Д. С. Исаев
СШ № 43, Тверь

ПРАКТИКУМЫ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА в XI классе*

Напоминаем, что в XI классе в течение учебного года предусматривается проведение двух практикумов (табл. 1): первый — практические работы № 1–5 — выполняют после изучения темы «Органические вещества» (аминокислоты, белки, нуклеиновые кислоты, высшие молекулярные соединения), учения о периодичности (периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, состояние электрона в атоме, изотопы, степень окисления, валентность, периодическое изменение свойств элементов), учения о строении вещества (виды химических связей и типы кристаллических решеток, геометрия молекул, гибридизация, теория химического строения А. М. Бутлерова), учения о химических реакциях (классификация химических реакций, химико-термодинамические расчеты, скорость реакции, химическое равновесие); второй практикум — практические работы № 6–11 — после изучения темы «Процессы в водных растворах» (способы выражения состава раствора, свойства растворов электролитов и неэлектролитов, pH раствора, растворимость, гидролиз, окислительно-восстановительные реакции, электролиз, комплексообразование) и темы «Вещества и их свойства» (металлы, неметаллы, кислоты, основания, амфолиты, генетическая связь органических и неорганических соединений).

Приведу описания практических работ № 3–5, которые мало адаптированы для школьных условий.

Практическая работа №3. «ЦЕПОЧКА ПРЕВРАЩЕНИЙ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ»

Введение. В данной работе необходимо осуществить количественное превращение этилового спирта в уксусный альдегид, а затем в уксусную кислоту, а также определить выход продукта от теоретически возможного на каждой стадии превращения. Один из способов получения альдегидов из спиртов — окисление последних, в частности, оксидом меди(II) при постоянном нагревании. Чтобы перевести уксусный альдегид в кислоту, проводят его окисление перманганатом калия. Причем эта же реакция может дать количественное представление о содержании альдегида в растворе. Для этого проводят окислительно-восстановительное титрование исследуемого раствора стандартным раствором перманганата калия до появления характерной окраски (в ходе реакции происходит обесцвечивание раствора перманганата калия, но в конечной точке титрования лишняя капля раствора приведет к появлению окраски). Концентрацию полученной в ходе реакции окисления кислоты определяют кислотно-основным титрованием стандартным раствором щелочи.

Реактивы и оборудование: этиловый спирт, речной песок; оксид меди(II), дистил-

* Продолжение. Начало см.: Химия в школе. — 2001. — № 9. — С. 53–58; № 10. — С. 58–64; 2002. — № 1. — С. 64–68.

Таблица 1

Содержание практикумов и цели практических работ

Название работы	Цель работы
1. Исследование свойств белков	Закрепить знания учащихся по теме «Белки»; установить факторы, влияющие на коагуляцию белков; научить экспериментально определять содержание свободных аминокислот и буферную емкость белковых растворов
2. Распознавание пластмасс и волокон (контрольная экспериментальная работа)	Научить учащихся распознавать пластмассы и волокна по физическим и химическим свойствам
3. Цепочка превращений органических веществ	Систематизировать знания учащихся о превращениях основных классов органических соединений; определить выход продукта реакции от теоретически возможного на каждой стадии превращения этилового спирта в уксусный альдегид и далее в уксусную кислоту; ознакомить учащихся с кислотно-основным титрованием
4. Изучение устойчивости дисперсных систем	Закрепить знания о свойствах дисперсных систем на примере молока и гидроксида железа(III); научить получать золь и определять порог коагуляции золя гидроксида железа(III) и молока
5. Определение энтальпии реакции нейтрализации	Дать экспериментальное подтверждение существованию теплового эффекта реакций; установить экзотермический характер реакции нейтрализации (сильной кислоты сильным основанием, сильной кислоты слабым основанием, слабой кислоты сильным основанием, слабой кислоты слабым основанием)
6. Изучение гидролиза	Закрепить знания учащихся о гидролизе; подтвердить экспериментально теоретические представления о гидролизе солей
7. Изучение скорости электролиза растворов кислот, щелочей и солей	Закрепить знания учащихся об электролизе; определить факторы, влияющие на скорость электролиза растворов различных веществ
8. Получение комплексных соединений и изучение их свойств	Ознакомить учащихся с методами получения комплексных солей; изучить свойства некоторых комплексных соединений
9. Цепочка превращений органических веществ	Систематизировать знания учащихся о превращениях основных классов неорганических соединений; определить выход продукта реакции от теоретически возможного на каждой стадии превращения
10. Определение физико-химических показателей почвы	Научить экспериментально определять некоторые из показателей качества почвы
11. Определение физико-химических показателей воды	Научить экспериментально определять некоторые из показателей качества воды

лированная вода, снег или лед, 0,01 М раствор щелочи, 0,01 М раствор перманганата калия, фенолфталеин; установка для получения альдегида, спички, химические стаканы (2 шт.), бюретки для титрования (2 шт.), вата, колбы для титрования.

Порядок и техника проведения работы

1. Соберите установку для получения уксусного альдегида из этилового спирта (рис. 1.).

2. Получите уксусный альдегид. Для этого в пробирку налейте 1,5 мл этанола и насыпьте чистый речной песок так, чтобы он впитал спирт. Пробирку укрепите горизонтально. Рядом с песком насыпьте немного оксида меди(II). Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку-приемник с небольшим количеством дистиллированной воды (10 мл). Пробирку-приемник погрузите в стакан с холодной водой (охлаждение воды можно провести добавлением в нее льда или снега).

Сильно накалите оксид меди(II). Пламя время от времени переносите на песок, про-

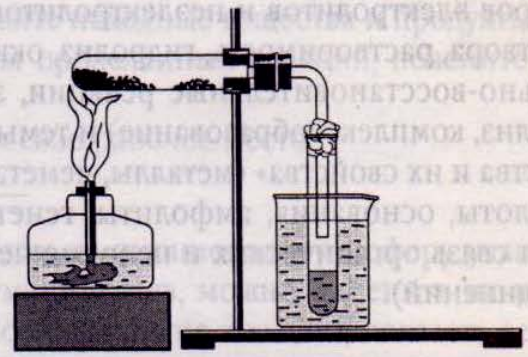


Рис. 1. Получение уксусного альдегида окислением этанола оксидом меди(II)

питанный спиртом. Пары спирта, проходя над нагретым оксидом меди(II), окисляются до уксусного альдегида, который поглощается водой. Оксид меди(II) восстанавливается до меди.

3. Составьте уравнение реакции получения уксусного альдегида из этилового спирта с участием оксида меди(II).

4. В полученном растворе уксусного альдегида установите его концентрацию. Для этого проведите окислительно-восстановительное титрование раствора альдегида стандартным раствором перманганата калия до появления заметной на белом фоне характерной окраски перманганата. Определите объем израсходованного раствора перманганата калия. Составьте уравнение реакции окисления уксусного альдегида до уксусной кислоты раствором перманганата калия. Используя полученные данные, рассчитайте концентрацию альдегида в исследуемом растворе (при расчетах учтите количественные соотношения исходных и образующихся веществ по уравнению реакции).

5. Рассчитайте выход уксусного альдегида от теоретически возможного.

6. В полученном растворе уксусной кислоты установите ее концентрацию, проведя титрование щелочью с использованием фенолфталеина (при расчетах учтите количественные соотношения исходных веществ и продуктов реакции окисления уксусного альдегида до кислоты). Составьте уравнение реакции взаимодействия уксусной кислоты со щелочью.

7. Рассчитайте выход уксусной кислоты из уксусного альдегида.

8. Оформите результаты работы.

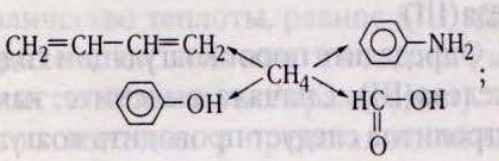
9. Сделайте вывод.

10. Выполните задание.

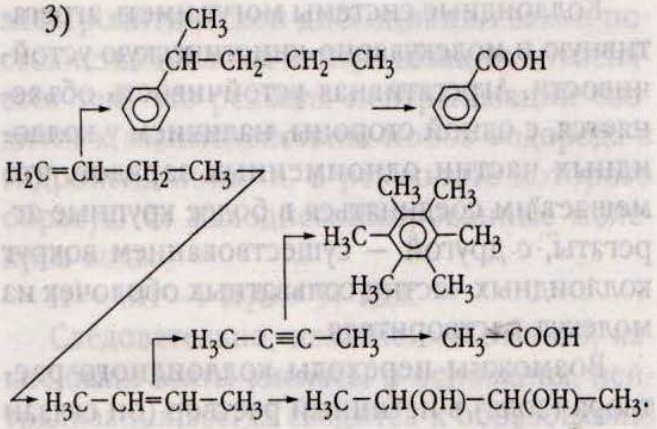
Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим цепочкам превращений:

1)

;

2) 

;

3) 

Практическая работа № 4. «ИЗУЧЕНИЕ УСТОЙЧИВОСТИ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ»

Введение. Дисперсными системами называют системы, состоящие из дисперсной фазы (раздробленного вещества) и дисперсионной среды (растворителя). Примером могут служить дым, туман, взвеси различных частиц (глина в воде) и т. д.

Дисперсные системы классифицируют по размеру частиц раздробленного вещества, или, как говорят, по степени дисперсности в дисперсионной среде.

По степени дисперсности системы разделяют на суспензии и эмульсии, коллоидные и истинные растворы. *Суспензии* и *эмульсии* относят к системам, в которых радиус частиц дисперсной фазы больше 10^{-4} см. Они, как правило, неустойчивы, т. е. не остаются долго во взвешенном состоянии в жидкой среде, а выпадают под действием силы тяжести на дно сосуда. С повышением степени дисперсности, а именно с уменьшением количества атомов, составляющих частицы дисперсной фазы, дисперсные системы приобретают новые качества.

Так, если частицы имеют радиус от 10^{-4} до 10^{-7} см, то они находятся в непрерывном хаотическом движении, вследствие чего обладают способностью к диффузии. Из-за непрерывного движения частиц такие системы кинетически устойчивы и в проходящем свете прозрачны, в отличие от суспензий. Подобного рода дисперсные системы называют *коллоидными растворами.*

Коллоидные системы могут иметь агрегативную и молекулярно-кинетическую устойчивости. Агрегативная устойчивость объясняется, с одной стороны, наличием у коллоидных частиц одноименных зарядов, что мешает им соединяться в более крупные агрегаты, с другой — существованием вокруг коллоидных частиц сольватных оболочек из молекул растворителя.

Возможны переходы коллоидного раствора (золя) в истинный раствор (он связан с увеличением степени дисперсности) и в гель (процесс идет за счет слипания мицелл, ведущего к увеличению размера коллоидных частиц). Последнее явление называют коагуляцией. Частицы сначала становятся видимыми в микроскоп, а затем по мере роста они делаются настолько крупными, что выпадают в осадок. Внешне коагуляция часто сопровождается появлением мути, изменением окраски коллоидных растворов и, наконец, образованием осадка. Явление выпадение дисперсной фазы в осадок под действием силы тяжести называют седиментацией (оседанием).

Коагуляция может наступить при действии на коллоидную систему различных по своей природе факторов, таких, как введение электролитов или неэлектролитов, механическое воздействие (размешивание или встряхивание), сильное охлаждение или нагревание, пропускание электрического тока и, наконец, действие световой энергии.

При коагуляции золей растворами электролитов коагулирующей частью электролита может быть один из его ионов. Явная коагуляция наступает тогда, когда концентрация электролита начинает превышать величину, называемую порогом коагуляции.

В данной работе необходимо получить коллоидный раствор (золь) гидроксида железа(III) и определить порог коагуляции указанного золя и молока.

Реакция получения золя гидроксида железа(III) идет по схеме:

$$FeCl_3+3H_2O = Fe(OH)_3+3HCl.$$

Поверхностные молекулы агрегата $Fe(OH)_3$ вступают в химическое соединение с HCl:

$$Fe(OH)_3+HCl = FeOCl+2H_2O.$$

В свою очередь, молекулы FeOCl, подвергаясь диссоциации, образуют ионы FeO^+ и Cl^-. По правилу С. М. Липатова на поверхности коллоидных частиц из растворов адсорбируются ионы, близкие по своей природе к составу ядра. В связи с этим схематически можно изобразить строение частиц золя гидроксида железа(III) следующим образом:

$$FeOCl \rightleftarrows FeO^+ + Cl^-,$$

$$[Fe(OH)_3]_n + mFeO^+ + mCl^- \rightleftarrows$$
$$\rightleftarrows \{[Fe(OH)_3]_n mFeO^+ \cdot (m - x)Cl^-\}^{x+} xCl^-.$$

Порог коагуляции зависит как от природы электролита, так и от степени окисления коагулирующего иона. Эту величину выражают в моль на литр электролита и вычисляют по формуле:

$$c_{пор} = \frac{c(эл\text{-}та) \cdot V(эл\text{-}та)}{V(р\text{-}ра)}, \quad (1)$$

где c(эл-та) — молярная концентрация электролита; V(эл-та) — наименьшее число миллилитров раствора электролита, достаточное для коагуляции данного объема дисперсного раствора; V(р-ра) — объем раствора, полученного смешиванием растворов золя, электролита и воды (суммарный объем, равный в данном случае 10 мл).

Реактивы и оборудование: растворы хлорида железа(III) (w = 2 %), хлорида калия (насыщ.), сульфата калия (c = 0,015 моль/л), гексацианоферрата(III) калия (c = 0,0001 моль/л), серной кислоты (c = 0,05 моль/л), аммиака (c = 0,1 моль/л), сульфата аммония (c = 0,1 моль/л), молоко (различной жирности, например 1,5 и 3,5 %), дистиллированная вода; пробирки (15 шт.), спиртовка, коническая колба на 150 мл, капельная пипетка.

Порядок и техника проведения работы

1. Получите золь гидроксида железа(III). Для этого нагрейте до кипения 50 мл дистиллированной воды. Добавьте в кипящую воду по каплям 5 мл 2 %-ного раствора хлорида железа(III).

2. Определите порог коагуляции гидроксида железа(III). Сначала выясните, каким из электролитов следует проводить коагуляцию.

Затем в девять пробирок налейте по 5 мл золя гидроксида железа(III) и указанные в табл. 2 объемы дистиллированной воды и раствора электролита. Содержимое пробирок перемешайте и через 30 мин отметьте, в каких пробирках наблюдаются явная коагуляция (помутнение) и седиментация. Если ни в одной из пробирок не произойдет коагуляция, то опыт повторяют с более (в 2–5 раз) концентрированными растворами электролитов и, наоборот, в случае выпадения осадка во всех пробирках раствор электролита разбавляют.

Таблица 2

Результаты определения порога коагуляции

№ пробирки	Объем гидроксида железа(III), мл	Объем воды, мл	Объем раствора электролита, мл	Результаты наблюдений
1	5	4,5	0,5	
2	5	4,0	1,0	
3	5	3,5	1,5	
4	5	3,0	2,0	
5	5	2,5	2,5	
6	5	2,0	3,0	
7	5	1,5	3,5	
8	5	1,0	4,0	
9	5	0,5	4,5	

Проведите расчет порога коагуляции по формуле (1).

3. Определите порог коагуляции молока, проведя опыт, аналогичный предыдущему. Выясните также, влияет ли жирность на агрегативную устойчивость молока.

4. Сделайте выводы.

Практическая работа №5. «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»

Введение. При нейтрализации водных растворов сильных кислот растворами сильных оснований всегда выделяется одинаковое количество теплоты, равное 57,1 кДж на 1 эквивалент кислоты или основания (закон постоянства теплоты нейтрализации).

В соответствии с представлениями об электролитической диссоциации закон постоянства теплоты нейтрализации объясняется тем, что реакция нейтрализации сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами, в результате которого образуются малодиссоциированные молекулы воды:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O + 57 \text{ кДж}.$$

Следовательно, независимо от того, какие были взяты кислоты и основания, нейтрализация всегда сводится к образованию воды из ее ионов. Реакция образования 1 моль воды из ионов при комнатной температуре сопровождается выделением 57 кДж. Количество теплоты, выделяющейся при взаимодействии эквивалента кислоты с эквивалентом основания, называют теплотой нейтрализации.

При нейтрализации водных растворов слабых кислот растворами сильных оснований или, наоборот, сильных кислот слабыми основаниями тепловой эффект нейтрализации меньше 57 кДж.

Все опыты по определению энтальпии химических реакций проводят в калориметрах различных конструкций, которые представляют собой как можно лучше изолированный от теплообмена с внешней средой сосуд с мешалкой и термометром. Упрощенный калориметр (рис. 2) состоит из реакционного стакана *2* вместимостью 500 мл и наружного колпака *1* вместимостью 1000 мл. Внутренний стакан помещают на подставку из органического стекла или картона и устанавливают на магнитную мешалку *5*. Сверху реакционный стакан закрывают колпаком с двумя отверстиями в

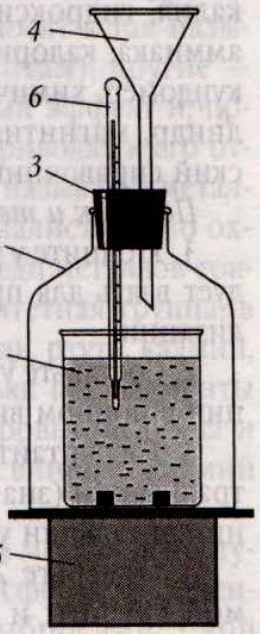


Рис. 2. Калориметр:
1 – наружный колпак (склянка с отрезанным дном); *2* – реакционный стакан; *3* – каучуковая пробка; *4* – воронка; *5* – магнитная мешалка; *6* – термометр

каучуковой пробке *3*: для воронки *4* и термометра *6* с ценой деления 0,1 или 0,2 °С.

Количество теплоты (g), выделившейся или поглощающейся в калориметре, определяют по формуле:

$$g = (t_к - t_н) \cdot \Sigma C, \quad (2)$$

где $t_к$ — конечная температура; $t_н$ — начальная температура; ΣC — теплоемкость системы, складывающаяся из теплоемкостей калориметрического сосуда, жидкости в калориметре и вещества.

Теплоемкость системы находят по формуле:

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2,$$

где C_1 и m_1 — удельная теплоемкость и масса реакционного сосуда; C_2 и m_2 — те же величины для жидкости, находящейся в калориметре. Удельную теплоемкость растворов и их плотность можно принять равными этим величинам для воды, т. е. 4,184 кДж/(кг · К) и 1 кг/м^3, соответственно, а удельную теплоемкость стекла — 0,753 кДж/(кг · К).

В данной работе необходимо экспериментально определить энтальпии реакций нейтрализации кислот (сильных и слабых) основаниями (сильными и слабыми).

Реактивы и оборудование: 0,1 н. растворы кислот (уксусной, соляной, серной, азотной), 0,5 н. растворы щелочей (гидроксида калия, гидроксида натрия), 0,5 н. раствор аммиака; калориметрическая установка, секундомер, химические стаканы, мерный цилиндр, магнитная мешалка, лупа, химический справочник.

Порядок и техника проведения работы

1. Уточните у учителя, какие вещества следует взять для проведения реакции нейтрализации.

2. Составьте уравнение химической реакции в ионном виде.

3. Рассчитайте энтальпию реакции нейтрализации (значения стандартных изменений энтальпии указаны в справочнике).

4. Отмерьте 250 мл раствора необходимой кислоты и поместите ее в предварительно взвешенный реакционный сосуд калориметра.

5. Рассчитайте по уравнению реакции необходимый для полной нейтрализации объем раствора основания, учитывая его концентрацию.

6. Дождитесь выравнивания температур калориметра и окружающей среды (примерно 3–5 мин), записывайте показания термометра, используя лупу, в течение 3 мин с интервалом в 1 мин. Убедившись, что температура практически не меняется, примите ее за начальную ($t_н$).

7. Отмерьте необходимый объем раствора основания и, непрерывно перемешивая раствор, добавляйте его в реакционный сосуд через воронку. Одновременно продолжайте измерять температуру через каждые 15 с до плавного изменения температуры или ее постоянства (обычно 5–6 мин). После этого продолжайте измерения через каждые 30 с, через 1 мин в течение 3 мин.

8. Результаты наблюдений за изменением температуры в ходе реакции нейтрализации запишите в таблицу.

9. Постройте график зависимости изменения температуры раствора от времени на миллиметровой бумаге, отложив на оси ординат температуру, а на оси абсцисс — время. Примерный вид этого графика может быть таким (рис. 3).

Проведите экстраполяцию плавного линейного хода температуры конечного периода к моменту начала реакции. Точка пересечения этих прямых представляет собой конечную температуру ($t_к$) процесса с учетом теплообмена калориметра с окружающей средой. Определите по графику Δt.

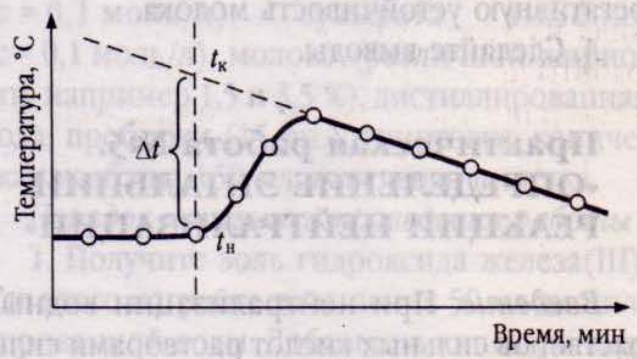


Рис. 3. График зависимости изменения температуры раствора в ходе реакции нейтрализации от времени

10. Рассчитайте по формуле (2) количество выделившейся в ходе реакции теплоты.

11. Проведите пересчет теплового эффекта на 1 моль кислоты (в кДж/моль).

12. Сравните полученные значения с теоретическими (см. п.3) и рассчитайте относительную погрешность измерений.

13. Сделайте вывод.

14. Выполните задание.

Рассчитайте энтальпии реакций нейтрализации гидроксида натрия, гидроксида магния и гидроксида алюминия с: а) соляной кислотой; б) серной кислотой; в) азотной кислотой; г) уксусной кислотой; д) ортофосфорной кислотой. Сделайте вывод о зависимости теплового эффекта реакции нейтрализации от природы реагирующих веществ.

(Продолжение следует.)