

Министерство образования и науки Российской Федерации
Вологодский государственный университет

Кафедра химии

Х И М И Я

Методические указания к лабораторным работам

Факультеты: инженерно-строительный, ЗДО
Направление подготовки 270800.62 (08.03.01) – «Строительство»
Профили: «Промышленное и гражданское строительство»
«Городское строительство и хозяйство»

Вологда
2014

УДК 540

Химия: методические указания к лабораторным работам. - Вологда: ВоГУ, 2014.- 32 с.

Методические указания предназначены для студентов 1 курса направления подготовки 270800.62 (08.03.01) – «Строительство» и профилей подготовки «Промышленное и гражданское строительство», «Городское строительство и хозяйство» очной и заочной форм обучения. Может быть использовано студентами других направлений и профилей подготовки.

Утверждено редакционно-издательским советом ВоГУ

Составители: Мальцева С.Б., канд.техн.наук, доцент;

Воропай Л.М., канд.хим.наук, доцент

Рецензент: Кузнецова О.Б., канд.хим.наук, доцент кафедры химии ВГПУ

Лабораторная работа 1.

Ознакомление с некоторыми операциями лабораторной химической практики (кислотно-основное титрование)

Цель работы: ознакомление студентов с взвешиванием, измерением объемов жидкостей, кислотно-основным титрованием.

При кислотно-основном титровании происходит реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды, т.е. реакция нейтрализации. В качестве титрантов предпочитают использовать либо сильные кислоты, либо сильные основания. Из индикаторов используется тот, для которого резкий скачок титрования совпадает с интервалом перехода.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Контрольное взвешивание

Убедитесь в правильной установке весов. Получите предмет, например, металлическую пластинку, для контрольного взвешивания с точностью до 0,01 г. Запишите в журнал найденную массу пластинки. Узнайте у преподавателя истинную массу пластинки.

Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки взвешивания. Абсолютная ошибка Δm при определении массы представляет собой разность между истинной массой предмета $m_{\text{ист}}$ и полученной опытным путем $m_{\text{оп}}$.

$$\Delta m = m_{\text{ист}} - m_{\text{оп}}$$

Относительная ошибка δ равна отношению абсолютной ошибки к истинной массе предмета и выражается в процентах:

$$\delta, \% = \frac{\Delta m}{m_{\text{ист}}} \cdot 100$$

Результаты опыта сведите в таблицу по форме 1.

Форма 1

Номер пластинки	$m_{\text{ист}}, \text{г}$	$m_{\text{оп}}, \text{г}$	Δm	$\delta, \%$

Опыт 2. Взвешивание сыпучих веществ

Взвесьте 1,89 г карбоната натрия (Na_2CO_3), предварительно прокаленного. Убедитесь в правильности установки весов. Положите на левую чашку весов лист бумаги (“тару”) и взвесьте его. В соответствии с полученным заданием на правую чашку весов добавьте необходимые разновесы.

Насыпая соль небольшими порциями на “тару”, добейтесь уравновешивания чашек весов.

Опыт 3. Титрование раствора соды раствором кислоты

Из навески, полученной в опыте 2, приготовьте 0,1 н раствор соды. Для этого в мерную колбу емкостью 250 мл поместите навеску карбоната натрия и долейте до метки дистиллированной водой.

В колбу для титрования с помощью мерного цилиндра налейте 50 мл приготовленного раствора соды, прибавьте 5-6 капель фенолфталеина.

В бюретку налейте 1 н раствор соляной кислоты (до нуля). В колбу с раствором соды при постоянном помешивании по каплям прибавляйте раствор кислоты из бюретки до полного исчезновения малиновой окраски. По бюретке измерьте количество HCl, пошедшей на титрование. Титрование повторите три раза. Результаты занесите в таблицу по форме 2.

Форма 2

Титрование	Объем соды, мл	Объем кислоты, мл	Среднее значение объема кислоты, мл
1	50		
2	50		
3	50		

По формуле $\frac{C_{N(\text{кислоты})}}{C_{N(\text{соды})}} = \frac{V_{(\text{соды})}}{V_{(\text{Кислоты})}}$ определите молярную концентрацию эквивалента C_N соды.

Вычислите абсолютную и относительную ошибку концентрации раствора соды.

$$\text{Абсолютная ошибка } \Delta C_N = C_{N(\text{ист.})} - C_{N(\text{ОПЫТН})}$$

$$\text{Относительная ошибка } \delta, \% = \frac{\Delta C_N}{C_{N(\text{ист})}} \cdot 100$$

Вопросы для самопроверки

1. Что называется процессом титрования?
2. Что такое титрант?
3. Как рассчитываются абсолютная и относительная ошибки определения измеряемой величины?

Лабораторная работа 2. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Цель работы: ознакомление с влиянием различных факторов (концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализаторов) на скорость химических реакций и смещение химического равновесия.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость химической реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Для гомогенной реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ закон действия масс может быть записан:

$$v = k[NO]^2[O_2],$$

где v – скорость реакции; k – константа скорости; $[NO]$ и $[O_2]$ – концентрации реагирующих веществ, моль/л.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{10 \frac{T_2 - T_1}{10}},$$

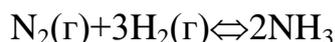
где v_{T_2}, v_{T_1} – скорости реакции при T_1 и T_2 ; γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов.

Одним из методов ускорения реакции является катализ, при котором используются вещества (катализаторы), увеличивающие скорость реакции и не расходующиеся в результате их протекания. Механизм действия катализатора сводится к уменьшению энергии активации, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул и средней энергией молекул исходных веществ.

Понятие «химическое равновесие» применимо только к обратимым процессам. При химическом равновесии скорости прямой и обратной реакций равны. Характеризуется химическое равновесие постоянным для данных условий соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии.

Величина, равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных ве-

ществ в степенях их стехиометрических коэффициентов, называется константой равновесия. Для обратимой реакции



константа равновесия имеет вид

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}.$$

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока остаются постоянными параметры, при которых оно установилось. При изменении условий равновесие нарушается, а затем вновь устанавливается при новых значениях равновесных концентраций всех реагентов.

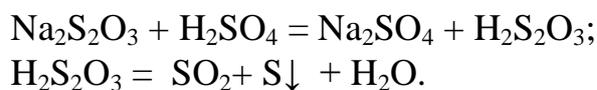
Равновесие смещается в ту или иную сторону, т.к. изменение условий по-разному влияет на скорости прямой и обратной реакций. По принципу Ле Шателье равновесие смещается в сторону той реакции, течение которой противодействует оказанному внешнему воздействию, т.е. в сторону той реакции, скорость которой при нарушении равновесия становится больше.

Порядок выполнения работы

Опыт 1.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Реакция взаимодействия между тиосульфатом (гипосульфитом) натрия и серной кислотой приводит к выделению свободной серы, которая появляется в виде мути. Скорость появления мути в растворе будет зависеть от концентрации реагирующих веществ и от температуры. Реакция протекает в две стадии:



Скорость реакции определяется скоростью распада тиосерной кислоты (вторая стадия), так как образование этой кислоты (первая стадия) идет очень быстро. Для выполнения опыта возьмите три бюретки емкостью 25 мл. Одну наполните водой, вторую – 0,25 н раствором тиосульфата натрия, третью – 0,25 н раствором серной кислоты. В три пронумерованные пробирки налейте из бюретки 0,25 н раствора тиосульфата натрия, соответственно 10; 5; 2,5 мл и воды до общего объема смеси 15 мл, в три другие – по 5 мл 0,25 н раствора серной кислоты. Влейте в первую пробирку отмеренное количество кислоты и тщательно перемешайте содержимое пробирки. Отметьте по секундомеру время от момента смешения растворов до момента появления мути. Результат опыта запишите в таблицу (форма 3). Аналогичные опыты проведите с растворами в других двух пробирках.

№ пробирки	Объем 0.25 н $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2O , мл	Объем H_2SO_4 , мл	Относительная концентрация (С) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Промежуток времени от сливания растворов до появления мути, τ	Относительная скорость реакции $W = \frac{1}{\tau}$
------------	---	---------------------------------	------------------------------------	--	--	---

По полученным данным на миллиметровой бумаге (размером 10 на 10 см) постройте график зависимости W (ось ординат) от C (ось абсцисс) так, чтобы наибольшие полученные значения W и C находились на расстоянии не менее, чем 8 см от начала координат. Угол наклона построенной прямой к осям координат должен быть около 45° .

Опыт 2.

Влияние температуры на скорость химической реакции.

Налейте в три сухие пробирки по 5 мл 0,25 н раствора тиосульфата натрия, а в другие три по 5 мл 0,25 н раствора серной кислоты. Поместите в стакан с водой комнатной температуры на 5-7 мин. две пробирки: одну с раствором тиосульфата натрия, другую с раствором серной кислоты и термометр. Запишите показания термометра. Слейте содержимое пробирок в одну пробирку и встряхните ее несколько раз. Точно отметьте время по секундомеру от начала реакции (момент смешивания) до появления легкой мути. Проведите этот же опыт еще при двух других температурах, отличающихся от комнатной температуры, соответственно на 10 и 20 градусов. Полученные данные поместите в таблицу (форма 4).

№ опыта	Температура опыта $t, ^\circ\text{C}$	Промежуток времени от сливания растворов до появления мути $\tau, \text{с}$	Относительная скорость реакции $W = \frac{1}{\tau}$
---------	---------------------------------------	---	---

Зависимость скорости реакции от температуры изобразите графически, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат – относительную скорость реакции.

Опыт 3.

Влияние катализатора на скорость химической реакции

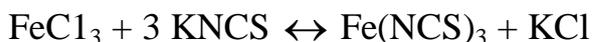
В пробирку налейте 2-3 мл раствора пероксида водорода и внесите в верхнюю часть пробирки тлеющую лучинку. Отметьте, что заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. Затем к раствору пероксида водорода добавьте несколько крупинок оксида марганца (IV) и снова внесите тлеющую лучину. Лучина вспыхнет.

Объясните, о чем это свидетельствует, какова роль оксида марганца (IV) в протекающей реакции: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

Опыт 4.

Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Для изучения влияния концентрации реагирующих веществ на установление химического равновесия рассмотрим следующую химическую реакцию:



Роданид (тиоцианат)железа (III), образующийся в результате этой химической реакции, окрашен в кроваво-красный цвет. Интенсивность окраски раствора зависит от концентрации этого вещества.

В стакан емкостью 50 мл налейте 20 мл дистиллированной воды и добавьте 1-2 капли концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида (тиоцианата) калия. Полученный раствор красного цвета разлейте поровну в 4 пробирки. Первую пробирку оставьте в качестве контроля. Во вторую пробирку добавьте несколько капель концентрированного хлорида железа (III), в третью – несколько капель концентрированного раствора роданида калия, в четвертую – 0,5 г кристаллического хлорида калия. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски раствора в контрольной пробирке. Напишите выражение для константы равновесия данной обратимой химической реакции. Полученные результаты занесите в таблицу (форма 5).

Форма 5

№ пробирки	Что добавили	Какие наблюдения интенсивности изменения окраски	Куда смещается химическое равновесие (вправо, влево)
------------	--------------	--	--

Опыт 5.

Влияние температуры на химическое равновесие. При действии иода на крахмал образуется непрочное синее вещество сложного состава, относящееся к классу соединений внедрения. В данном случае молекулы иода внедряются в полости молекул крахмала, и соединение называют иодкрахмал. Реакция экзотермическая, равновесие ее можно условно представить схемой: иод + крахмал \Leftrightarrow иодкрахмал – ΔH .

Налейте в две пробирки по 2-3 мл раствора крахмала и добавьте по 3-4 капли 0,1 н раствора иода (иодная вода). Наблюдайте появление синей окраски. Нагрейте одну из пробирок и заметьте ослабление интенсивности окраски. Затем охладите пробирку холодной водой – синее окрашивание снова появится (усилится). Объясните наблюдаемое.

Вопросы для самопроверки

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
3. Сформулируйте закон действия масс.
4. Каков физический смысл константы скорости реакции?
5. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, выражающее зависимость скорости реакции от температуры и напишите его математическое выражение.
6. Что такое температурный коэффициент скорости реакции?
7. Запишите уравнение Аррениуса.
8. Что такое энергия активации?
9. Какова роль катализатора в каталитических реакциях?
10. Какое состояние системы называется химическим равновесием?
11. Что называется смещением химического равновесия?
12. Сформулируйте принцип смещения равновесия.
13. Почему происходит смещение равновесия при некоторых внешних воздействиях?

Лабораторная работа 3.

Определение жесткости воды. Способы устранения жесткости (комплексометрическое титрование)

Цель работы: ознакомление с комплексометрическим методом определения жесткости воды.

Соли кальция и магния, растворимые в воде, вызывают ее жесткость. Различают постоянную и временную жесткость. Постоянная жесткость вызвана присутствием в воде хлоридов и сульфатов Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Для ее устранения в воду вводят соду или другие вещества, способные связать ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} в нерастворимые соли:



Временная жесткость обусловлена растворимыми в воде $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Она может быть устранена длительным кипячением воды.



Общая жесткость представляет собой сумму постоянной и временной жесткости. По принятому стандарту жесткость воды выражают числом миллимолей эквивалентов Ca^{2+} и Mg^{2+} в 1 л воды. Принято считать воду с жесткостью менее 2 ммоль экв/л мягкой, от 2 до 10 – средней жесткости, свыше 10 – жесткой.

Существуют различные способы определения жесткости воды. В данной работе используют комплексометрический метод, относящийся к группе методов комплексометрического титрования и использующий в качестве титранта динатриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА), называемую трилоном Б или комплексом III.

Комплексон III образует прочные бесцветные комплексы с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} . Если в раствор, содержащий ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , ввести индикатор, дающий окрашенные соединения с этими ионами, то при добавлении комплексона III к такому окрашенному раствору произойдет изменение окраски в эквивалентной точке, т.е. когда добавленное количество комплексона полностью свяжет в комплекс ионы. Очень важно, чтобы рН среды поддерживался около 10. Для этой цели обычно вводят в раствор буферную смесь, состоящую из NH_4Cl и NH_4OH . Окраска индикатора кислотного хром темно-синего (при рН = 10) в присутствии ионов розово-красная; в отсутствии ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} – синевато-сиреневая.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение общей жесткости воды

Налейте в три колбы для титрования по 100 мл водопроводной воды. Прибавьте по 5 мл аммиачно-буферного раствора и 6-7 капель индикатора. Приступите к титрованию 0,025 н раствором комплексона III. Комплексон прибавляют медленно при постоянном энергичном перемешивании содержимого колбы. Прекратите титрование, когда окраска раствора в колбе изменится. Протитруйте все три колбы. Полученные данные внесите в таблицу по форме 6.

Форма 6

Титрование	Объем водопроводной воды, мл	Объем раствора комплексона, мл	Среднее значение объема раствора комплексона, мл

По полученным данным рассчитайте общую жесткость водопроводной воды.

Пример расчета: Допустим, что на титрование 100 мл водопроводной воды было израсходовано 8 мл 0,025 н раствора комплексона (III). Рассчитаем общую жесткость воды.

Решение:

Согласно закону эквивалентов имеем:

$$V_{(B)} \cdot C_N(\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}) = V_{(K)} \cdot C_N(K),$$

где $V_{(B)}$ - объем воды, взятой для титрования (содержащей $\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$);

$C_N(\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+})$ - молярная концентрация эквивалента $\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$, определяемая числом молей эквивалентов в литре воды;

$V_{(K)}$ - объем раствора комплексона, пошедшего на титрование;

$C_N(K)$ - молярная концентрация эквивалента раствора комплексона III.

Находим:

$$C_N(\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}) = \frac{8 \cdot 0,025}{100} = 0,002 \left(\frac{\text{моль экв}}{\text{л}} \right)$$

Общая жесткость:

$$J_0 = 1000 \cdot C_N(\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}) = 1000 \cdot 0,002 = 2 \text{ ммоль экв/л.}$$

Опыт 2. Устранение жесткости воды методом кипячения.

В коническую колбу отмерьте 500 мл водопроводной воды, на плитке доведите до кипения и кипятите в течение 30 мин. Воду остудите под струей холодной воды и определите жесткость по методике, описанной в опыте 1.

Опыт 3. Устранение жесткости воды методом ионообмена.

Метод основан на процессе ионообмена: катионы Ca^{2+} и Mg^{2+} при прохождении через Н- катионит обмениваются на эквивалентное количество катионов H^+ .

Медленно пропустите водопроводную воду через ионообменную колонку так, чтобы на выходе из колонки можно было считать падающие капли воды. Наберите не менее 100 мл пропущенной через колонку воды и по методике, описанной в опыте 1, определите жесткость.

На сколько миллимолей эквивалентов умягчилась вода?

Опыт 4. Устранение жесткости воды химическим способом.

В качестве веществ, используемых для устранения жесткости воды химическим способом, могут быть использованы растворимые в воде карбонаты и фосфаты, образующие с катионами Ca^{2+} и Mg^{2+} нерастворимые соли. Для устранения жесткости воды этим методом рассчитайте, какое количество данного карбоната или фосфата потребуется для устранения жесткости воды, определенной в опыте 1. Рассчитанное количество вещества взвесьте на технических весах и перенесите в колбу с водой 500 мл. Перемешайте содержимое колбы и по той же самой методике (опыт 1) снова определите жесткость. На сколько умягчилась вода?

В конце работы сделайте вывод о том, какой из способов устранения жесткости воды является наиболее эффективным.

Вопросы для самопроверки

1. Что такое жесткость воды?
2. Какую воду называют очень мягкой, мягкой, средней жесткости, жесткой, очень жесткой?
3. Какую жесткость называют карбонатной или временной? Почему?
4. Какую жесткость называют некарбонатной или постоянной? Почему?
5. Чему равна общая жесткость воды?
6. Какая жесткость воды называется кальциевой и какая магниевой?
7. Каковы способы устранения жесткости воды?

Лабораторная работа 4. Ознакомление с некоторыми измерительными приборами (фотоэлектроколориметр, рН-метр)

Цель работы: ознакомление студентов с работой на фотоэлектроколориметре и рН-метре.

Фотоэлектроколориметр или фотоколориметр используется в фотометрическом анализе и предназначен для определения оптической плотности окрашенных растворов. Согласно одному из законов поглощения света – закону Беера – для одного и того же вещества при постоянной толщине раствора оптическая плотность прямо пропорциональна концентрации раствора.

рН-метр – милливольтметр предназначен для определения водородного показателя среды и окислительно-восстановительного потенциала электрода. Действие прибора основано на измерении разности потенциалов (ЭДС) двух электродов – измерительного и вспомогательного, помещенных в исследуемый раствор. Потенциал измерительного электрода зависит от активности ионов водорода в растворе. В качестве измерительного электрода при определении рН раствора используют стеклянный электрод, а в качестве вспомогательного электрода обычно применяют хлорсеребряный электрод.

Опыт 1. Построение калибровочной кривой зависимости оптической плотности раствора от концентрации.

Из рабочего раствора (CuSO_4 1 М, NiSO_4 1 М) приготовьте серию растворов разных концентраций (табл. 1). Для этого в 5 колб на 250 мл из бюретки налейте указанное в таблице количество раствора соли. Из другой бюретки прилейте дистиллированную воду, выдерживая равенство

$$V_{\text{соли}} + V_{\text{дист.воды}} = 50 \text{ мл}$$

Таблица 1

№ колбы	1	2	3	4	5	Свето- фильтр	Кювета
1. Кол-во раствора CuSO_4	10	20	30	40	50	белый	30 мм
2. Кол-во д. воды.	40	30	20	10	-		
3. Концентрация	0,2М	0,4М	0,6М	0,8М	1М		
1. Кол-во раствора NiSO_4	10	20	30	40	50	красный	30 мм
2. Кол-во д. воды.	40	30	20	10	-		
3. Концентрация	0,2М	0,4М	0,6М	0,8М	1М		

На фотоэлектроколориметре измерьте с помощью преподавателя или лаборанта оптическую плотность приготовленных растворов, начиная с раствора меньшей концентрации.

Результаты запишите в отчет.

На миллиметровой бумаге постройте калибровочную кривую зависимости оптической плотности раствора от его концентрации, откладывая на оси абсцисс концентрацию, на оси ординат – оптическую плотность.

Опыт 2. Определение рН растворов электрохимическим и индикаторным методами.

Получите у лаборанта растворы Na_2CO_3 , NH_4Cl и наберите из крана водопроводной воды.

Разделите каждый раствор в три пробирки и стаканчик для рН-метра. В каждую из пробирок добавьте 2-3 капли индикатора: в первую - фенолфталеин, во вторую - лакмус, в третью - метилоранж.

В стаканчик для рН-метра обмакните кусочек универсальной индикаторной бумаги, предварительно смоченной в дистиллированной воде. По шкале определите значение рН. Результаты занесите в соответствующие графы таблицы по форме 7.

Затем приступите к измерению рН на рН-метре. Для этого в стаканчик погрузите электроды на 2,5-3 см. Переключатель пределов измерения установите в положении “-1÷19”. Отсчет показаний производится на нижней шкале показывающего прибора, оцифрованной от -1 до 19. Затем переключатель пределов измерения установите на более узкий диапазон.

НАПРИМЕР: величина рН на нижней шкале при диапазоне -1÷19 равна 4.5. Следовательно, переключатель переводится в положение 4÷9. В этом случае измеряемая величина рН определяется следующим образом:

$$X=A+B,$$

где X – измеряемая величина рН; А – начальное значение рН для данного диапазона (нижний предел измерений); В – показание, отсчитанное по верхней шкале показывающего прибора.

Если стрелка показывающего прибора установилась на значении 0,5, то измеряемая величина рН равна $4+0,5=4,5$.

После окончания измерений электроды необходимо промыть дистиллированной водой и погрузить их в стакан с чистой дистиллированной водой. Прибор выключить! В вышеуказанной последовательности проведите работу с тремя образцами, указанными в начале опыта.

Форма 7

	Цвет индикатора			рН по индикатору	рН по инд. бумаге	рН по рН-метру
	фенолф.	лакмус	метил.			
Водопроводная вода						
Раствор Na_2CO_3						
Раствор NH_4Cl						

Опыт 2. Измерение плотности исследуемого раствора

Исследуемый раствор вылейте в узкий цилиндр, измерьте ареометром плотность и вычислите массовую долю соли в растворе, пользуясь таблицами 2 или 3.

Рассчитайте моляльность, молярность, молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора. Рассчитайте ошибку эксперимента по молярной концентрации эквивалента (по C_N).

$$\Delta C_N = C_N(\text{ист.}) - C_N(\text{он})$$

$$\delta, \% = \frac{\Delta C_N}{C_N(\text{ист})} \cdot 100\%$$

Таблица 2

Плотность водных растворов NiSO_4 при 20°C

$\omega, \%$	Плотность, г/мл	$\omega, \%$	Плотность, г/мл
1	1,008	10	1,091
2	1,016	12	1,111
4	1,035	14	1,131
6	1,053	16	1,151
8	1,072		

Таблица 3

Плотность водных растворов CuSO_4 при 20°C

$\omega, \%$	Плотность, г/мл	$\omega, \%$	Плотность, г/мл
1	1,009	10	1,107
2	1,019	12	1,131
4	1,040	14	1,155
6	1,062	16	1,180
8	1,084	18	1,206

Опыт 3. Измерение оптической плотности исследуемого раствора по методике, описанной в опыте 1. Измерьте на фотоколориметре оптическую плотность исследуемого раствора и по имеющемуся калибровочному графику на это вещество определите молярность раствора. Рассчитайте ошибку эксперимента по молярности раствора (по C_M), рассчитанной в опыте 2 (за C_M (ист.) примите C_M , рассчитанную в опыте 2).

$$\Delta C_M = C_M(\text{ист.}) - C_M(\text{он})$$

$$\delta, \% = \frac{\Delta C_M}{C_M(\text{ист})} \cdot 100\%$$

Вопросы для самопроверки

1. Какова сущность фотометрического анализа?
2. Чему равен водородный показатель (рН) среды?
3. Какие существуют методы определения рН раствора? Какой из них более точен?
4. На чем основано действие рН-метра?
5. Какие существуют способы выражения концентрации растворов? Что показывает и как рассчитывается каждый из них?

Лабораторная работа 5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с реакцией гидролиза.

Гидролизом называют обменные химические реакции, протекающие с участием воды. Если в обменную реакцию с водой вступает соль, то взаимодействие называют гидролизом соли.

Признаком гидролиза соли является изменение нейтральной реакции среды водного раствора. Но не все соли вступают в реакцию. При растворении в воде соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой (например, хлорида калия) нейтральная реакция среды ($\text{pH}=7$), характерная для чистой воды, не изменяется.

Реакция гидролиза соли обратима. Равновесие процесса гидролиза может быть смещено вправо или влево в соответствии с принципом Ле Шателье, так, например, при повышении температуры равновесие гидролиза смещается вправо, т.к. прямая реакция эндотермическая, а обратная – экзотермическая.

Порядок выполнения работы

1. Реакция раствора различных солей

Опыт 1.

В четыре пробирки налейте порознь по 2-3 мл 0,1 М растворов солей Na_2SO_4 ; Na_2CO_3 ; ZnCl_2 ; $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ и в пятую – дистиллированной воды. Добавьте в каждую пробирку по 2 капли нейтрального (фиолетового) лакмуса. На фоне белой бумаги сравните окраску растворов солей с окраской раствора лакмуса в воде. Измерьте рН растворов с помощью рН-метра. Выясните, какие соли подвергаются гидролизу, составьте в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза этих солей.

Объясните, чем обусловлен характер реакции среды в каждом случае. Полученные данные этого и последующих опытов занесите в таблицу (форма 8).

Форма 8

№	Соединение	pH	Окраска индикатора	Характер среды	Уравнения реакции гидролиза

Опыт 2.

Возьмите три чистые пробирки. Налейте в одну 2-3 мл дистиллированной воды, в другую 2-3 мл Na_2HPO_4 , в третью - столько же раствора NaH_2PO_4 . Добавьте в каждую пробирку по 2 капли нейтрального (фиолетового) раствора лакмуса.

Сравните и объясните окраску растворов. Измерьте pH исходных растворов с помощью pH-метра. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза этих солей.

2. Влияние температуры на гидролиз

Опыт 3.

Налейте в одну пробирку 2-3 мл раствора ацетата натрия (CH_3COONa), в другую - столько же гидрокарбоната натрия (NaHCO_3). В каждую пробирку добавьте по 2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на окраску растворов. Нагрейте содержимое пробирок почти до кипения. Что произошло с окраской растворов?

С помощью pH-метра измерьте pH одного из растворов при 25°C и при 70°C .

Объясните наблюдаемое влияние температуры. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза этих солей.

Опыт 4.

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора сульфата алюминия и 3 мл раствора ацетата натрия. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Объясните с помощью уравнений реакции образования белого осадка.

3. Взаимное усиление гидролиза соли слабого основания солью слабой кислоты

Опыт 5.

В одну пробирку налейте 1 мл хлорида железа (III), в другую - столько же сульфата алюминия. Добавьте в каждую пробирку по 2 мл раствора карбоната натрия. Наблюдайте выпадение осадков $\text{Fe}(\text{OH})_3$ бурого цвета и $\text{Al}(\text{OH})_3$ белого цвета. Как доказать, что образовавшиеся осадки не являются карбонатами? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде.

Вопросы для самопроверки

1. Какие реакции называют гидролизом?
2. Какие типы солей подвергаются гидролизу?
3. Какие факторы приводят к усилению гидролиза соли? Какие к ослаблению гидролиза?
4. Что такое константа гидролиза? Как она рассчитывается?
5. Что такое степень гидролиза? Как она рассчитывается?
6. В каком случае гидролиз соли идет до конца?
7. Каков характер среды в разных типах гидролиза солей?

Лабораторная работа 6. Электрохимическая коррозия металлов

Цель работы: Ознакомление с некоторыми видами электрохимической коррозии и защиты металлов.

Опыт 1.

Реакция открытия двухвалентного железа.

К разбавленному раствору двухвалентного железа прилейте 2-3 капли гексациано (III) феррата калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (красной кровяной соли, ферроцианида калия). Отметьте окраску раствора и напишите ионное уравнение реакции.

Опыт 2.

Образование гальванического элемента при контакте металлов.

а) В две пробирки до половины высоты налейте нейтральный раствор соли $NaCl$ и прибавьте 2-3 капли раствора красной кровяной соли. В одну пробирку опустите укрепленный на железной скрепке кусочек алюминия, а в другую пробирку – тоже укрепленный в скрепке кусочек меди. В какой пробирке и почему наблюдается посинение? Укажите в обоих случаях анод и катод, направление перемещения электронов и электрохимические реакции на аноде и катоде (то же самое сделать и в последующих опытах).

б) В согнутую под углом стеклянную трубку (или стаканчик) налейте 0,1 н соляной кислоты и погрузите в одно колено алюминиевую проволочку, а в другое – медную проволочку, не дотрагиваясь до находящегося там металла. Убедитесь, что выделение водорода на меди не происходит. Затем введите медную проволочку до соприкосновения с алюминием. Объясните появление пузырьков водорода на алюминии и меди.

в) В пробирку с 2-3 мл раствора медного купороса опустите кусочек цинка. Через 3-5 мин. слейте раствор и осторожно промойте омедненный цинк несколько раз водой. В две пробирки налейте по 3-4 мл разбавленной соляной

кислоты. В одну из пробирок опустите кусочек омедненного, в другую – кусочек чистого цинка. Где водород выделяется более энергично и почему?

г) В стакан налейте нейтральный раствор соли и прибавьте несколько капель фенолфталеина; погрузите в стакан пару алюминий – медь (хорошо зачищенных), причем место контакта должно быть вне раствора. Почему в стакане появляется окрашивание?

д) Активаторы коррозии. Поместите в две пробирки по кусочку алюминиевой проволоки и налейте раствор сульфата меди, слегка подкисленный 0,2 н H_2SO_4 . В одну из пробирок добавьте несколько капель хлорида натрия. Объясните результаты опытов.

е) Коррозия железа. В две пробирки налейте по 4 мл 0,2 н раствора H_2SO_4 и добавьте по 2-3 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Затем в одну из пробирок опустите полоску луженого железа, а в другую – полоску оцинкованного железа. В какой пробирке произойдет посинение раствора? Объясните, какова роль $K_3[Fe(CN)_6]$.

Опыт 3.

Образование гальванического элемента при неодинаковой холодной механической обработке.

Сделайте напильником царапину на чистом железном гвозде. Поместите гвоздь в пробирку и залейте раствором для коррозионных испытаний железных изделий, содержащий хлорид натрия, желатин, красную кровяную соль, фенолфталеин. Где и почему наблюдается изменение окрашивания? Приведите примеры подобной коррозии в практике.

Опыт 4.

Образование гальванического элемента при неодинаковой аэрации.

На чистую железную пластинку нанесите каплю (диаметром 1 см) нейтрального раствора соли, к которому предварительно были прибавлены красная кровяная соль и фенолфталеин. Где и какое появляется окрашивание? Дайте объяснение. Приведите практические примеры такого вида коррозии.

Опыт 5.

Электрозащита металлов.

В стакан с раствором для коррозионных испытаний погрузите до половины два железных гвоздя. Где и какое появляется окрашивание? Затем оба гвоздя присоедините к источнику тока (постоянного - 24В). У какого полюса и почему исчезает синее окрашивание?

Опыт 6.

Ингибиторы коррозии.

В две пробирки прилейте по 4-5 мл 2 н раствора H_2SO_4 и добавьте в каждую пробирку по 2 капли ферроцианида калия. В одну пробирку добавьте кристаллы уротропина. В обе пробирки осторожно поместите зачищенные наждачной бумагой гвозди. Пронаблюдайте, что происходит в обеих пробирках. Результаты опыта объясните.

Вопросы для самопроверки

1. Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности металла?
2. Укажите виды электрохимической коррозии металлов. Что является анодом, катодом в различных видах коррозии?
3. Назовите способы защиты металлов от коррозии.
4. Какие покрытия называются анодным? Катодным?
5. Какие существуют виды электрохимической защиты металлов?

Лабораторная работа 7.

Качественный анализ катионов и анионов

Цель работы: ознакомление с дробным методом качественного анализа некоторых катионов и анионов.

Качественный анализ позволяет установить, из каких химических элементов состоит анализируемое вещество и какие ионы, группы атомов или молекулы входят в его состав.

При исследовании состава неизвестного вещества качественный анализ всегда предшествует количественному. Качественный химический анализ большей частью основывается на превращении анализируемого вещества в какое-нибудь новое соединение, обладающее характерными свойствами: цветом, определенным физическим состоянием, кристаллической или аморфной структурой, специфическим запахом и т.п. Химическое превращение, происходящее при этом, называют качественной аналитической реакцией, а вещества, вызывающие это превращение, называют реактивами.

Реактивы, применяемые в аналитических лабораториях, подразделяются на специфические, избирательные и групповые.

Специфические реактивы, применяемые в аналитических лабораториях, предназначаются для обнаружения искомых ионов в присутствии других ионов. Например, $K_4Fe[(CN)_6]$ является специфическим реактивом на ионы Fe^{3+} , с которыми он образует синий осадок берлинской лазури, диметилглиоксим (реактив Л.А.Чугаева) является специфическим реактивом на ионы Ni^{2+} .

Избирательные реактивы реагируют с ограниченным числом индивидуальных ионов. Например, 8-гидроксихинолин из буферных уксуснокислых рас-

творов количественно осаждает ионы меди, висмута, кадмия, алюминия, цинка и некоторые другие.

Групповые реактивы реагируют с целой группой ионов. К числу требований, предъявляемых к реактивам, относятся, главным образом, чистота, чувствительность и специфичность. Реактив тем чувствительнее, чем меньшее количество вещества может быть обнаружено с его помощью.

Для определения ионов используют дробный и систематический методы анализа.

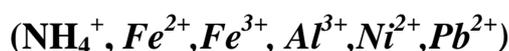
Метод анализа, основанный на применении реакций, при помощи которых можно в любой последовательности обнаружить искомые ионы в отдельных порциях исходного раствора, не прибегая к определенной схеме систематического хода обнаружения ионов, называют дробным анализом.

При дробном методе анализа в первую очередь используют высокочувствительные специфические реактивы, позволяющие открывать данный ион в присутствии других. Такой метод не требует много времени и позволяет открыть те или иные ионы, минуя длительные операции последовательного отделения одних ионов от других. Дробный анализ дает возможность быстро определить ограниченное число (до пяти-шести) ионов, содержащихся в смеси, состав которой приблизительно известен.

При систематическом анализе требуется соблюдение определенной последовательности обнаружения индивидуальных ионов. Для этого из анализируемой смеси в определенной последовательности выделяются с помощью групповых реактивов отдельные группы ионов. Группы ионов разделяются на подгруппы, а затем в пределах данной подгруппы разделяют индивидуальные ионы и обнаруживают их при помощи характерных реакций.

Порядок выполнения работы

1. Анализ смеси катионов

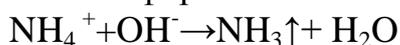


1.1. Определение иона NH_4^+

Действие щелочей. Едкие щелочи разлагают соли аммония с выделением аммиака:



или в ионной форме

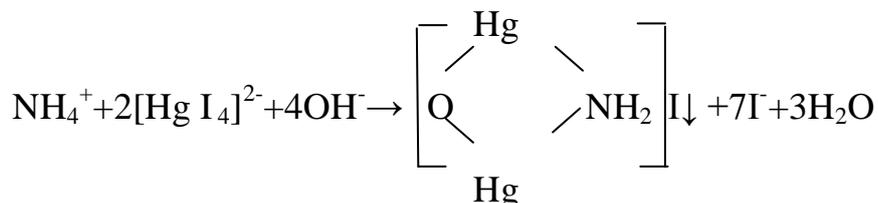


Опыт 1.

Поместите в пробирку 2-3 мл исследуемого раствора, по каплям прибавьте 2-4 мл раствора щелочи (NaOH, KOH) и нагрейте до кипения содержи-

мое пробирки. Выделяющийся аммиак может быть обнаружен: а) по запаху; б) по посинению красной лакмусовой бумажки; в) по образованию “дыма” хлорида аммония при поднесении к отверстию пробирки стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

Действие реактива Несслера $K_4[HgI_4]+KOH$. При действии реактива Несслера на раствор, содержащий ионы NH_4^+ , образуется характерный осадок:

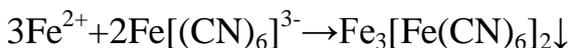
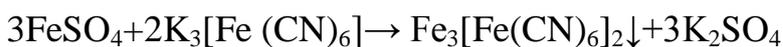


Опыт 2.

На часовое стекло поместите 2-3 капли исследуемого раствора и 1-2 капли реактива Несслера. Появление кирпично-красного осадка свидетельствует о присутствии иона NH_4^+ в данном растворе. При малых концентрациях NH_4^+ появляется желтое окрашивание раствора.

1.2. Определение иона Fe^{2+}

Если подействовать гексацианоферратом (III) калия (красной кровяной солью) на раствор, содержащий ионы двухвалентного железа, то получается синий осадок турнбулевой сини:



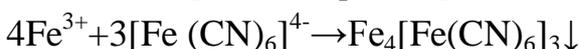
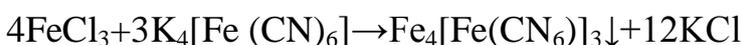
Реакцию нужно проводить в кислой среде ($pH=2$), так как наличие щелочи ведет к разложению турнбулевой сини.

Опыт 3.

Поместите на фильтровальную бумагу 1-2 капли исследуемого раствора и прилейте 1-2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Моментальное появление синего пятна турнбулевой сини укажет на присутствие в исследуемом растворе иона Fe^{2+} .

1.3. Определение иона Fe^{3+}

Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) служит чувствительным реактивом на ионы трехвалентного железа, с которым и образует вещество темно-синего цвета, называемое берлинской лазурью.

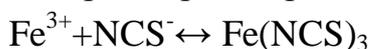


Реакцию проводят в кислой среде.

Опыт 4.

На фильтровальную бумагу поместите 1-2 капли исследуемого раствора, а затем 1-2 капли гексацианоферрата (II) калия. Появление на фильтровальной бумаге синего пятна берлинской лазури укажет на присутствие в исследуемом растворе Fe^{3+} .

Катионы Fe^{3+} легко можно обнаружить при реакции с ионами NCS^- . При большом избытке роданид-ионов (тиоцианат-ионов) появляется кроваво-красная окраска раствора $\text{Fe}(\text{NCS})_3$



Реакцию следует проводить при $\text{pH}=2$. Проведению реакции мешают ионы фосфорной, фтороводородной и некоторых других кислот, образующих с Fe^{3+} устойчивые комплексные соединения, например, содержащие ионы $[\text{FeF}_6]^{3-}$, а также сильные окислители, окисляющие NCS^- , и восстановители, восстанавливающие NCS^- и Fe^{3+} .

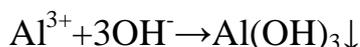
Опыт 5.

Поместите на фильтровальную бумагу 1-2 капли подкисленного раствора роданида (тиоцианата) аммония или калия. В присутствии ионов Fe^{3+} появляется красное пятно.

Наличие ионов Fe^{3+} подтверждается появлением осадка бурого цвета при действии на исследуемый раствор щелочей (см. опыт 1).

1.4. Определение иона Al^{3+}

Ион Al^{3+} со щелочами образует белый аморфный осадок гидроксида алюминия.



Если на свежесозданный гидроксид алюминия подействовать ализарином $[\text{C}_{14}\text{H}_6\text{O}_2(\text{OH})_2]$, то появится соединение, окрашенное в красный цвет.

Реакция очень чувствительна. Присутствие других катионов (кроме очень больших количеств ионов Fe^{3+}) не мешает реакции.

Определение иона Al^{3+} может быть выполнено капельным методом на фильтровальной бумаге.

Для обнаружения Al^{3+} в присутствии других катионов определение нужно проводить на фильтровальной бумаге, предварительно пропитанной раствором $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и затем высушенной.

Опыт 6.

На предварительно смоченную раствором гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли) и высушенную фильтровальную бумагу поместите 1-2 капли исследуемого раствора. Катионы, которые находятся вместе с Al^{3+} в пробе, в том числе и Fe^{3+} , образуют с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ нерастворимые соединения и будут

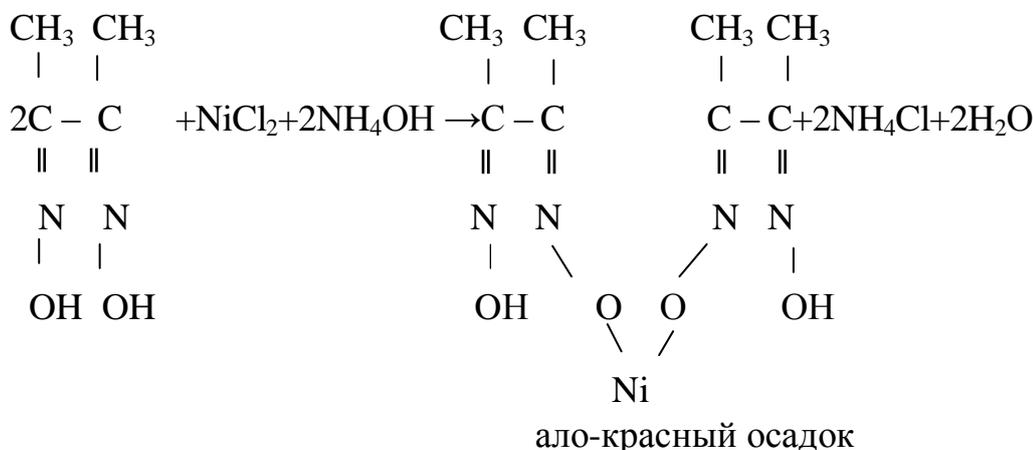
находиться в центре пятна, а ионы Al^{3+} , которые с $K_4[Fe(CN)_6]$ не дают нерастворимого соединения, вместе с раствором будут распространяться на более широкую зону. Для увеличения водянистой зоны помещают в центр пятна каплю дистиллированной воды.

Далее фильтровальную бумагу подержите 1-2 мин. над отверстием склянки с концентрированным аммиаком для получения свежееосажденного $Al(OH)_3$. Далее смочите бумажку спиртовым раствором ализарина и снова подержите над склянкой с аммиаком. В присутствии NH_4^+ образуется на фиолетовом фоне розово-красное пятно вокруг центрального пятна, заключающего прочие катионы. Окраска становится заметнее после подсушивания бумаги.

1.5. Определение иона Ni^{2+}

Водные растворы солей Ni^{2+} имеют зеленую окраску. Никель образует много комплексных соединений.

Диметилглиоксим является характерным и очень чувствительным реагентом на катионы Ni^{2+} , с которыми образует ало-красный осадок внутримолекулярной соли, нерастворимой в минеральных кислотах (реакция Чугаева Л.А.):



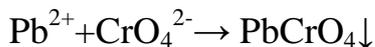
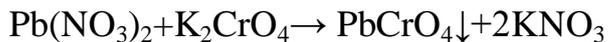
Ионы Fe^{2+} , дающие с диметилглиоксимом аналогичную реакцию, можно связать в малорастворимое соединение действием Na_2HPO_4 . В присутствии Fe^{2+} реакцию ведут капельным методом.

Опыт 7.

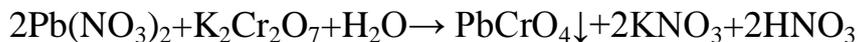
На фильтровальную бумагу поместите каплю гидрофосфата натрия, затем каплю испытуемого раствора и затем снова каплю Na_2HPO_4 малорастворимые фосфаты ($FePO_4$) остаются в центре пятна, а более растворимый фосфат никеля перемещается к его периферии. Полученное пятно обведите по краю капилляром со спиртовым раствором диметилглиоксима и подержите 1-2 мин над склянкой с концентрированным аммиаком. В присутствии ионов Ni^{2+} появляется розовое кольцо.

1.6. Определение иона Pb^{2+}

Водные растворы Pb^{2+} бесцветны. K_2CrO_4 образует с ионом осадок желтого цвета:



$PbCrO_4$ получается и при действии на раствор $K_2Cr_2O_7$:

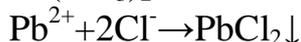
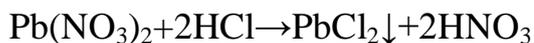


$PbCrO_4$ трудно растворяется в разбавленной азотной кислоте и легко в едких щелочах.

Опыт 8.

В пробирку налейте 3-4 мл испытуемого раствора и 1-2 мл K_2CrO_4 или $K_2Cr_2O_7$. В присутствии ионов Pb^{2+} образуется осадок желтого цвета. Осадку дайте отстояться, жидкость слейте и осадок растворите в едкой щелочи.

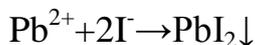
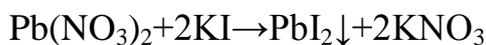
Pb^{2+} с ионами Cl^- дает белый осадок $PbCl_2$, хорошо растворимый в горячей воде.



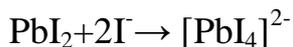
Опыт 9.

В пробирку налейте 5 мл испытуемого раствора и 1-2 мл разбавленной HCl . В присутствии ионов Pb^{2+} образуется осадок $PbCl_2$.

KI выделяет из растворов солей Pb^{2+} желтый осадок иодида свинца:



PbI_2 растворяется в горячей воде, при охлаждении раствора образуются красивые золотистые кристаллы. С избытком реактива PbI_2 дает растворимое комплексное соединение:



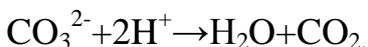
Опыт 10.

В пробирку налейте 5 мл исследуемого раствора, прибавьте по каплям 2-3 мл раствора KI (но не избыток), раствор с осадком нагрейте и охладите. Если в исследуемом растворе присутствуют ионы Pb^{2+} , то при охлаждении выпадут золотисто-желтые кристаллы иодида свинца.

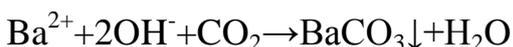
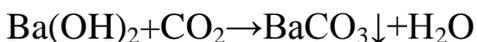
2. Анализ смеси анионов

2.1 Определение карбонат-иона CO_3^{2-}

Соляная и серная кислоты разлагают карбонаты с выделением углекислого газа



вызывающим помутнение свежеприготовленного насыщенного раствора извести или баритовой воды.



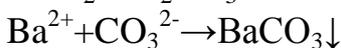
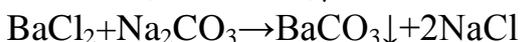
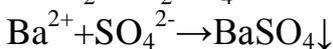
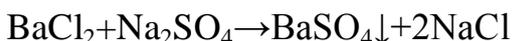
Опыт 1.

Соберите прибор, состоящий из двух пробирок, воронки и стеклянной трубки, соединяющей две пробирки между собой. В одну пробирку поместите 3-4 мл исследуемого раствора, в воронку - 2 н раствор серной кислоты и во вторую пробирку - насыщенный свежеприготовленный раствор $Ba(OH)_2$.

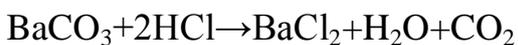
Открыв краник на воронке, прилейте к исследуемому раствору 3-4 мл раствора серной кислоты. В присутствии ионов CO_3^{2-} наблюдается выделение газа в виде пузырьков и появление мути или осадка во второй пробирке.

2.2. Определение сульфат - иона SO_4^{2-}

Ион Ba^{2+} образует с ионами SO_4^{2-} и CO_3^{2-} белые осадки $BaSO_4$ и $BaCO_3$:



Сульфат бария в кислотах не растворяется, а карбонат бария легко растворяется в азотной и соляной кислотах:

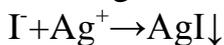
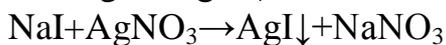
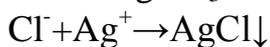
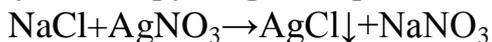


Опыт 2.

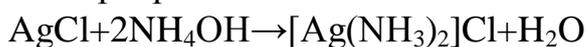
В пробирку налейте 2-4 мл испытуемого раствора, 0,5 мл 10-процентного раствора соляной кислоты и 0,5 мл 10-процентного раствора хлорида бария. В присутствии иона SO_4^{2-} образуется белый осадок.

2.3. Определение хлорид-иона Cl^- и иодид - иона I^-

Реакция с нитратом серебра. Катион Ag^+ с ионами Cl^- и I^- образует соответствующие труднорастворимые в воде осадки AgCl и AgI :



Осадок AgCl – белого цвета, темнеет на свету, нерастворим в азотной кислоте, но растворим в избытке раствора аммиака с образованием комплексной соли серебра:



При окислении раствора азотной кислотой комплексный ион разрушается и AgCl снова выпадает в осадок.

Осадок AgI – бледно-желтый, нерастворимый в азотной кислоте и растворе аммиака, но растворим в тиосульфате натрия:



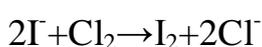
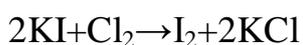
Опыт 3.

Налейте в пробирку 5 мл исследуемого раствора, 2-3 капли 10-процентного раствора нитрата серебра до полноты осаждения. В присутствии ионов Cl^- и I^- образует творожистый осадок AgCl и AgI .

Дайте осадку осесть, раствор сверху слейте, налейте 3 мл дистиллированной воды, осадку дайте отстояться и снова раствор слейте. Осадок разделите на две части. В первую пробирку прибавьте 10-процентный раствор аммиака. Если весь осадок растворился, то в растворе присутствуют только ионы Cl^- , если же осадок растворился не полностью, то раствор слейте в другую пробирку и в нее добавьте 1 мл 10-процентного раствора азотной кислоты. Если при этом образуется осадок белого цвета, то значит в испытуемом растворе присутствуют ионы Cl^- .

В пробирку, где остался осадок, прибавьте 2-4 мл тиосульфата натрия, если осадок растворился, значит в растворе присутствуют ионы I^- .

Реакции иона I^- с окислителями. Анион I^- легче окисляется, чем ион Cl^- ; даже такие слабые окислители, как Fe^{3+} и Cu^{2+} , выделяют I_2 из иодидов:



Опыт 4.

Налейте в пробирку 2-4 мл испытуемого раствора и 1 мл хлорной воды или FeCl_3 . Пробирку встряхните. Появление окрашивания раствора укажет на присутствие иода. Если иона I^- мало, то в пробирку необходимо добавить не-

сколько капель бензола. В присутствии иода бензол окрасится в фиолетовый цвет. Если же в пробирку прибавить крахмальный клейстер, то в присутствии иода он окрасится в синий цвет.

2.4. Определение нитрат-иона NO_3^-

Раствор дифениламина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NHC}_6\text{H}_5$ в серной кислоте окисляется ионом NO_3^- до продукта, имеющего темно-синюю окраску.

Реакцию лучше вести так, чтобы две жидкости (реактив и испытуемый раствор) находились в пробирке одна под другой, не смешиваясь. В этом случае на месте их соприкосновения образуется синее кольцо. Или эту реакцию можно проводить на часовом стекле.

Опыт 5.

На часовое стекло поместите 1-2 капли раствора дифениламина (однопроцентный раствор дифениламина в концентрированной серной кислоте плотностью 1,84г/мл) и на него столько же испытуемого раствора.

В присутствии ионов NO_3^- дифениламин окрашивается в интенсивно синий цвет.

Результаты эксперимента представьте в таблице (форма 9).

Форма 9

Анализируемый ион	Используемый реагент для анализа	Основные признаки реакции	Уравнение химической реакции

Вопросы для самопроверки

1. Чем занимается аналитическая химия?
2. Как можно обнаружить в исследуемом растворе катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , NH_4^+ , Ni^{2+} , Al^{3+} , Pb^{2+} ?
3. Как можно обнаружить в исследуемом растворе ионы SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , Cl^- , I^- , NO_3^- ?

Работа № 8. Вяжущие вещества

Цель работы: Изучение свойств и методов получения воздушной извести, строительного гипса и портландцемента.

Опыт 1.

Определение скорости гашения извести-кипелки. Вода поглощается негашеной известью, одновременно химически воздействуя с оксидом кальция по уравнению



с выделением большого количества тепла. Этот процесс называется гашением извести-кипелки.

Возьмите известь-кипелку, измельчите ее и поместите два тигелька пробы в стакан. В пробку через отверстие вставьте термометр так, чтобы при закрытии отверстия пробкой термометр погружался в известковое молоко, но не касался дна стакана, затем в стакан налейте 25 мл воды (при 20°C), закройте пробкой и засекайте время начала опыта. Каждые 30 сек. фиксируйте температуру смеси. Ведите наблюдение до достижения наибольшей температуры (и начала ее падения). За скорость гашения извести принимают время от момента приливания воды до начала снижения температуры. Промежуток времени в минутах от момента приливания воды до максимального наибольшего подъема температуры в сосуде принимается за скорость гашения; наибольшая температура, развиваемая известью в процессе ее гашения, и является показателем экзотермичности извести.

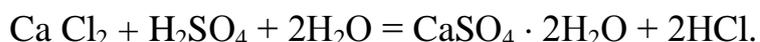
Приготовьте кирпичик для опыта 2 и сразу вымойте стакан.

Опыт 2. Карбонизация известкового раствора.

Известковый раствор, приготовленный в форме кирпичика, поместите в сухую пробирку в количестве 1-2 кирпичиков. В пробирку пропустите углекислый газ до момента появления капелек влаги на стенках пробирки. Дно пробирки слегка разогревается вследствие экзотермичности реакций карбонизации. Напишите уравнение реакции карбонизации извести.

Опыт 3. Получение кристаллов двуводного гипса

Налейте 1/4 пробирки раствора хлорида кальция и осторожно добавьте 5-6 капель концентрированной серной кислоты. Наблюдайте процесс выпадения кристалликов малорастворимого двуводного гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:



Опыт 4. Изучение кристаллов двуводного гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ под микроскопом.

Поместите на предметное стекло каплю раствора хлорида кальция и рядом каплю 2 н раствора серной кислоты. Соедините капли стеклянной палоч-

кой, подсушите на электроплитке до образования каемки на краях жидкости. Осадок поместите на столик микроскопа и наблюдайте образовавшиеся кристаллы и форму кристаллов гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ под микроскопом.

Опыт 5. Схватывание строительного гипса.

В пробирку, содержащую 3 мл воды, всыпьте 1 тигелек строительного гипса (во избежание потери гипса из совочка порошок высыпьте на лист бумаги и с помощью бумажной воронки гипс внесите в пробирку), закройте пробирку пальцем и встряхивайте непрерывно до момента схватывания, на что требуется 4-5 минут.

Напишите уравнение реакции взаимодействия строительного гипса с водой. После окончания опыта пробирку сразу вымойте водой.



Опыт 6. Приготовление цементного теста.

В фарфоровую чашку поместите 20 г цемента и налейте 5-6 мл воды. Тщательно разотрите смесь шпателем, приготовьте пластичное цементное тесто. Обратите внимание: по мере растирания увеличивается пластичность теста вследствие образования коллоидных продуктов взаимодействия цемента с водой.

Полученному цементному тесту придайте форму кирпича, размером $= 2 \times 1 \times 1,5 \text{ см}^3$ и сдайте дежурному лаборанту.

Опыт 7. Исследование щелочности цементного теста.

Небольшое количество теста, полученного в опыте 6, перенесите на часовое стекло и прилейте к нему 2-3 капли фенолфталеина. Фарфоровую чашку и часовое стекло сразу же вымойте. Почему изменилась окраска индикатора? Цементное тесто в раковину не выбрасывать!

Опыт 8. Образование $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при гидратации портландцемента и получение вытяжки портландцемента.

Насыпьте в пробирку около 1 мл порошка портландцемента и налейте 6-8 мл дистиллированной воды. Энергично встряхните содержимое пробирки. Отфильтруйте отстоявшийся раствор в другую пробирку. Разделите полученный раствор (фильтрат) на две пробирки. В одну из пробирок добавьте 10% раствор Na_2CO_3 до появления мути. Чем объясняется ее образование? В другую пробирку капнете 3-4 капли спиртового раствора фенолфталеина. Чем объясняется появление малиновой окраски?

Опыт 9. Разрушение портландцемента кислотами.

В пробирку насыпьте около 1 мл порошка цемента и прилейте 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. Смесь осторожно перемешайте стеклянной палочкой (в вытяжном шкафу). В пробирке появляется гель кремниевых кислот. Затем небольшое количество геля перенесите стеклянной палочкой в чистую пробирку, долейте 6-8 мл дистиллированной воды. Полученный

раствор разделите на две пробирки. В одну пробирку добавьте примерно 10-12 капель оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4(0,5 \text{ н})$ - так устанавливаем наличие катионов кальция в растворе. В другую пробирку налейте 10-12 капель роданида аммония. Чем объяснять появление окраски? Чем вызвано образование геля? Написать соответствующие уравнения реакций.

Опыт 10. Наличие CaCO_3 на наружной поверхности цементного камня и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ внутри камня.

Возьмите кусочек затвердевшего цементного камня и на его поверхности в одном месте капните 1-2 капли раствора фенолфталеина, а в другом 1-2 капли 10% раствора HCl . Объяснить наблюдаемое явление.

Разломите затвердевший цементный камень. На свежий излом одного кусочка капните спиртовым раствором фенолфталеина. На свежий излом другого кусочка налейте 1-3 капли 10% HCl .

Чем вызвано появление розовой окраски фенолфталеина? Почему при реакции с HCl не выделяется пузырьков газа?

Опыт 11. Физическая коррозия цемента, Выщелачивание $\text{Ca}(\text{OH})_2$ мягкими водами.

В стеклянную коническую воронку вложите бумажный фильтр и насыпьте на него слоем в 1-2 см мелкие кусочки затвердевшего цемента. Влейте 10-20 мл дистиллированной воды. Соберите фильтрат в две чистые пробирки. Затем в одну пробирку прилейте 10-12 капель $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4(0,5 \text{ н})$, а в другую добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Объясните, что происходит при фильтрации сквозь цементный камень.

Вопросы для самопроверки

1. Какие вещества называют неорганическими вяжущими?
2. Какие вяжущие вещества называют воздушными вяжущими? Почему? Приведите примеры.
3. Какие вяжущие вещества называют гидравлическими вяжущими? Почему? Приведите примеры.
4. Напишите реакцию гидратации воздушной извести.
5. Почему работать с воздушной известью следует с большой осторожностью (избегать попадания на слизистые оболочки глаз, рта, в дыхательные пути)?
6. Какое вещество находится в порах цементного камня, изготовленного из портландского цемента? Какое снаружи? Как доказать?

Библиографический список

1. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л.Глинка; под ред.А.И.Ермакова.- М.: Интеграл-Пресс, 2006.-727 с.
2. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В.Коровин. – М.: Высш.шк., 2005.-557 с.
3. Общая химия: методические указания к лабораторным работам / В.А. Гринько, Г.Ф. Дьякова, Н.А. Курочкина, В.Б. Лабинцев и др. – Вологда: ВПИ, 1979.- 57 с.
4. Воропай, Л.М. Химия: методические указания к лабораторным работам / Л.М. Воропай, С.Б. Мальцева, Г.Г. Сердюкова.- Вологда: ВоГТУ, 2003.- 29 с.
5. Мальцева, С.Б. Химия: методические указания к лабораторным работам / С.Б. Мальцева, Л.М. Воропай.- Вологда: ВоГТУ, 2008.- 39 с.

Содержание

Лабораторная работа 1. Ознакомление с некоторыми операциями лабораторной химической практики (кислотно-основное титрование)	3
Лабораторная работа 2. Химическая кинетика. Химическое равновесие	5
Лабораторная работа 3. Определение жесткости воды. Способы устранения жесткости (комплексонометрическое титрование)	10
Лабораторная работа 4. Ознакомление с некоторыми измерительными приборами (фотоэлектроколориметр, рН-метр)	13
Лабораторная работа 5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	16
Лабораторная работа 6. Электрохимическая коррозия металлов	18
Лабораторная работа 7. Качественный анализ катионов и анионов.....	20
Работа № 8. Вяжущие вещества.....	29
Библиографический список	32

Подписано в печать 06.03.2014 г. Усл. печ. л. 2,0. Тираж экз.

Печать офсетная. Бумага писчая. Заказ № _____.

Отпечатано: РИО ВоГУ, г. Вологда, ул. Ленина, 15