

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
МОСКОВСКИЙ ФИЗИКО-ТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
(ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ)



Методические материалы по
химии для учащихся 8 класса



Иннопрактика

МФТИ

2018

Авторы и составители:

Е. М. Снигирёва, Л. И. Асанова

Пособие предназначено для учащихся 8 класса, учителей химии, руководителей кружков и факультативов.

Редакторы: М. А. Тарасевич, А. Д. Рыбаков

Содержание

Общие представления о растворах	4
Демонстрационный опыт	9
Способы выражения концентрации растворов	10
Примеры решения задач	11
Задачи для самостоятельного решения	13
Практические задания	17
Практическая работа №1	17
Практическая работа №2	20
Практическая работа №3	21
Качественный анализ	22
Практическая работа №4	23
Практические задания	25
Количественный анализ	27
Демонстрационный опыт	27
Практическая работа №5	28

Общие представления о растворах

Растворы — однородные (гомогенные) устойчивые системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов.

Могут существовать растворы твёрдых, жидких и газообразных веществ в жидких растворителях, а также однородные твёрдые и газообразные растворы. Газообразными растворами являются смеси газов. Твёрдыми растворами являются многие сплавы, а также стёкла.

Переменный состав раствора означает, что соотношение количеств веществ в растворе можно непрерывно менять в определённых пределах.

В любом небольшом подобъёме вещества состав раствора одинаковый, так как в растворе частицы растворённого вещества — это отдельные молекулы или ионы, которые нельзя заметить даже с использованием микроскопа (такие растворы иногда называют истинными). Отметим также, что растворы образуются самопроизвольно, достаточно просто смешать вещество и растворитель.

В растворе различают растворитель и растворённое вещество или несколько растворённых веществ. Растворителем считается компонент, который в индивидуальном состоянии (до смешивания) имеет то же агрегатное состояние, что и раствор, тогда как растворяемое вещество может быть твёрдым, жидким или газообразным.

Если один из компонентов раствора — вода, то её обычно и считают растворителем независимо от массовых соотношений веществ в растворе (например, раствор с массовой долей азотной кислоты 65% принято считать раствором азотной кислоты в воде, а не наоборот). В других случаях при одинаковом агрегатном состоянии растворителем считают тот компонент, масса которого в растворе больше.

По *агрегатному состоянию* растворы делят на жидкие, твёрдые и газообразные. Примерами твёрдых растворов являются сплавы металлов, газообразных — воздух. Наиболее распространённые и важные в практическом отношении — жидкие растворы, среди которых различают водные (растворитель — вода) и неводные (растворитель — спирт, бензол, ацетон и др.).

Растворы по своим характеристикам занимают промежуточное положение между взвесями и химическими соединениями. Подобно химическим соединениям растворы устойчивые и однородные. Растворитель и растворённое вещество химически взаимодействуют между собой, на это указывают:

- тепловой эффект при образовании растворов;
- явление *контракции* — сокращение объёма при смешивании жидкостей. Например, при смешивании 1 дм³ воды и 1 дм³ этанола суммарный объём раствора равен не 2 дм³, а 1,93 дм³;
- изменение окраски при образовании жидких растворов (раствор бесцветных кристаллов сульфата меди (II) в воде имеет синий цвет из-за образования гидратированных ионов $\text{Cu}^{2+} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$);
- изменение свойств веществ при образовании растворов (то же происходит при образовании химических соединений).

Подобно неоднородным смесям растворы:

- не подчиняются закону постоянства состава;
- могут быть разделены на отдельные компоненты сравнительно простыми способами (например, дистилляцией).

Таким образом, растворы можно рассматривать как физико-химические системы.

Процесс растворения вещества — это также физико-химическое явление. В процессе растворения различают $Q_{\text{раств}}$ — теплоту растворения, она определяется соотношением $E_{\text{разрыва связей}}$ и $E_{\text{образования связей}}$.

Связи образуются между частицами растворяемого вещества и растворителя (энергия сольватации, для водных растворов — гидратации). Гидратную теорию растворов предложил Д. И. Менделеев. Обычно гидраты неустойчивы и существуют только в растворах, но в отдельных случаях устойчивость гидратов так высока, что выпариванием или охлаждением их можно выделить из водных растворов в виде кристаллов.

Следовательно, в зависимости от соотношения между отдельными тепловыми эффектами суммарный тепловой эффект может быть как положительным, так и отрицательным.

При растворении газов и жидкостей в воде теплота обычно выделяется (практически отсутствуют затраты энергии на разрыв межмолекулярных связей), а при растворении твёрдых веществ теплота может как выделяться, так и поглощаться.

Затраты энергии при растворении больше для веществ, имеющих атомную или ионную кристаллическую решётку, меньше — в случае твёрдых веществ молекулярного строения.

С выделением тепла в воде растворяются серная кислота и щёлочи; охлаждение раствора (поглощение энергии) наблюдается, когда в воде растворяются кристаллогидраты (нет эффекта гидратации, а происходит только процесс разрыва связей).

Различают растворы концентрированные и разбавленные. В *концентрированных* растворах относительное содержание растворённого вещества и растворителя сравнимы (различаются не более чем в 10 раз), в *разбавленных* содержание растворённого вещества намного меньше, чем растворителя.

Растворимость — способность вещества образовывать растворы. В зависимости от растворимости в воде при температуре 20 °С вещества можно разделить на:

- *неограниченно растворимые* — эти вещества смешиваются между собой в любых соотношениях (вода+спирт, ацетон+вода);
- *хорошо растворимые* (> 1 г в 100 г воды);
- *малорастворимые* (0,01–1,0 г в 100 г воды);
- *нерастворимые* (менее 0,01 г в 100 г воды).

Абсолютно нерастворимых веществ нет. Помните, что серебро, погруженное в воду, оказывает бактерицидное действие.

Растворимостью вещества в воде называется максимальное количество этого вещества, выраженное, например, в граммах, которое растворяется в некотором количестве воды (например, в 100 граммах) при некоторой температуре. Это число называют коэффициентом растворимости и обозначают буквой *S*.

Существуют кривые растворимости, на которых приводятся максимальные массы (в граммах) различных соединений, которые могут

быть растворены в 100 г воды при температурах от $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (рис. 1).

Различают растворы насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные:

- *насыщенный* — раствор, в котором при данных условиях (температура, давление) достигнут предел растворения данного вещества (больше оно не растворяется). Такой раствор находится в равновесии с растворимым веществом;
- *ненасыщенный* — содержит вещества меньше, чем это определяется его растворимостью, вещество ещё может растворяться при данных условиях (температура, давление);
- *пересыщенный* — содержит вещества больше, чем это определяется его растворимостью.

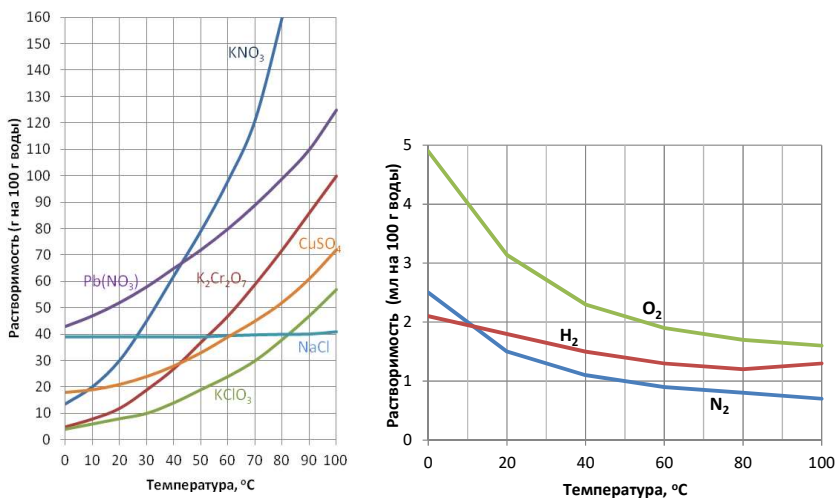


Рис. 1: Зависимость растворимости веществ от температуры

На графике (рис. 1) каждая точка на кривой растворимости представляет собой насыщенный раствор при определённой температуре. Например, график показывает, что растворение 10 г хлората калия в 100 г воды при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ приводит к образованию насыщенного раствора.

Каждая точка ниже кривой растворимости представляет собой ненасыщенный раствор. Например, раствор, содержащий 80 г нитрата ка-

лия и 100 г воды при $t = 60^\circ\text{C}$ является ненасыщенным, если охладить этот раствор до 40°C без образования твёрдых кристаллов, то получится пересыщенный при этой более низкой температуре раствор нитрата калия. Пересыщенный раствор содержит больше растворенного вещества, чем насыщенный раствор, и любое встряхивание раствора нитрата калия вызовет появление и выпадение 18 г этого вещества из раствора. Оставшаяся жидкость будет содержать 62 г растворенного вещества на 100 г воды, т.е. представлять собой стабильный, насыщенный раствор.

Понятия «насыщенный» и «ненасыщенный», с одной стороны, и «разбавленный» и «концентрированный» — с другой, не следует смешивать.

Если вещество плохо растворяется в воде, то его насыщенный раствор будет разбавленным, а если хорошо — концентрированным

Например, насыщенный раствор карбоната кальция будет разбавленным, а насыщенный раствор нитрата калия — концентрированным. Не всякий концентрированный (или разбавленный) раствор обязательно является насыщенным. Например, растворимость $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при $t = 20^\circ\text{C}$ в 100 г воды составляет 0,185 г. Такой раствор является насыщенным, но весьма разбавленным.

Если же в 100 г воды растворить 500 г SbCl_3 , то раствор будет очень концентрированным, но ненасыщенным, (растворимость 1000 г в 100 г воды).

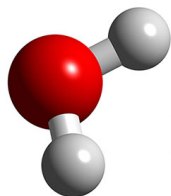
Таким образом, концентрированные и разбавленные растворы могут быть как насыщенными, так и ненасыщенными.

При определённых условиях можно получить пересыщенные растворы (например, осторожным охлаждением насыщенного нагретого раствора). Пересыщенный раствор содержит при данной температуре больше растворённого вещества, чем насыщенный. Пересыщенные растворы весьма неустойчивы.

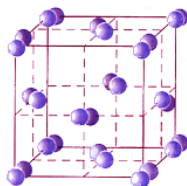
Размеры кристаллов растворяемого вещества и перемешивание влияют на скорость растворения, но не изменяют величину растворимости.

Растворимость вещества зависит от природы вещества и растворите-

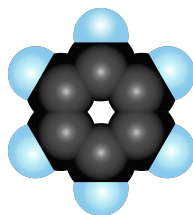
ля, их агрегатного состояния, наличия в растворе посторонних веществ, температуры, и для газов — от давления. Существует правило «*Подобное растворяется в подобном*», согласно которому ионные соединения и вещества, состоящие из полярных молекул, лучше растворяются в полярных растворителях, а вещества, состоящие из неполярных молекул, — в неполярных растворителях (см. рис. 2).



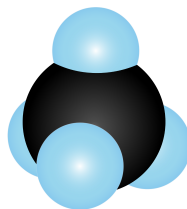
Вода



Кристаллическая решётка йода (молекулярная)



Бензол



Четырёххлористый метан

Рис. 2: Модели строения некоторых молекул

Демонстрационный опыт «Подобное растворяется в подобном»

1. Кристаллик йода помещаем в воду. Наблюдаем слабое окрашивание (неполярные молекулы йода плохо растворяются в воде, молекулы которой полярны).
2. Добавляем к водному раствору йода 1–2 мл бензола. Происходит экстракция йода в бензол. Верхний слой — бензол — окрашивается в интенсивно-бурый цвет, кристаллик йода полностью растворяется. Водный слой практически обесцвечивается.
3. Добавляем к водному раствору йода четырёххлористый метан (неполярный растворитель). Наблюдаем двухфазную систему:

верхний слой — раствор йода в воде, нижний — четырёххлористый метан. Плотность последнего больше плотности воды. После интенсивного взбалтывания йод экстрагирует в органический растворитель, окраска раствора йода в четырёххлористом метане розовая.

Способы выражения концентрации растворов

Количественными характеристиками раствора могут быть:

- массовая доля ω ;
- молярная концентрация C .

Массовая доля ω выражается как в долях единицы, так и в процентах и равна отношению массы растворенного вещества m_X к массе раствора $m_{\text{р-ра}}$:

$$\omega_X = \frac{m_X}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%.$$

Массовая доля растворенного вещества показывает, сколько граммов растворённого вещества содержится в 100 г раствора.

Массовую долю растворённого вещества в его насыщенном растворе при определённой температуре можно определить по формуле:

$$\omega = \frac{S}{S + 100} \%$$

Молярная концентрация — C — равна отношению количества растворённого вещества ν (моль) к объёму раствора V (дм³):

$$C = \frac{\nu}{V}.$$

Единица измерения молярной концентрации — моль/дм³, моль/л. Молярная концентрация показывает количество растворённого вещества в молях, содержащегося в 1 л раствора. Взаимосвязь между основными физическими величинами представлена на рис. 3.

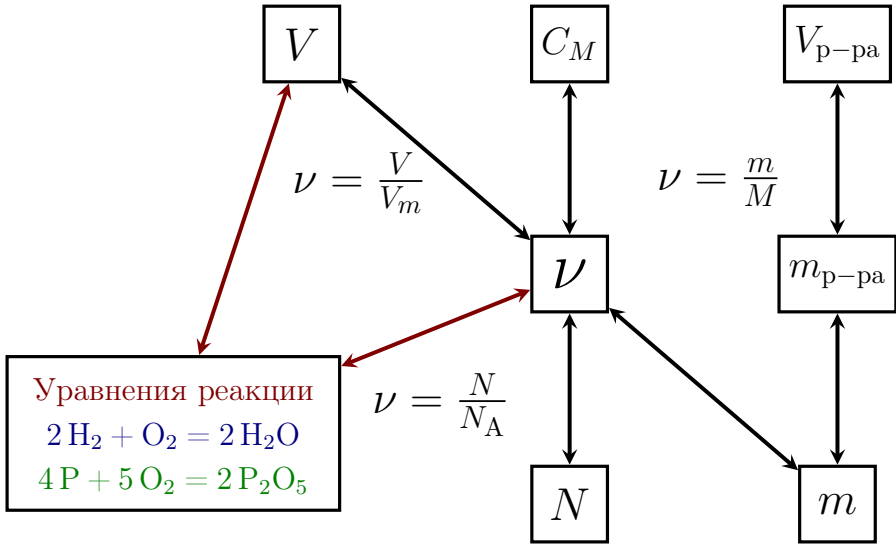


Рис. 3: Взаимосвязь между основными физическими величинами

Примеры решения задач

Задача 1. Растворимость некоторой соли при 70°C и 10°C соответственно равна 20 г и 5 г на 100 г воды. Какая масса соли (в граммах) выделится из насыщенного раствора массой 150 г при его охлаждении от 70°C до 10°C ?

Решение. Согласно данным по растворимости составляем пропорцию — из раствора массой $100 + 20 = 120$ г при охлаждении выделится $20 - 5 = 15$ г соли, тогда из раствора массой 150 г выделится x г:

$$\frac{120}{15} = \frac{150}{x},$$

откуда:

$$x = \frac{150 \cdot 15}{120} = 18,75 \text{ г} \approx 18,8 \text{ г}.$$

Ответ: $m = 18,8$ г.

Задача 2. Сколько мл соляной кислоты с массовой долей HCl 6% и плотностью $1,005 \text{ г/см}^3$ нужно взять для приготовления 1 л 0,01 M раствора HCl ?

Решение. Сначала найдём количество соляной кислоты, а затем её объём:

$$\nu_2 = V_2 \cdot C_M = 1 \cdot 0,01 = 0,01 \text{ моль},$$

$$m_{\text{в-ва}_2} = m_{\text{в-ва}_1} = \nu_2 \cdot M = 0,01 \cdot 36,5 = 0,365 \text{ г},$$

$$m_{\text{р-ра}_1} = m_{\text{в-ва}_1} \cdot \omega_1 = 0,365 \cdot 0,06 = 0,022 \text{ г},$$

$$V_1 = \frac{m_{\text{р-ра}_1}}{\rho_1} = \frac{0,022}{1,005} = 0,022 \text{ л}.$$

Ответ: $V_1 = 22$ мл.

Задача 3. Определите, какую массу сульфата натрия Na_2SO_4 необходимо взять для приготовления 200 мл раствора Na_2SO_4 с концентрацией 0,1 моль/л.

Решение. Сначала найдём количество соли, а затем её массу:

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = C \cdot V = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,02 \text{ моль},$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \nu \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,02 \cdot 142 = 2,84 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,84$ г.

Задача 4. Вычислите молярную концентрацию азотной кислоты в растворе с плотностью 1,35 г/см³ и массовой долей HNO_3 57%.

Решение. Для азотной кислоты $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль. Для раствора объёмом 100 см³ (0,1 дм³) имеем:

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}} = 100 \cdot 1,35 = 135 \text{ г},$$

$$m(\text{HNO}_3) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 135 \cdot 0,57 = 76,95 \text{ г},$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{76,95}{63} = 1,22 \text{ моль},$$

$$C(\text{HNO}_3) = \frac{\nu(\text{HNO}_3)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{1,22}{0,1} = 12,2 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: 12,2 моль/дм³.

Задачи для самостоятельного решения

Задача 1. Используя график (рис. 1), ответьте на следующие вопросы.

1. Сколько граммов нитрата калия необходимо растворить в 200 г воды при температуре $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ для получения насыщенного раствора?
2. Сколько граммов хлорида калия необходимо растворить в 100 г воды при комнатной температуре для получения насыщенного раствора?
3. В 100 г воды при температуре $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ растворили 25 г нитрата калия. Сколько граммов нитрата калия необходимо добавить в полученный раствор для того, чтобы он стал насыщенным при этой температуре?
4. Какова минимальная масса воды, которая необходима для растворения 25 г нитрата калия при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Задача 2. Какую массу воды и поваренной соли необходимо взять для приготовления 50 г 10% раствора этой соли?

Задача 3. В медицине используется так называемый «физиологический раствор», который представляет собой раствор хлорида натрия с концентрацией 0,085%. Рассчитайте, какую массу хлорида натрия и воды необходимо взять для приготовления 2 л физиологического раствора. Плотность физиологического раствора принять равной 1 г/мл.

Задача 4. В 68 г воды растворили 12 г соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

Задача 5. Рассчитайте массы воды и соли, необходимые для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли 0,25.

Задача 6. Вычислите массу воды, в которой нужно растворить 25 г сахара, чтобы получить раствор с массовой долей растворённого вещества 10%.

Задача 7. Уксусной эссенцией называют 70 – 80% водный раствор уксусной кислоты. В 400 г воды растворили 100 г 80% уксусной эссенции. Определите массовую долю уксусной кислоты в полученном растворе.

Задача 8. Столовый уксус представляет собой 3–15% водный раствор пищевой уксусной кислоты. Какую массу воды надо добавить к 5 г 70%-ной уксусной эссенции для получения 3% столового уксуса?

Задача 9. К 200 г 3% столового уксуса добавили 20 г 70% уксусной эссенции. Определите массовую долю уксусной кислоты в полученном растворе.

Задача 10. Антифризами называются жидкости, не замерзающие при низких температурах. Примером антифриза может служить смесь этиленгликоля с водой. Какую массу этиленгликоля надо растворить в воде объёмом 5 л для получения антифриза, массовая доля этиленгликоля в котором составляет 75%?

Задача 11. В 200 мл воды растворили 25 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Определите массовую долю безводного сульфата меди в растворе.

Задача 12. Вычислить процентное содержание безводной соли в растворе, полученном растворением 0,01 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ в одном моле воды.

Задача 13. Какую массу $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 350 г 20% раствора силиката натрия (в расчёте на безводную соль)?

Задача 14. В одном объёме воды растворено 300 объёмов хлороводорода при нормальных условиях (н. у.). Определите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

Задача 15. К 300 мл раствора гидроксида калия плотностью $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ с массовой долей КОН 20% прибавили гидроксид калия КОН массой 40 г. Определите массовую долю КОН в полученном растворе.

Задача 16. К 200 мл раствора серной кислоты с $C = 2$ моль/л добавили 300 мл воды. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора серной кислоты.

Задача 17. Раствор объёмом 0,5 л содержит гидроксид калия КОН массой 14 г. Определите молярную концентрацию этого раствора.

Задача 18. Смесь алюминия и меди массой 9,2 г обработали раствором гидроксида натрия с массовой долей NaOH 48% и плотностью 1,5 г/мл. При этом выделился газ объёмом 5,6 л. Определите объём раствора щелочи, израсходованный на проведение реакции.

Задача 19. Какой объём 98% серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 1 л 1 М раствора?

Задача 20. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном растворением 120 л SO_2 в 10 л воды. (Оксиды реагируют с водой, если образующийся гидроксид (H_2SO_3) растворим!)

Задача 21. Плотность раствора гидроксида натрия равна $1,1 \text{ г/см}^3$, а его массовая доля составляет 10%. Сколько граммов NaOH потребуется для приготовления 40 мл такого раствора? Какова его молярная концентрация?

Задача 22. Какой объём 20% раствора HCl плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$ нужно добавить к 4 литрам 0,6 М раствора HCl для получения 1 М раствора?

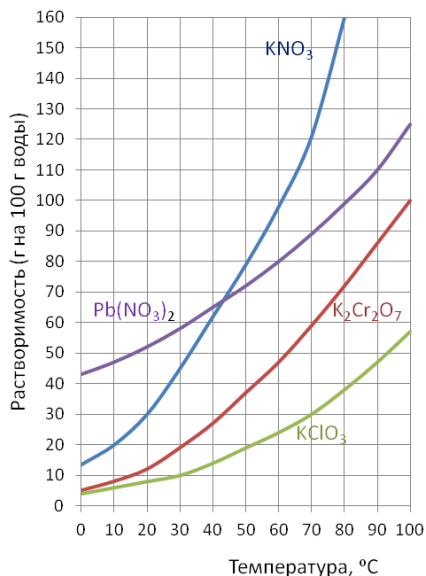


Рис. 4: Зависимость растворимости некоторых солей от температуры

Задача 23. На рис. 4 представлена зависимость растворимости некоторых солей в воде от температуры. Используя график, определите:

- массовую долю хлората калия в насыщенном растворе при температуре $70\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- массовую долю нитрата свинца в насыщенном растворе при температуре $90\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- массовую долю нитрата калия в насыщенном растворе при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- массу нитрата свинца, которая выпадет в осадок из 300 г насыщенного при $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ раствора при его охлаждении до $60\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- массу нитрата калия, которая выпадет в осадок из 150 г насыщенного при $70\text{ }^{\circ}\text{C}$ раствора при его охлаждении до $50\text{ }^{\circ}\text{C}$.

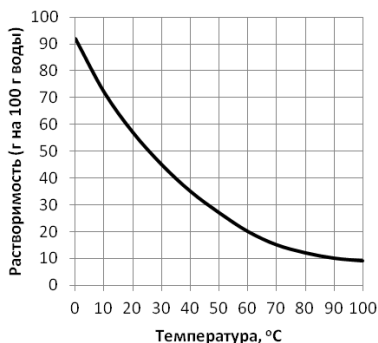


Рис. 5: Зависимость растворимости аммиака от температуры

Задача 24. На рис. 5 представлена зависимость растворимости аммиака в воде от температуры. Используя график, определите:

- массовую долю аммиака в насыщенном растворе при температуре $60\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- объём (н. у.) аммиака, который следует растворить в 1 л воды при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ для получения насыщенного раствора.

Задача 25. Имеется насыщенный при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ раствор нитрата калия. Выполните следующие задания.

1. Используя кривые растворимости, определите массовую долю нитрата калия в этом растворе.
2. Предложите *два* способа, с помощью которых можно пригото-

вить из имеющегося насыщенного раствора нитрата калия ненасыщенный раствор.

3. Укажите, как изменится при этом в обоих случаях массовая доля растворенного вещества? Ответ обоснуйте.

Задача 26. Известно, что некоторая соль при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ имеет массовую долю в насыщенном растворе, равную 60%. Выполните следующие задания.

1. Пользуясь кривыми растворимости, установите эту соль.
2. Предложите *два* способа, с помощью которых из исходного насыщенного раствора можно получить ненасыщенный раствор, в котором массовая доля соли будет больше, чем в исходном растворе.
3. Обоснуйте, за счёт чего в каждом случае произойдет увеличение массовой доли растворённой в растворе соли.

Практические задания

Задание 1. Необходимо приготовить 100 мл 0,01 М раствора хлорида калия. Проведите необходимые расчёты и опишите последовательность ваших действий.

Задание 2. В вашем распоряжении имеются 20% раствор серной кислоты плотностью $1,14\text{ г/см}^3$ (раствор 1), вода, мерная посуда (мерный цилиндр или прокалиброванная пробирка), воронка, колба для вашего раствора (раствор 2). Приготовьте 60 г 12% раствора серной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию и плотность приготовленного раствора.

Составьте отчёт по проделанной работе.

Практическая работа №1. «Тепловые эффекты при растворении. Определение растворимости кристаллических веществ»

Прежде, чем приступить к выполнению практической работы, выполните следующее задание.

Задача 27^[6]. При растворении некоторых веществ температура раствора понижается. Этот процесс является эндотермическим. При эндотермическом растворении (выберите правильный ответ):

- а) энергия, выделяющаяся при взаимодействии между молекулами растворителя и растворённого вещества больше, чем энергия, поглощающаяся при разрушении связей между молекулами растворённого вещества;
- б) энергия поглощающаяся, при разрушении связей между частицами растворённого вещества больше, чем энергия выделяющаяся, при взаимодействии молекул растворителя с частицами растворённого вещества;
- в) энергия, поглощающаяся при разрушении связей между молекулами растворённого вещества больше, чем энергия, поглощающаяся при разрушении связей между молекулами растворителя;
- г) энергия, выделяющаяся при разрушении связей между молекулами растворителя больше чем энергия, выделяющаяся при образовании связей между молекулами растворённого вещества и растворителя.

Оборудование и реактивы: весы, химические стаканы, магнитные мешалки, термометры спиртовые или датчики измерения температуры (цифровые лаборатории), шпатели, мерные цилиндры, пипетка. Дистиллированная вода, кристаллические вещества (любые растворимые соли, например: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, CuSO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, KNO_3 , CaCl_2).

Задание

Продумайте, как, используя данное оборудование, определить растворимость выданного кристаллического вещества?

Ход работы

Наполняем мерный цилиндр водой до верхней отметки. Измеряем и записываем температуру воды в цилиндре. Берём навеску соли с максимально возможной точностью в химическом стакане и записываем массу навески (5 – 8 г). Помещаем в стакан якорь магнитной мешалки и обнуляем весы. Перемещаем стакан на платформу мешалки и осторожно, небольшими мелкими порциями добавляем воду пипеткой из мер-

ного цилиндра при постоянном перемешивании содержимого стакана. Ваша цель — добиться растворения твёрдой фазы в минимальном объёме воды.

По ходу выполнения работы проведите несколько измерений температуры, отметьте её максимальное изменение, по сравнению с исходной температурой воды.

После полного растворения твёрдой фазы, переместите стакан на весы и запишите массу воды, в которой удалось растворить навеску соли. Проверьте полученный результат по объёму воды, оставшейся в цилиндре в конце эксперимента. Рассчитайте по вашим данным растворимость соли на 100 г воды. Если выданное вам вещество представляет собой кристаллогидрат, то пересчитайте массу в расчёте на безводную соль. Сравните полученное значение со справочным (таблица 1).

Ионы	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺
Cl ⁻	34	36	74,5	36	55	46	367	74
SO ₄ ²⁻	11,1	2 · 10 ⁻⁴	0,2	19	35	38	54	21
HSO ₄ ⁻	49	?	?	28	?	?		?
NO ₃ ⁻	32	9,1	129	88	73	62,6	119	125
PO ₄ ³⁻	98,5			13				
HPO ₄ ²⁻	160		0,02	7,7				
H ₂ PO ₄ ⁻	22,6			85				?
CH ₃ COO ⁻		70	34,7	46	63		30	
CO ₃ ²⁻		2 · 10 ⁻³	7 · 10 ⁻⁴	22		?	10 ⁻⁵	10 ⁻⁵
HCO ₃ ⁻				9,6		?		?

Таблица 1: Растворимость некоторых веществ в воде при 20 °С
(г вещества в 100 г воды)

Рассчитайте погрешность своего определения растворимости в %. Чем, по вашему мнению, может быть вызвана полученная погрешность?

Рассчитайте массовую долю безводной соли в полученном растворе.

Данные эксперимента можно представить в виде таблицы 2.

Формула соли	масса навески, г	объём воды, мл	температура воды	максимальная измеренная температура при растворении	растворимость, г/100 г воды	
					эксп.	справ.

Таблица 2: Результаты эксперимента

Заполните на доске сводную таблицу по изменению температур при растворении различных веществ. Сделайте вывод о соотношении энергии кристаллических решёток и энергии гидратации в каждом случае. Обратите внимание, что растворение кристаллогидратов происходит, в основном, с эндотермическим эффектом.

Переместите ваш раствор в сосуд с плотной пробкой, закройте сосуд, подпишите и оставьте для следующей работы.

Практическая работа №2. «Построение графиков взаимодействия плотности растворов от концентрации»

Оборудование и реактивы: весы, химический стакан, стеклянные палочки, мерные пробирки и пипетки или бюретки. Раствор соли известной концентрации, дистиллированная вода.

Задание

Постройте график зависимости (не менее четырёх точек) плотности от массовой доли соли в растворе. Используя исходный раствор, воду и выданное оборудование, проведите необходимые измерения. Проанализируйте полученную зависимость. Используя данные по плотности (график), рассчитайте молярную концентрацию 10% и 20% растворов. Выведите формулу для расчёта молярной концентрации раствора исходя из массовой доли растворённого вещества.

Ход работы

Измерьте массу и объём исходного раствора, рассчитайте плотность. Приготовьте растворы с меньшей массовой долей соли путём последовательных разбавлений. Обратите внимание, что добавляя воду, вы

можете найти массу раствора, не прибегая к дополнительным измерениям, суммируя массы исходного раствора и добавленной воды, но объём раствора необходимо измерять после каждого разбавления.



Рис. 6: Набор ареометров

Плотность раствора можно определить с помощью ареометра, который представляет собой стеклянную трубку, в нижней части которой находится дробь для достижения необходимой массы. В верхней, узкой части находится шкала, которая проградуирована в значениях плотности раствора (см. рис. 6). После измерения плотности, по соответствующим таблицам или графикам находят концентрацию раствора, однако отметим, что такой способ определения концентрации является довольно грубым.

Практическая работа №3. «Кристаллизация солей из пересыщенных растворов»

Оборудование и реактивы: калькуляторы, спиртовки, спички, держатели для пробирок, цифровые лаборатории, датчики температуры, спиртовые термометры, весы, штативы с пробирками, стеклянные палочки, шпатели, капельницы. Дистиллированная вода, кристаллические вещества: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

Задание

Продумайте, как, используя данное оборудование, получить пересыщенные растворы солей.

Ход работы

Используя справочные данные по растворимости при различных температурах, готовим насыщенные растворы выданных солей при нагревании до $70 - 80\text{ }^{\circ}\text{C}$. Убедившись в отсутствии не растворившейся фазы и чистоте полученного раствора, оставляем его для охлаждения до комнатной температуры. Помещаем в охлаждённый раствор термометр или датчик температуры. Если кристаллизация не начинается, то вносим небольшой кристалл той же соли. Фиксируем значительный экзотермический эффект, связанный с образованием кристаллической решётки и переход системы в устойчивое состояние — кристаллы и насыщенный раствор при данной температуре.

Качественный анализ

Соли и щёлочи — твёрдые вещества с ионным типом кристаллических решёток.

При растворении в воде таких веществ образуются ионы, окружённые молекулами воды, так называемые гидратированные ионы (см. рис. 7).

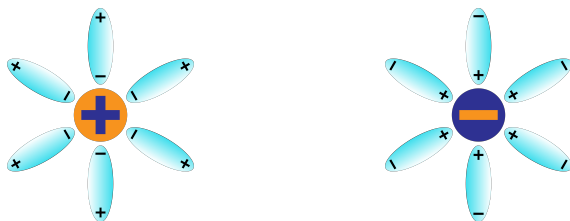


Рис. 7: Гидратированные ионы

Многие из них окрашены:



При смешении растворов, содержащих различные ионы, могут происходить реакции, приводящие к образованию нерастворимых соединений.

Пример. Возьмём свежеприготовленный раствор, содержащий ионы Fe^{2+} (любую растворимую соль двухвалентного железа), например, FeSO_4 (в таком растворе содержатся ионы Fe^{2+} и SO_4^{2-}) и добавим к нему раствор щёлочи, например, гидроксида натрия (раствор, содержащий ионы Na^+ и OH^-). Между ионами Fe^{2+} и OH^- происходит взаимодействие, приводящее к связыванию ионов с образованием, в данном случае, нерастворимого соединения — гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Реакции ионного обмена в растворах записываются в виде следующих уравнений:

$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ — сокращённое ионное уравнение;

$\text{FeSO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ — молекулярное уравнение;

$\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ — полное ионное уравнение.

Практическая работа №4. «Реакция ионного обмена. Идентификация растворов солей»

Оборудование и реактивы: штативы с пробирками, растворы солей, содержащих ионы (см. таблицу 3). Штатив с растворами солей в пронумерованных пробирках для идентификации: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, AgNO_3 , CdSO_4 , K_2CrO_4 , Na_2S , KI .

Задание

Используя растворы солей и щёлочи, получите нерастворимые соединения (пустые ячейки таблицы 3) и укажите их цвет.

Запишите сокращённые ионные и молекулярные уравнения происходящих реакций.

Катионы Анионы	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cd^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+
OH^-									—
Br^-	р	р	р	р	р	р	м	р	
I^-	реар	р	реар	р	р	р		реар	
S^{2-}	—		реар						
CrO_4^{2-}	?	?	н	н	н	н	н	н	
PO_4^{3-}	н	н	н	н	н	н	н	н	

Таблица 3: Растворимость некоторых солей и оснований

Используя данные выполненной работы (таблица 4), идентифицируйте растворы солей, выданных вам в пронумерованных пробирках 1–6, не применяя дополнительных реактивов.

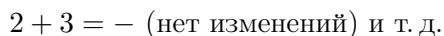
Катионы Анионы	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cd^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+
OH^-	н	н	н	н	н	н	н	н	—
Br^-	р	р	р	р	р	р	м	р	н
I^-	реар	р	реар	р	р	р	н	реар	н
S^{2-}	—	н	реар	н	н	н	н	н	н
CrO_4^{2-}	?	?	н	н	н	н	н	н	н
PO_4^{3-}	н	н	н	н	н	н	н	н	н

Таблица 4: Растворимость и цвет некоторых солей и оснований

Растворы солей:

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	AgNO_3	CdSO_4	K_2CrO_4	Na_2S	KI
--------------------------------------	-----------------	-----------------	--------------------------	-----------------------	-------------

Самостоятельно составьте план анализа. Для удобства работы можно использовать следующую схему:



Отчёт представьте в виде таблицы:

Штатив №...			
№ Пробирки	Раствор соли	№ Пробирки	Раствор соли
1.		4.	
2.		5.	
3.		6.	

План выполнения анализа может быть представлен в виде следующей схемы:

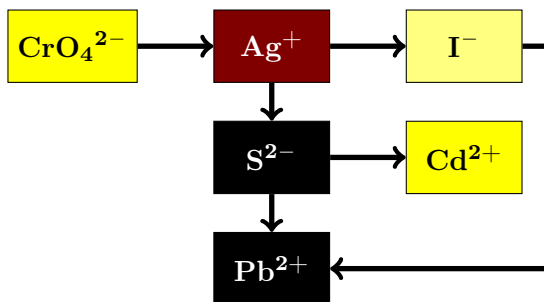


Рис. 8: Схема анализа

Практические задания

Задание 1. В трёх склянках без этикеток находятся растворы веществ: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , MgCl_2 . Выполните следующие задания.

- Предложите два способа распознавания этих веществ химическим путем, используя реактивы из следующего списка: растворы NaOH , K_2SO_4 , HCl , H_2SO_4 , AgNO_3 . Для каждого способа составьте план проведения эксперимента в виде таблицы.

Способ 1.

Реактивы	Ba(NO ₃) ₂	Na ₂ CO ₃	MgCl ₂

Способ 2.

Реактивы	Ba(NO ₃) ₂	Na ₂ CO ₃	MgCl ₂

2. Сравните выбранные вами способы распознавания веществ в соответствии с критериями, представленными в таблице, и оцените степень рациональности каждого из предложенных способов, заполнив таблицу 5 (поставьте «+» или «-» по каждому критерию).

Критерий рациональности способа распознавания	Способ 1	Способ 2
Минимальный расход реактивов		
Минимальное время распознавания		
Реальная возможность проведения опыта		
Отсутствие однотипных результатов у разных веществ при использовании одного и того же реактива (выпадение одинаковых по виду осадков и т. п.)		

Таблица 5

3. Выберите и обоснуйте наиболее рациональный, с вашей точки зрения, способ определения предложенных веществ.
4. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе распознавания веществ в соответствии с выбранным вами способом, укажите признаки протекающих реакций.

Задание 2. В трёх склянках без этикеток находятся растворы веществ: NH₄NO₃, K₂SO₃, MgSO₄. Выполните следующие задания.

1. Предложите два способа распознавания этих веществ химическим путем, используя реактивы из следующего списка: растворы NaOH, K₂CO₃, HCl, H₂SO₄, K₃PO₄. Для каждого способа составьте план проведения эксперимента в виде таблицы.

Способ 1.

Реактивы	MgSO ₄	NH ₄ NO ₃	K ₂ SO ₃

Способ 2.

Реактивы	MgSO ₄	NH ₄ NO ₃	K ₂ SO ₃

- Сравните выбранные вами способы распознавания веществ в соответствии с критериями, представленными в таблице, и оцените степень рациональности каждого из предложенных способов, заполнив таблицу 5 (поставьте «+» или «-» по каждому критерию).
- Выберите и обоснуйте наиболее рациональный, с вашей точки зрения, способ определения предложенных веществ.
- Составьте уравнения реакций, лежащих в основе распознавания веществ в соответствии с выбранным вами способом, укажите признаки протекающих реакций.

Количественный анализ

Демонстрационный опыт «Приготовление раствора HCl с концентрацией 0,1000 моль/л из фиксанала»

Для приготовления раствора точно известной концентрации используют фиксаналы (стандарт-титры). Фиксаналы — это стеклянные ампулы, содержащие вещества в строго определённом количестве (обычно

0,1 моль). Ампулы разбивают специальным бойком, вставленным в воронку и количественно переносят содержимое в мерную колбу объёмом 1 л. В результате получают раствор вещества с точной молярной концентрацией 0,1000 моль/л.

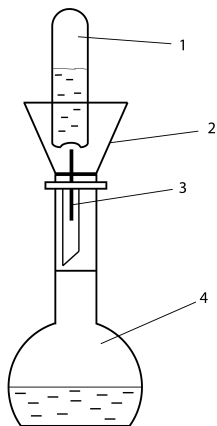


Рис. 9: Приготовление раствора точной концентрации из фиксанала; 1 — ампула с растворяемым веществом, 2 — воронка, 3 — стеклянный боёк с утолщением, 4 — мерная колба

Готовим 0,1000 моль/л раствор HCl и используем его для следующей практической работы.

Практическая работа №5. «Приготовление раствора щёлочи по приблизительной навеске и установление его концентрации методом кислотно-основного титрования»

Часть №1. Приготовление раствора щёлочи по приблизительной навеске.

Оборудование и реактивы: весы, мерная колба, воронка, шпатель, NaOH (тв.), дистиллированная вода.

Задание

Рассчитайте массу NaOH , необходимую для приготовления 100 мл раствора с концентрацией 0,1 моль/л. Возьмите навеску, близкую к рас-

считанной величине количественно, поместите её в мерную колбу, используя воронку (добавляйте воду, смывая вещество с воронки в колбу). Когда колба будет заполнена примерно наполовину, закройте её пробкой и тщательно перемешайте для полного растворения твёрдой фазы. Доведите объём раствора до метки (рисунок 11), аккуратно добавляя воду.

Пересчитайте концентрацию NaOH с учётом реально взятой навески вещества (исходя из предположения, что используемая щёлочь не содержит примесей).

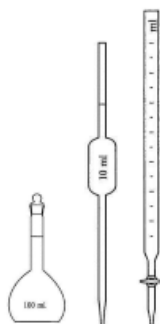


Рис. 10: Мерная посуда: мерная колба, пипетка Мора, бюретка

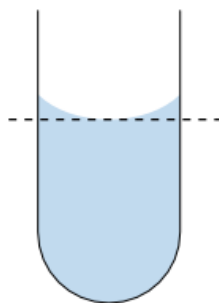


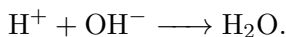
Рис. 11: Измерение уровня прозрачного водного раствора в стекле

Часть №2. Установление концентрации раствора щёлочи методом кислотно-основного титрования.

Оборудование и реактивы: бюретка с воронкой, стаканчик, мерная пипетка (на 5 или 10 мл), груша, магнитная мешалка, 3 конические колбы, раствор HCl с концентрацией 0,1000 моль/л, фенолфталеин, дистиллированная вода.

Задание

Реакция между хлороводородной кислотой и щёлочью относится к реакциям ионного обмена и приводит к связыванию ионов H^+ и OH^- с образованием молекул воды:



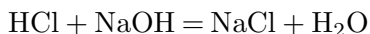
В этом случае мы не наблюдаем явных признаков химической реакции, которые свидетельствуют об образовании новых веществ — ино-

го агрегатного состояния, изменения цвета и т. д. Однако, используя определённые индикаторы, можно зафиксировать момент окончания данной реакции, когда ионы, например, щёлочи (OH^-), будут полностью связаны соответствующими ионами кислоты (H^+).

Из мерной колбы при помощи мерной пипетки с грушей берём порции раствора щёлочи строго определённого объёма, так называемые *аликвоты*, и помещаем каждую в коническую колбу. Наша цель — уточнить концентрацию щёлочи, используя раствор HCl известной концентрации, приготовленный из фиксанала. Продумайте ход вашей дальнейшей работы самостоятельно.

Ход работы

Сливаем воду из бюретки, споласкиваем её раствором HCl , убеждаемся в отсутствии пузырьков воздуха в нижней части бюретки и устанавливаем уровень раствора по нулевой отметке (рисунок 11), используя дополнительный стакан. Снимаем воронку с бюретки (Для чего?) — бюретка готова к работе. Устанавливаем под бюреткой коническую колбу с аликвотой щёлочи, добавляем 1–2 капли фенолфталеина, перемешиваем раствор. Цвет исходного раствора — розовый. Добавляем в колбу раствор кислоты из бюретки при постоянном перемешивании. Этот процесс называется титрованием. Перемешивать можно вручную или автоматически, установив колбу на магнитную мешалку. Титрование заканчиваем, когда происходит резкое обесцвечивание раствора в колбе. Записываем объём израсходованного на титрование раствора кислоты в бюретке с точностью 0,02 мл. Повторяем титрование ещё 2 раза, вычисляем средний объём и рассчитываем точную концентрацию щёлочи. Из уравнения



видно, что число моль кислоты и щёлочи одинаково:

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

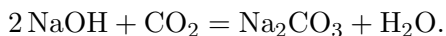
Таким образом, зная точную концентрацию соляной кислоты $C_{\text{HCl}} = 0,1000$ моль/л, затраченный на титрование средний объём кислоты V_{HCl} , объём аликвоты раствора щёлочи V_{NaOH} (5,00 или 10,00 мл —

см. объём пипетки), находим искомую концентрацию щёлочи:

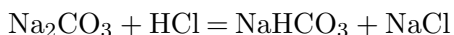
$$C_{\text{NaOH}} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}.$$

Сравниваем найденное значение концентрации гидроксида натрия со значением, рассчитанным из предположения, что кристаллический гидроксид натрия не содержал примесей. Совпадают ли эти значения? Как вы думаете, с чем могут быть связаны причины расхождения между рассчитанной и определённой с помощью титрования концентрацией щёлочи?

Причина этого расхождения может быть вызвана тем, что при хранении гидроксид натрия, как и другие щёлочи, поглощает водяные пары из воздуха (щёлочи являются гигроскопичными веществами) и, кроме того, взаимодействует с содержащимся в воздухе углекислым газом по уравнению:



Информация для учителя. При титровании с фенолфталеином невозможно учесть долю примесного карбоната в щёлочи, т. к. точка эквивалентности реакции



тоже лежит в интервале перехода окраски фенолфталеина. Однако, если продолжить титрование с метилоранжем, то по затраченному объёму раствора кислоты до изменения окраски последнего, мы сможем зафиксировать точку эквивалентности реакции



Далее, по полученным данным вычисляем содержание карбоната в щёлочи.

Список литературы

1. *Алексинский В. Н.* Занимательные опыты по химии. — М.: Химия, 1978.
2. *Аликберова Л. Ю., Рукк Н. С.* Занимательная химия: книга для учащихся, учителей и родителей. — М.: АСТ-ПРЕСС, 2002.
3. *Ольгин О. М.* Опыт без взрывов. — М.: Химия, 1995.
4. *Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю.* Занимательные задания и эффектные опыты по химии. — М.: Дрофа, 2008.
5. *Штремплер Г. И., Хохлова А. И.* Методика решения расчётных задач по химии. — М.: Просвещение, 2001.
6. International Junior Science Olympiad 2012 г.
7. <http://periodictable.ru>
8. <http://chemistry-chemists.com>