление  $p_{\text{атм}}, \text{Па}$ , или выраженное в  $h_{\text{атм}}, \text{мм рт.ст.}$ . Для перевода  $\text{мм рт.ст.}$  в систему СИ пользуются формулой:

$$p = \rho gh,$$

где  $p$  – давление,  $\text{Па}$ ;  $\rho = 13600 \text{ кг/м}^3$ , плотность ртути;  
 $g = 9,81 \text{ м/с}^2$ ;  $h$  – высота ртутного столба,  $\text{м}$ .

### Расчёты

1. Определяют объём выделившегося водорода,  $\text{мл}$ , в условиях опыта:

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

2. Рассчитывают парциальное давление водорода  $p(\text{H}_2)$  в трубке. 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 пренебрегают. Давление водяных паров  $p(\text{H}_2\text{O})$  при данной температуре  $t$  находят из табл. 1. Давление водорода 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:

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

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

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

4. Определяют молярную массу эквивалентов металла  $M_{\text{eq}}(\text{Me})$ . Из опыта следует, что металл с 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 эквивалентов  $M_{\text{eq}}(\text{Me})$  вытеснит молярный объём эквивалентов водорода  $V_{\text{eq}}(\text{H}_2)$ , равный  $11,2 \text{ л}$  для нормальных условий:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{eq}}(\text{Me})} = \frac{V^0(\text{H}_2)}{V_{\text{eq}}(\text{H}_2)},$$

отсюда  $M_{\text{eq}}(\text{Me}) = \frac{11,2 \cdot m(\text{Me})}{V^0(\text{H}_2)}$ .

Таблица 1

Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, $t, ^\circ\text{C}$	Давление		Температура, $t, ^\circ\text{C}$	Давление	
	$p(\text{H}_2\text{O}), \text{Па}$	$h(\text{H}_2\text{O}), \text{мм рт.ст.}$		$p(\text{H}_2\text{O}), \text{Па}$	$h(\text{H}_2\text{O}), \text{мм рт.ст.}$
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 эквивалентов металла вторым способом. Для этого по уравнению Клапейрона – Менделеева находят массу выделившегося водорода  $m(\text{H}_2)$ :

$$p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} RT;$$

далее определяют молярную массу эквивалентов из соотношения:

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

где  $M_{eq}(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$ .

6. Находят ошибку опыта. Для этого записывают уравнение химической реакции, имевшей место в опыте. По известной теперь относительной массе  $A_r(\text{Me})$  и валентности  $val$ , проявляемой металлом в ходе реакции, рассчитывают теоретическое значение молярной массы эквивалентов металла по формуле:

$$M_{eq}^T(\text{Me}) = \frac{A_r(\text{Me})}{val}$$

Относительную ошибку определяемой молярной массы эквивалентов находят по формуле:

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

Хорошее совпадение теории и практики считается в том случае, если относительная ошибка не превышает величины 5 – 10%.

Опытные и расчётные данные записывают в лабораторном журнале:

Опытные данные	Значения данных
Масса металла $m(\text{Me})$ , г. Первоначальный уровень воды в бюретке $A$ , мл. Уровень воды в бюретке после выделения водорода $B$ , мл. Объём выделившегося водорода в условиях опыта $V(\text{H}_2)$ , мл. Комнатная температура $t$ , °С. Атмосферное давление $h_{атм}$ , мм рт.ст. Давление паров воды $p(\text{H}_2\text{O})$ , Па при температуре $t$ .	
Расчетная величина	Значения величин
Давление водорода $p(\text{H}_2)$ , Па. Объём водорода при нормальных условиях $V^\circ(\text{H}_2)$ , л Относительная атомная масса металла $A_r(\text{Me})$ . Валентность металла $val$ . Теоретически рассчитанное значение молярной массы эквивалентов металла $M_{eq}^T(\text{Me})$ , г/моль экв. Опытное значение молярной массы эквивалентов металла $M_{eq}(\text{Me})$ , г/моль экв. Погрешность (ошибка) опыта $\delta$ , %.	

### Вопросы и задачи для самоподготовки

1. Что такое химический эквивалент элемента, вещества, молярная масса эквивалентов элемента, вещества?
2. Как связаны молярная масса эквивалентов элемента и его относительная атомная масса? Рассчитать  $M_{eq}(\text{Mn})$  и  $M_{eq}(\text{Mn}_2\text{O}_7)$  в  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
3. Можно ли считать молярную массу эквивалентов любого данного элемента величиной постоянной? Определить  $M_{eq}$  элементов N, C, P в соединениях  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; CO;  $\text{CO}_2$ ,  $\text{PCl}_5$ .
4. Определите молярную массу эквивалентов металла, если известно, что масса металла, равная 4,6 г, содержится в его оксиде, массой 6,3 г.
5. Найдите  $M_{eq}$  кислоты, если для нейтрализации 9,8 г её 10% – го раствора потребовалось 1,2 г щёлочи.  $M_{eq}$  щёлочи равна 40 г/моль.
6. Что нужно знать дополнительно для расчета  $M_{eq}$  кислоты, основания, соли, если неизвестен вид их химических превращений?
7. Как определяется молярная масса эквивалентов восстановителя и окислителя в окислительно-восстановительной реакции?
8. Определить молярные массы эквивалентов фосфорной кислоты в следующих реакциях:
  - а)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
9. Рассчитать молярный объем эквивалентов водорода, кислорода при н.у.
10. Определить  $M_{eq}$  металла массой 0,347 г, если при взаимодействии с водой он вытесняет водород объемом 180 мл при температуре 15°C и давлении 104,5 кПа.
11. При полном разложении оксида металла массой 4,3 г был получен кислород объемом 580 мл при температуре 17°C и давлении  $1,01 \cdot 10^5$  Па. Определить молярные массы эквивалентов оксида и металла.
12. Вычислить массу 1 м<sup>3</sup> воздуха при 17°C и давлении 83,2 кПа.

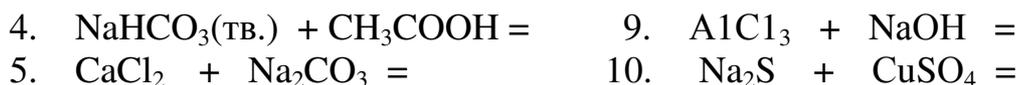
### Лабораторная работа № 2 ИОННЫЕ РЕАКЦИИ ОБМЕНА

Целью работы является написание ионных уравнений реакций обмена, протекающих в растворах между электролитами. Необходимо помнить, что химические реакции *необратимы* (протекают до конца), если один из продуктов реакции выходит из сферы реакции в виде осадка, газа или малодиссоциирующего вещества (часто вода).

#### Порядок выполнения работы

Для проведения реакций необходимо приливать в пробирку по 2 мл раствора ниже перечисленных реагентов:

- |  |   |
|--|---|
| 1. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ | 6. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} =$ |
| 2. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KJ} =$  | 7. $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} =$        |
| 3. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl} =$  | 8. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} =$        |



Допишите в тетрадь уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах. Отметьте особенности течения каждой реакции. Основываясь на записях и собственных наблюдениях, укажите, какие из них необратимы. Почему?

### Вопросы и задачи для самоподготовки

- 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  $\text{KOH}$ .
- Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$   
б)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ ; в)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ .
- 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  $\text{HNO}_3$ .
- К каждому из веществ:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$  прибавили раствор гидроксида натрия. В каких случаях произошла реакция? Выразите их ионными и молекулярными уравнениями.
- 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.

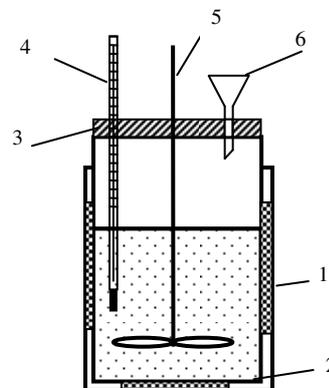
## Лабораторная работа № 3 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ГИДРОКСИДОМ НАТРИЯ

При взаимодействии растворов  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$  протекает экзотермическая химическая реакция нейтрализации:



Для измерения тепловых эффектов реакций используют калориметры, имеющие следующую принципиальную конструкцию:

В наружный металлический сосуд 1 вставляется стеклянный калориметрический стакан 2. Во избежание потерь теплоты между стаканом и сосудом проложены теплоизолирующие прокладки. Калориметрический стакан закрывается крышкой 3 с отверстиями для термометра 4, мешалки 5 и воронки 6.



Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, вычисляют по формуле:

$$Q = \Sigma c (T_2 - T_1), \quad (1)$$

где:  $T_2$  и  $T_1$  – конечная и начальная температуры жидкости в калориметрическом стакане;

$\Sigma c$  – теплоёмкость системы, равная  $c_1 m_1 + c_2 m_2$ ;

$m_1$  и  $m_2$  – массы калориметрического стакана и жидкости в нем, кг;

$c_1$  и  $c_2$  – удельные теплоёмкости стекла и жидкости, равные, соответственно,  $0,75 \cdot 10^3 \text{ Дж/кг} \cdot \text{К}$  и  $4,18 \cdot 10^3 \text{ Дж/кг} \cdot \text{К}$ .

### **Порядок выполнения работы**

1. Взвешивают сухой калориметрический стакан с точностью до 0,01 г – определяют  $m_1$ .
2. Отмеряют мерным цилиндром 50 мл 1М раствора HCl и измеряют (с точностью  $\pm 0,2 \text{ К}$ ) её температуру –  $T_{\text{к-ты}}$ .
3. Отмеряют такой же объём (50 мл) 1М раствора NaOH и измеряют её температуру –  $T_{\text{щел}}$ .
4. Начальную температуру смеси кислоты и щёлочи  $T_1$  находят как среднее арифметическое между  $T_{\text{к-ты}}$  и  $T_{\text{щел}}$ .
5. Собирают калориметрическую установку и через воронку выливают в калориметрический стакан отмеренный раствор щелочи.
6. Туда же при помешивании через воронку вливают кислоту. Отмечают самую высокую температуру  $T_2$ , которую покажет термометр после сливания растворов.

### **Расчеты**

1. По известному объёму вычисляют общую массу жидкости  $m_2$  в стакане, полученную при сливании кислоты и щелочи (при расчёте считать плотность жидкости равной  $1 \text{ г/см}^3$ ).
2. По формуле (1) рассчитывают теплоту реакции  $Q$ , Дж.
3. Удельный тепловой эффект реакции нейтрализации определяют относительно воды. Для этого находят число молей полученной по реакции воды,  $n(\text{H}_2\text{O})$ , используя известные концентрации и объёмы реагирующих кислоты и щелочи. В данном опыте взаимодействуют 50мл (0,05 л) 1М раствора NaOH и 50 мл (0,05л) 1М раствора HCl. Судя 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:

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

Опытная удельная теплота нейтрализации  $\Delta H_{\text{он}}^o$ , кДж/моль  $\text{H}_2\text{O}$ , определится по формуле:

$$\Delta H_{\text{он}}^o = \frac{-Q}{n(\text{H}_2\text{O})} \quad (2)$$

4. По литературным данным удельная стандартная теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием  $\Delta H^{\circ} = -57 \text{ кДж/моль}$   $\text{H}_2\text{O}$ . Сравнивая ее с полученной, вычисляют относительную ошибку опыта, по которой судят о точности проведенного эксперимента:

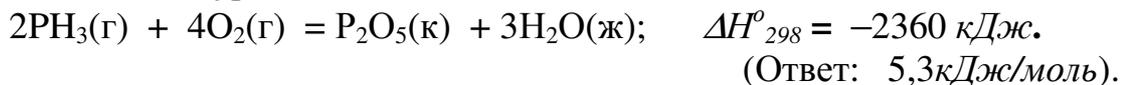
$$\delta, \% = \frac{\Delta H_{\text{оп}}^{\circ} - \Delta H^{\circ}}{\Delta H^{\circ}} 100.$$

Опытные и расчётные данные сводят в таблицу в лабораторном журнале:

Опытные данные	Значения опытных данных
Масса калориметрического стакана, $m_1, \text{г}$ Начальная температура жидкости $T_1, \text{K}$ Конечная температура жидкости $T_2, \text{K}$	
Расчетная величина	Значения расчетной величины
Общая масса жидкости в калориметрическом стакане, $m_2, \text{г}$ Тепловой эффект реакции $Q, \text{кДж}$ Количество образовавшейся в результате реакции воды $n(\text{H}_2\text{O}), \text{моль}$ Удельный тепловой эффект нейтрализации, полученный из опыта $\Delta H_{\text{оп}}^{\circ}, \text{кДж/моль}$ $\text{H}_2\text{O}$ Ошибка опыта $\delta, \%$	

### Вопросы и задачи для самоподготовки

1. Что называется теплотой образования химического соединения?
2. Приведите примеры применения закона Гесса для химических реакций, протекающих через промежуточные стадии.
3. Определите стандартную энтальпию  $\Delta H_{298}^{\circ}$  образования  $\text{PH}_3$ , исходя из термохимического уравнения:



4. Исходя из теплового эффекта реакции, определите  $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к}))$ :  
 $3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к}); \quad \Delta H_{298}^{\circ} = -739 \text{ кДж};$   
 ( $-4157,5 \text{ кДж/моль}$ ).

5. Исходя из уравнения реакции,  
 $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}); \quad \Delta H_{298}^{\circ} = -726,5 \text{ кДж}$   
 Вычислите  $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}))$ . ( $-238,6 \text{ кДж/моль}$ ).

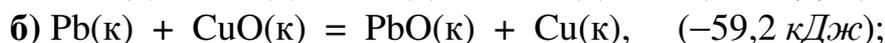
6. При сгорании этилена с образованием  $\text{CO}_2$  и жидкой воды выделилось  $6226 \text{ кДж}$  теплоты. Найдите объём (при н.у.) вступившего в реакцию кислорода.

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

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

- а)  $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$ ; б)  $\text{CO}_2(\text{к}) = \text{CO}_2(\text{г})$ ;  
 в)  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ ; г)  $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$ ;  
 д)  $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$ .

9. Рассчитайте значения  $\Delta G_{298}^{\circ}$  в следующих реакциях и установите в каком направлении они могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях при  $25^{\circ}\text{C}$ : а)  $\text{NiO}(\text{к}) + \text{Pb}(\text{к}) = \text{Ni}(\text{к}) + \text{PbO}(\text{к})$ , (22,5 кДж);



10. Пользуясь справочными данными, покажите, что в стандартных условиях реакция  $\text{Cu}(\text{к}) + \text{ZnO}(\text{к}) = \text{CuO}(\text{к}) + \text{Zn}(\text{к})$  невозможна.

11. Вычислите  $\Delta G_{298}^{\circ}$  для реакции  $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{к})$  в стандартных условиях, при  $250$  и  $1500^{\circ}\text{C}$ . Зависимостью  $\Delta H^{\circ}$  и  $\Delta S^{\circ}$  от температуры пренебречь. (129,1 кДж; 50,7 кДж; -114,0 кДж).

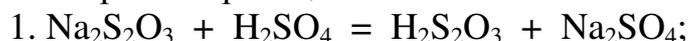
### Лабораторная работа № 4

#### ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ

Для изучения этой закономерности выбрана реакция взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Данная реакция является сложной (обобщенной). Здесь последовательно протекают 3 простые реакции:



Первая и третья реакции протекают мгновенно, поэтому в опыте практически наблюдается протекание только второй, наиболее медленной. Она лимитирует общую скорость процесса, поэтому скорость ее протекания без большой ошибки можно принимать за общую скорость взаимодействия тиосульфата и кислоты.

#### Порядок выполнения работы

- В 4 сухие пробирки наливают по 10 мл 2,5%-ного раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- В 4 стаканчиках готовят по 40 мл раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого его исходный 5%-ный раствор разбавляют дистиллированной водой в следующей последовательности:

Этап	5%-ный раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	Вода, мл
Стаканчик № 1	10	30
Стаканчик № 2	20	20
Стаканчик № 3	30	10
Стаканчик № 4	40	0

3. В содержимое первого стаканчика приливают из пробирки  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и проводят отсчет времени в секундах,  $\Delta\tau_i$ , от момента сливания до начала помутнения раствора – выпадении серы в конце реакции.

4. Аналогичную операцию выполняют с остальными стаканчиками.

### **Расчеты**

1. Вычисляют концентрацию  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  в стаканчиках, учитывая, что после добавления кислоты объем раствора в каждом из них стал равен 50 мл. Исходя из пропорции, концентрация тиосульфата в  $i$ -том стаканчике будет равна:

$$\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)_i = 5\% \frac{V_i}{50};$$

где  $V_i$  – объем тиосульфата в  $i$ -том стаканчике, мл.

2. Скорость реакции можно найти как величину, обратно пропорциональную времени реакции:  $v_i = 1/\Delta\tau_i$

**Примечание:** На самом деле в опыте измеряется не скорость реакции, а промежуток времени между началом реакции и ее видимым результатом. Тем не менее, этот промежуток времени  $\Delta\tau$  связан со скоростью реакции  $v$ : чем больше  $\Delta\tau$ , тем меньше  $v$ .

3. По результатам расчетов строят график зависимости  $v = f(\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3))$ .

4. Поскольку общую реакцию лимитирует простая реакция разложения тиосерной кислоты  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , протекающая по первому порядку, то и общая реакция должна иметь не второй, как это следует из формальной записи химического уравнения, а первый порядок. *Предположение проверяется построением графика зависимости скорости реакции от концентрации.*

5. Написать кинетическое уравнение скорости реакции.

Опытные и расчётные данные сводят в таблицу в лабораторном журнале:

№ стаканчика	$\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ , %	$\Delta\tau$ , с	$v$ , 1/с
1			
2			
3			
4			

### **Вопросы и задачи для самоподготовки**

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

2. Что такое кинетическое уравнение?

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

4. Что называется порядком реакции и молекулярностью реакции?

5. От каких факторов зависит константа скорости реакции?

6. Что такое энергия активации?

7. Что такое температурный коэффициент скорости реакции?

8. Константа скорости простой (одностадийной) реакции  $\text{A} + 2\text{B} = 3\text{C}$

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

9. Константа скорости простой реакции  $2A + B = D$  равна  $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль}^2/\text{л}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$ . Рассчитайте скорость реакции при  $C_A = 0,6 \text{ моль/л}$ ;  $C_B = 0,8 \text{ моль/л}$ . ( $0,144 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ ).

10. Скорость некоторой реакции при охлаждении от  $60^\circ\text{C}$  до  $30^\circ\text{C}$  уменьшилась в 8 раз. Определите температурный коэффициент скорости этой реакции  $\gamma$ . ( $\gamma = 2$ ).

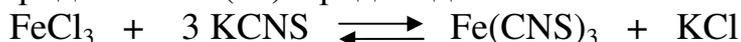
11. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент скорости  $\gamma = 1,8$ . ( $67^\circ\text{C}$ ).

12. Константа скорости реакции при  $20^\circ$  равна  $4 \cdot 10^{-2}$ , а при  $50^\circ$  составляет  $4 \cdot 10^{-1}$ . Определите энергию активации. ( $60,3 \text{ кДж/моль}$ ).

### Лабораторная работа № 5

#### СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИИ ОДНОГО ИЗ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

Смещение химического равновесия удобно изучать на реакции взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия или аммония:



Образующийся роданид железа окрашивает раствор в красный цвет. При добавлении избытка одного из участвующих в реакции веществ наблюдают изменение цвета раствора, по которому судят о смещении равновесия.

#### Порядок выполнения работы

1. В стакан, содержащий 100 мл дистиллированной воды добавляют по 1 – 2 капли насыщенных растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KCNS}$  или  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Образуется раствор красного цвета (окраска не должна быть интенсивной).

2. Полученный раствор разливают в 4 пробирки:

*в первую* добавляют несколько капель насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ ;

*во вторую* – 2 – 3 насыщенного раствора  $\text{KCNS}$  или  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ;

*в третью* – твердый  $\text{KCl}$  или  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;

*четвертую* пробирку оставляют для сравнения.

3. В пробирках отмечают изменение цвета и объясняют происходящее, опираясь на принцип Ле Шателье.

Результаты наблюдений записывают в журнале в таблицу:

№ пробирки	Добавленный раствор	Изменение окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

### Вопросы и задачи для самоподготовки

- Какие реакции называются обратимыми? Охарактеризуйте состояние химического равновесия. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
- Запишите значения константы равновесия для газовых реакций:
  - $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$  ;
  - $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HCl}$  ;
  - $2 \text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O}_5$ .
- При обработке магнетита  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  водородом образуются железо и пары воды. В каком направлении произойдет смещение равновесия в системе:
  - при увеличении концентрации водорода,
  - при уменьшении концентрации паров воды?
- В какую сторону сместится равновесие в реакции:
 
$$4 \text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2 \text{Cl}_2(\text{г}); \quad \Delta H^\circ_{298} = -114,5 \text{ кДж.}$$
  - при увеличении давления,
  - при увеличении температуры?
- Вычислите константу равновесия обратимой реакции
 
$$2 \text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г});$$
 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. (0,02).
- В реакции термической диссоциации  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$  константа равновесия равна  $K_p = 0,26$ . Равновесная концентрация  $[\text{NO}_2] = 0,28 \text{ моль/л}$ . Вычислите равновесную и первоначальную концентрацию  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Сколько процентов  $\text{N}_2\text{O}_4$  прореагировало к моменту равновесия? (0,3 моль/л; 0,44 моль/л; 31,8 %).

### Лабораторная работа № 6 УСТАНОВЛЕНИЕ ТИТРА РАСТВОРА HCl

Титр раствора соляной кислоты в данной работе определяют с помощью широко распространенного в аналитической химии метода *титрования*. Сущность его заключается в следующем. К определенному объему раствора вещества, пусть А, концентрацию которого определяют, постепенно по каплям приливают раствор другого вещества, пусть В, известной концентрации до тех пор, пока они не прореагируют полностью (без остатка). Поэтому количества прореагировавших веществ строго эквивалентны и подчиняются закону эквивалентов:

$$n_{eq}(A) = n_{eq}(B); \quad (1)$$

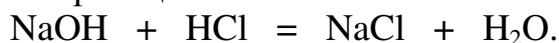
или 
$$C_n(A) \cdot V(A) = C_n(B) \cdot V(B), \quad (2)$$

где  $C_n(A)$  и  $C_n(B)$  – нормальности растворов веществ А и В в соответствующих объемах  $V(A)$  и  $V(B)$ .

Момент окончания титрования (прекращение добавления раствора известной концентрации) фиксируют по изменению цвета индикатора – вспомогательного реактива, добавляемого в испытуемый раствор в небольшом количестве.

### Порядок выполнения работы

1. С помощью бюретки отмеряют с точностью до 0,2 мл объем анализируемой соляной кислоты (обычно 10 мл) и помещают в коническую колбу для титрования. Для удобства работы в пробу добавляют 20 – 30 мл воды.
2. Добавляют 3 капли индикатора фенолфталеина. В кислой и нейтральной среде он бесцветен, а в щелочной придает раствору малиновую окраску.
3. В бюретке, залитой раствором NaOH известной концентрации, (обычно 0,1 н) отмечают первоначальный уровень щелочи  $A$ , мл, предварительно убедившись в отсутствии воздушных пузырей в ее нижнем конце (носике).
4. Из бюретки в колбу при перемешивании (покачивая колбу) приливают по каплям раствор щелочи до появления *слабо розовой* окраски, свидетельствующей об окончании реакции:



Цвет должен сохраняться около 30 секунд. Для более точной индикации цветового перехода под колбу подкладывают белый лист бумаги.

5. Отмечают уровень раствора в бюретке  $B$ , мл, в конце титрования.
6. Повторяют титрование еще, как минимум, один раз, Расхождение объема израсходованной щелочи в опытах не должно превышать 0,2 мл.

### Расчеты

1. Определяют объем израсходованной на титрование щелочи:

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

2. По формуле (2) определяют нормальность раствора кислоты:

$$C_n(\text{HCl}) = \frac{C_n(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})}$$

3. Зная нормальность, вычисляют концентрацию:

$$C_m(\text{HCl}) = C_n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = C_n(\text{HCl}) \cdot z(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl});$$

где  $z(\text{HCl}) = 1$ , так как HCl – одноосновная кислота.

4. Окончательно рассчитывают искомый титр соляной кислоты:

$$T(\text{HCl}) = C_m(\text{HCl}) / 1000$$

Опытные и расчётные данные сводят в таблицу в лабораторном журнале:

Опытные данные	Значения опытных данных
Объем анализируемой кислоты $V(\text{HCl})$ , мл Уровень NaOH в бюретке до титрования $A$ , мл Уровень NaOH в бюретке после титрования $B$ , мл Объем израсходованной щелочи $V(\text{NaOH})$ , мл Нормальность раствора щелочи $C_n(\text{NaOH})$ , моль экв/л	
Расчетная величина	Значения расчетной величины
Нормальность раствора кислоты $C_n(\text{HCl})$ , моль экв/л Концентрация $C_m(\text{HCl})$ , г/л Титр раствора кислоты $T(\text{HCl})$ , г/мл	

### **Вопросы и задачи для самоподготовки**

1. Вычислить процентное содержание по массе раствора, полученного смешением 300 г 25% и 400 г 40 %-ного растворов. (Ответ: 33,6 %).
2. Сколько г  $\text{FeCl}_3$  содержится в 20 мл 40 %-ного раствора, относительная плотность которого 1,133? (9,06 г).
3. В каком отношении масс нужно взять 25 %-ный и 1 %-ный растворы по массе, чтобы получить 5 %-й раствор? (1 : 5).
4. В каком объеме 1 М раствора и в каком объеме 1 н раствора содержится 114 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ? (0,333 л; 2л).
5. Для полной нейтрализации 20 мл серной кислоты израсходовано 10,2 мл 0,4н раствора гидроксида калия. Определить нормальность и титр кислоты. (0,324 н; 0,016 г/мл).
6. Определить  $T$ ,  $\omega$ ,  $C_M$  и  $C_n$ , раствора, если в 1 л его содержится 112 г нитрата свинца. Относительная плотность раствора 1,082. (0,112 г/мл; 10,35% ; 0,338 М ; 0,676 н).
7. Смешали 900 мл 3 н раствора КОН и 1,2 л 12 %-ного раствора КОН (относительная плотность 1,1). Вычислите нормальность полученного раствора. (2,61 н).
8. Из 1 л раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  плотностью 1,22 г/мл при действии соляной кислоты получено 44,5 л  $\text{CO}_2$  при н.у. Вычислить массовую долю  $\text{K}_2\text{CO}_3$  в растворе и его нормальность. (22,5 %; 3,97 н).
9. Сколько мл 96 %-го раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/мл нужно взять для приготовления 0,6 л 0,25 н раствора? (34,68 мл).
10. Какой объем 0,1 М раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора? (187,5 мл).
11. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты потребовалось 25 мл 2 н раствора щелочи. Определить молярную массу эквивалентов кислоты. (45 г/моль).

### **Лабораторная работа № 7 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

Соль – это продукт нейтрализации кислоты щелочью. При попадании соли в воду возможен гидролиз, заключающийся в протекании между ними обменной реакции. На первом этапе данной работы изучается влияние состава соли на рН ее водного раствора. Второй этап предусматривает изучение влияния силы кислоты или основания, определяемое константой диссоциации, на интенсивность гидролиза.

#### **Порядок выполнения работы**

##### **Первый этап.**

В отдельные пробирки наливают 5 – 7 мл растворов нитрата натрия, сульфата натрия, нитрата аммония, карбоната аммония, сульфата цинка и добавляют туда в качестве индикатора 3 – 5 капель метилоранжа. По изме-

нению цвета индикатора судят о реакции среды в каждой пробирке. Для каждого раствора записывают уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

### **Второй этап.**

1. Берут две пробирки и заполняют их до половины дистиллированной водой. Затем в первую немного, на кончике шпателя, присыпают порошок ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , а во вторую – порошок сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . В пробирки добавляют 3 – 5 капель индикатора фенолфталеина. В какой из пробирок окраска индикатора интенсивнее? Почему? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.
2. В одну из двух пробирок, заполненных на четверть объема дистиллированной водой, засыпают небольшое количество (на кончике шпателя) кристаллов хлорида магния, в другую – хлорида алюминия. В обе пробирки добавляют по 3 – 5 капель индикатора метилоранжа. В какой из них окраска раствора интенсивнее? Почему? Напишите уравнения реакций многоступенчатого гидролиза солей в молекулярной и ионной формах.

### **Вопросы и задачи для самоподготовки**

1. Что называется гидролизом? Условия гидролиза солей.
2. Укажите, какую реакцию среды имеют растворы следующих солей:  $\text{KCl}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{CrCl}_3$ ;  $\text{BaCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{MgCl}_2$ .
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей:  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .
4. В каких случаях гидролиз солей идет до конца?
5. Какие факторы влияют на гидролиз? Каким образом?
6. Что такое степень гидролиза и константа гидролиза?
7. Рассчитайте степень гидролиза и константу гидролиза I M растворов  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и  $\text{KCN}$ ; 0,01 M растворов  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; ( $K_{\text{дис}}\text{Pb}(\text{OH})_2 = 4,1 \cdot 10^{-3}$ , остальные константы взять из справочника).
8. Какая из солей одинаковой концентрации,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  или  $\text{NaCN}$  сильнее гидролизована? ( $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,86 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис}}(\text{HCN}) = 7,2 \cdot 10^{-10}$ ).
9. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза солей  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ;  $\text{Al}_4\text{C}_3$  и  $\text{CaH}_2$ .

## **Лабораторная работа № 8 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА $\text{KMnO}_4$ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ РЕАКЦИИ СРЕДЫ**

Целью работы является ознакомление с окислительно-восстановительными реакциями и приобретение навыков их уравнивания. В качестве окислителя выбран перманганат калия, отличающийся замечательным качеством менять свою степень окисления в продуктах в зависимости от реакции среды.

**Порядок выполнения работы**

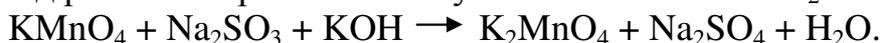
**1. Кислая среда, pH < 7.** В пробирку с 1–2 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ , подкисленного несколькими каплями серной кислоты, приливают 4 – 5 мл раствора сульфита натрия. Происходит обесцвечивание раствора по схеме:



**2. Нейтральная среда, pH = 7.** В пробирку наливают 1 – 2 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  и добавляют 4 – 5 мл раствора сульфита натрия. Наблюдают образование бурого осадка диоксида марганца:



**3. Щелочная среда, pH > 7.** К 1 – 2 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  приливают 2 мл концентрированного раствора щелочи и 4 – 5 мл раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Наблюдают переход розовой окраски в зеленую манганата калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ :

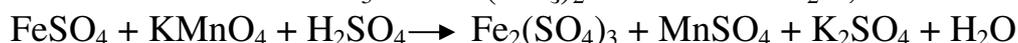


Проведенные опыты показывают, что увеличение кислотности среды усиливает окислительные свойства перманганата калия.

В завершение работы необходимо уравнивать схемы реакций методом электронного баланса или методом полуреакций.

**Вопросы и задачи для самоподготовки**

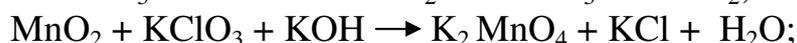
1. Какие из приведённых реакций:



являются окислительно-восстановительными? Уравняйте их методом электронного баланса или методом полуреакций.

2. Окислительно-восстановительные реакции выражаются ионными уравнениями:  $2\text{Fe}^{3+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}$ ;  $2\text{Bi}^{3+} + 3\text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Bi} + 3\text{Sn}^{4+}$ . Составьте по ним уравнения реакций в молекулярной форме. Для каждой реакции укажите, какой ион восстанавливается и какой окисляется.

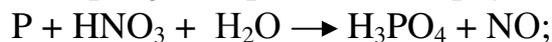
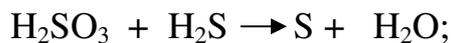
3. Уравняйте окислительно-восстановительных реакции методом полуреакций, указав окислитель и восстановитель в каждом из уравнений:



4. Определите степень окисления хрома в следующих соединениях:



5. Уравняйте реакции:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HOH}$ ;



**Библиографический список**

1. **Иванкин, А.Н.** Расчетные решения в химии и экологических проблемах производств: учеб. пособие / А.Н. Иванкин, Г.Л. Олиференко. – М. : ГОУ ВПО МГУЛ, 2008. – 401 с (<http://mgul.ac.ru/info/fmhtd/chem/met.shtml>).
2. **Неклюдов, А.Д.** Практический курс по общей химии, биотехнологии и экологическим проблемам производств: учеб. пособие / А.Д. Неклюдов, А.Н. Иванкин, Г.Н. Федотов. – М.: МГУЛ, 2004. – 500 с.
3. **Олиференко, Г.Л.** Физико-химические методы анализа: учеб. пособие / Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин, А.Д. Неклюдов. – М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2006. – 232 с.
4. **Иванкин, А.Н.** Общая неорганическая химия. Практикум: учеб. пособие / А.Н. Иванкин А.Д. Неклюдов. – М. : ГОУ ВПО МГУЛ, 2008. – 156 с (<http://mgul.ac.ru/info/fmhtd/chem/met.shtml>).
5. **Жилин, Ю.Н.** Избранные главы общей химии с примерами решения задач: Учеб. пособие для студентов дистанционной формы обучения. – М.: МГУЛ, 2004. – 124 с ([http://mgul.ac.ru/UserFiles/File/7\\_IVANKIN/chem\\_lecture.pdf](http://mgul.ac.ru/UserFiles/File/7_IVANKIN/chem_lecture.pdf)).
6. **Жилин, Ю.Н.** Общая химия. Лабораторные работы: учеб.- методич. пособие. – М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2006. – 22 с.
7. **Неклюдов, А.Д.** Общая и неорганическая химия. Ч. 1. Общая химия: учеб. пособие / А.Д. Неклюдов, А.Н. Иванкин, Г.Л. Олиференко.– М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2005. – 384 с.
8. **Олиференко, Г.Л.** Химия: учеб. пособие /Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин. – М.: ГОУ ВПО МГУЛ, 2010. – 320 с. (<http://mgul.ac.ru/info/fmhtd/chem/chemistry.pdf>).
9. **Коровин, Н.В.** Общая химия. – М.: Высшая школа, 2006 – 557 с.
10. **Глинка, Н.Л.** Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2012. – 728 с.

**Оглавление**

Лабораторная работа № 1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА В РЕАКЦИИ С HCl	3
Лабораторная работа № 2 ИОННЫЕ РЕАКЦИИ ОБМЕНА.....	6
Лабораторная работа № 3 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ГИДРОКСИДОМ НАТРИЯ.....	7
Лабораторная работа № 4 ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ.....	10
Лабораторная работа № 5..... СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ КОН- ЦЕНТРАЦИИ ОДНОГО ИЗ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ.....	12
Лабораторная работа № 6 УСТАНОВЛЕНИЕ ТИТРА РАСТВОРА HCl.....	13
Лабораторная работа № 7 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	15
Лабораторная работа № 8 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА $KMnO_4$ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ РЕАКЦИИ СРЕДЫ.....	16
Библиографический список .....	18
Оглавление.....	19