МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
[Полное название вуза]

Химико-технологический факультет
Кафедра общей и неорганической химии

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

по дисциплине «Общая и неорганическая химия»

на тему: «Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов и температуры»

Выполнил(а): студент гр. ____
_____ / И. О. Фамилия

Проверил(а): _____
_____ / И. О. Фамилия

[Город] 2026

Пример работы, выполненной в Универ AI · univerai.ru

1. Цель работы

Изучить, как скорость реакции тиосульфата натрия с серной кислотой зависит от концентрации тиосульфата и от температуры. По опытным данным определить порядок реакции по тиосульфату, температурный коэффициент скорости γ и энергию активации E_a, а также оценить погрешности этих величин.

Все времена в таблицах — **условные данные для примера**. Они подобраны так, как обычно получаются в учебной лаборатории при работе с секундомером, но сам опыт не проводился. Расчёты по этим данным выполнены полностью.

2. Реактивы и оборудование

Раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ с концентрацией 0,15 моль/л, раствор серной кислоты H_2SO_4 1 моль/л, дистиллированная вода; пробирки или стаканчики на 25 мл, бюретки или мерные пипетки на 10 мл, секундомер, водяная баня с термометром (цена деления 1 °C), лист белой бумаги с чёрным крестом.

Опыт проводят под тягой. При реакции выделяется сернистый газ SO_2 с резким запахом. Растворы кислоты набирают только пипеткой с грушей.

3. Теоретическая часть

Скоростью гомогенной реакции называют изменение концентрации реагента или продукта в единицу времени [3; 4]. Средняя скорость на интервале Δt:

$$\bar{v} = \pm\frac{\Delta c}{\Delta t}, \tag{1}$$

где Δc — изменение молярной концентрации, моль/л; Δt — промежуток времени, с; знак «минус» берут для исходного вещества.

В работе изучается реакция

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S\downarrow + SO_2\uparrow + H_2O.$$

Её удобно наблюдать без приборов. Выделяющаяся сера сначала образует коллоидный раствор, и жидкость мутнеет. Если стакан стоит на листе с нарисованным крестом, то через некоторое время τ крест перестаёт быть виден сверху. К этому моменту в растворе накапливается всегда одно и то же количество серы, поэтому средняя скорость обратно пропорциональна τ. В работе её заменяют условной скоростью:

$$v_{усл} = \frac{1}{\tau}, \tag{2}$$

где τ — время от сливания растворов до исчезновения креста, с.

По закону действующих масс скорость пропорциональна произведению концентраций реагентов в некоторых степенях [2; 3]. Кислота во всех опытах взята в избытке, и её концентрация почти не меняется, поэтому её можно включить в константу:

$$v = k' c^{n}(Na_2S_2O_3), \qquad \ln v = \ln k' + n \ln c, \tag{3}$$

где k′ — эффективная константа скорости; n — порядок реакции по тиосульфату.

Порядок по веществу — показатель степени при его концентрации в кинетическом уравнении [6]. Находят его только из опыта. Порядок n равен угловому коэффициенту прямой в координатах (ln c; ln v). Он показывает, во сколько раз растёт скорость при росте концентрации: при n = 1 удвоение концентрации удваивает скорость.

Зависимость скорости от температуры приближённо описывает правило Вант-Гоффа: при нагревании на каждые 10 градусов скорость многих реакций возрастает в 2–4 раза [3]:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \tag{4}$$

где γ — температурный коэффициент скорости реакции.

Более строгая зависимость — уравнение Аррениуса [3; 5]. В исходной форме уравнения A и E_a считаются не зависящими от температуры [5]:

$$k = A\,e^{-E_a/(RT)}, \qquad \ln v = \text{const} - \frac{E_a}{R}\cdot\frac{1}{T}, \tag{5}$$

где A — предэкспоненциальный множитель; E_a — энергия активации, Дж/моль; R = 8,314 Дж/(моль·К); T — абсолютная температура, К.

Если отложить ln v против 1/T, получится прямая с наклоном $-E_a/R$. По двум температурам энергию активации можно найти и без графика:

$$E_a = \frac{R\,T_1 T_2}{T_2 - T_1}\ln\frac{\tau_1}{\tau_2}. \tag{6}$$

где τ_1, τ_2 — времена реакции при температурах T_1 и T_2.

Обе зависимости связаны. Из уравнения (5) следует, что $\gamma = \exp(10\cdot E_a / (R\cdot T_1\cdot T_2))$, и для интервала 20–30 °C значение $\gamma = 2$ соответствует энергии активации около 51 кДж/моль, а $\gamma = 4$ — около 102 кДж/моль. Значит, правило Вант-Гоффа неявно предполагает энергию активации примерно от 50 до 100 кДж/моль.

Каждое время измеряли трижды. Больше не позволяло время занятия. Для серии из трёх значений вычисляли среднее $\bar{\tau}$, стандартное отклонение s и случайную погрешность $\Delta\tau_{сл} = t\cdot s/\sqrt{3}$, где коэффициент Стьюдента при P = 0,95 и трёх измерениях равен 4,30 [1]. К ней квадратично добавляли 1 с — оценку ошибки, с которой глаз фиксирует исчезновение креста.

4. Ход работы

Опыт 1. Зависимость скорости от концентрации

В пять стаканчиков отмерили по 10 мл смеси раствора тиосульфата с водой в соотношениях из таблицы 1. Каждый стаканчик ставили на лист с крестом, быстро вливали 5 мл раствора серной кислоты, одновременно включали секундомер и перемешивали стеклянной палочкой. Секундомер

останавливали, когда крест переставал быть виден при взгляде сверху. Опыт повторяли трижды при комнатной температуре 20 °C.

Концентрацию тиосульфата в смеси считали с учётом разбавления: общий объём 15 мл, поэтому, например, в первом стаканчике c = 0,15 · 10 / 15 = 0,100 моль/л.

Таблица 1 – Время помутнения при разной концентрации тиосульфата (20 °C)

№	$Na_2S_2O_3$, мл	H_2O, мл	c, моль/л	τ_1, с	τ_2, с	τ_3, с	$\bar{\tau}$, с	$\Delta\tau$, с
1	10	0	0,100	21	22	20	21,0	2,7
2	8	2	0,080	27	28	26	27,0	2,7
3	6	4	0,060	34	35	36	35,0	2,7
4	4	6	0,040	53	51	49	51,0	5,1
5	2	8	0,020	98	106	102	102,0	10,0

Примечание – условные данные для примера; во все стаканчики добавлено по 5 мл 1 М H_2SO_4; $\Delta\tau$ – полная погрешность при P = 0,95.

Опыт 2. Зависимость скорости от температуры

Для опыта взяли самый медленный состав — 2 мл тиосульфата и 8 мл воды, — чтобы при нагревании время не стало слишком коротким для ручного секундомера. Пробирки с раствором тиосульфата и с кислотой выдерживали на водяной бане 5–7 минут, пока их температура не сравнивалась с температурой бани, затем сливали и измеряли τ так же, как в опыте 1.

Таблица 2 – Время помутнения при разной температуре (c = 0,020 моль/л)

t, °C	T, K	τ_1, с	τ_2, с	τ_3, с	$\bar{\tau}$, с	$\Delta\tau$, с	$\delta\tau$, %
20	293,15	96	101	98	98,3	6,3	6,4
30	303,15	49	52	48	49,7	5,3	10,6
40	313,15	27	27	25	26,3	3,0	11,5
50	323,15	14	15	13	14,0	2,7	19,1

Примечание – условные данные для примера; $\delta\tau = \Delta\tau / \bar{\tau}$ – относительная погрешность.

5. Обработка результатов

5.1 Пример расчёта погрешности

Разберём стаканчик 5 опыта 1. Среднее $\bar{\tau} = (98 + 106 + 102) / 3 = 102{,}0$ с. Отклонения от среднего: −4, +4 и 0 с, средняя абсолютная погрешность ($|-4| + |4| + 0) / 3 = 2{,}7$ с, средняя относительная — 2,6 %. Стандартное отклонение $s = \sqrt{((16 + 16 + 0) / 2)} = 4{,}0$ с. Случайная погрешность при $P = 0{,}95$: $\Delta\tau_{сл} = 4{,}30 \cdot 4{,}0 / \sqrt{3} = 9{,}9$ с. С учётом ошибки отсчёта $\Delta\tau = \sqrt{(9{,}9^2 + 1^2)} = 10{,}0$ с, или 9,8 % от среднего.

Коэффициент Стьюдента для трёх измерений велик, и доверительная граница получается в несколько раз шире средней абсолютной погрешности. Такова плата за малое число повторов. При пяти повторах коэффициент снизился бы до 2,78, а сама граница — примерно вдвое.

5.2 Порядок реакции по тиосульфату

Таблица 3 – Условная скорость реакции при 20 °C

c, моль/л	**v = 1/τ̄, 10^{-3} $с^{-1}$**	**v / v_1**	**c / c_1**	**ln c**	**ln v**
0,100	47,6	1,000	1,0	−2,303	−3,045
0,080	37,0	0,778	0,8	−2,526	−3,296
0,060	28,6	0,600	0,6	−2,813	−3,555
0,040	19,6	0,412	0,4	−3,219	−3,932
0,020	9,8	0,206	0,2	−3,912	−4,625

Примечание – рассчитано по условным данным таблицы 1.

Отношения скоростей почти совпадают с отношениями концентраций: при уменьшении концентрации в 5 раз скорость упала в 4,9 раза. Метод наименьших квадратов по пяти точкам (ln c; ln v) дал наклон $n = 0{,}97$ со стандартной ошибкой 0,014. Доверительная граница при трёх степенях свободы: $3{,}18 \cdot 0{,}014 = 0{,}04$. Итак, $n = 0{,}97 \pm 0{,}04$, и в пределах погрешности реакция имеет первый порядок по тиосульфату.

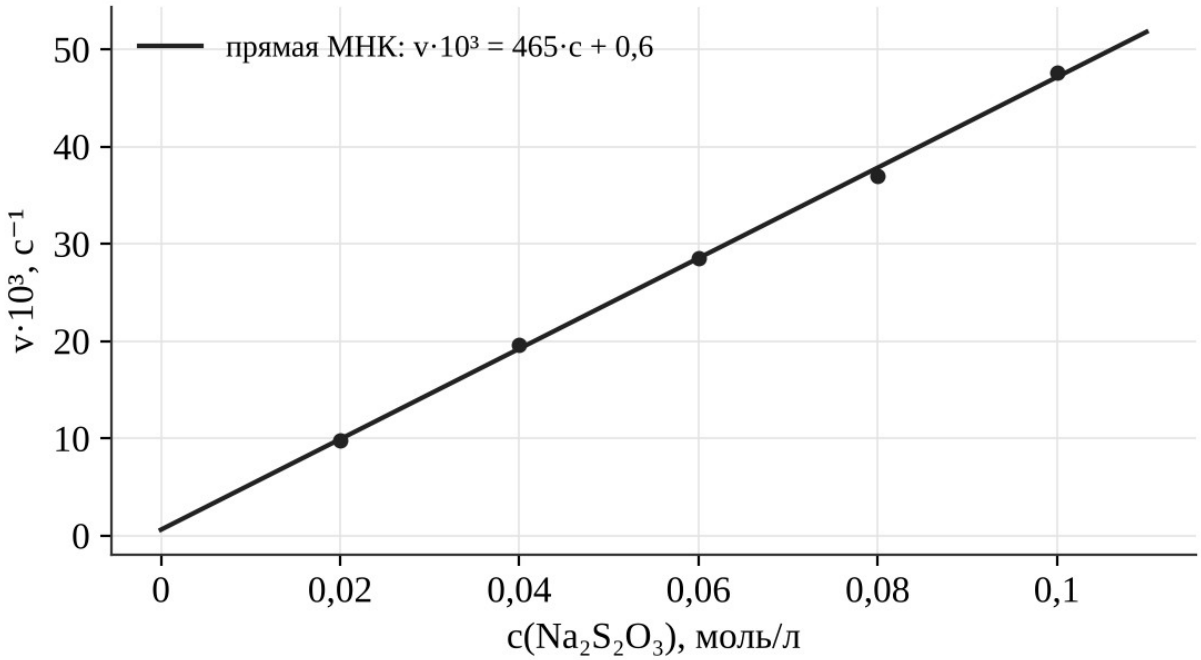


Рисунок 1 – Зависимость условной скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия (20 °C)

Точки – условные данные для примера (таблица 3).

На рисунке 1 видно, что точки ложатся на прямую, проходящую почти через начало координат: свободный член $0{,}6 \cdot 10^{-3}$ с$^{-1}$ составляет чуть больше 1 % от наибольшей скорости. Это ещё одно подтверждение первого порядка.

5.3 Температурный коэффициент и энергия активации

Температурный коэффициент по формуле (4) для соседних температур: $\gamma_{20-30} = 98{,}3 / 49{,}7 = 1{,}98$; $\gamma_{30-40} = 49{,}7 / 26{,}3 = 1{,}89$; $\gamma_{40-50} = 26{,}3 / 14{,}0 = 1{,}88$. Среднее $\gamma = 1{,}92$. Коэффициент слегка убывает с ростом температуры. Это ожидаемо при постоянной энергии активации: показатель степени в выражении для γ обратно пропорционален произведению $T_1 \cdot T_2$.

Таблица 4 – Данные для построения графика Аррениуса

t, °C	1/T, 10^{-3} K^{-1}	v = 1/τ, 10^{-3} с$^{-1}$	ln v	γ на интервале	E_a по формуле (6), кДж/моль
20	3,411	10,2	−4,588	—	—
30	3,299	20,1	−3,905	1,98	50,5
40	3,193	38,0	−3,271	1,89	50,1
50	3,095	71,4	−2,639	1,88	53,2

Примечание – по условным данным таблицы 2; γ и E_a – на интервале до данной t.

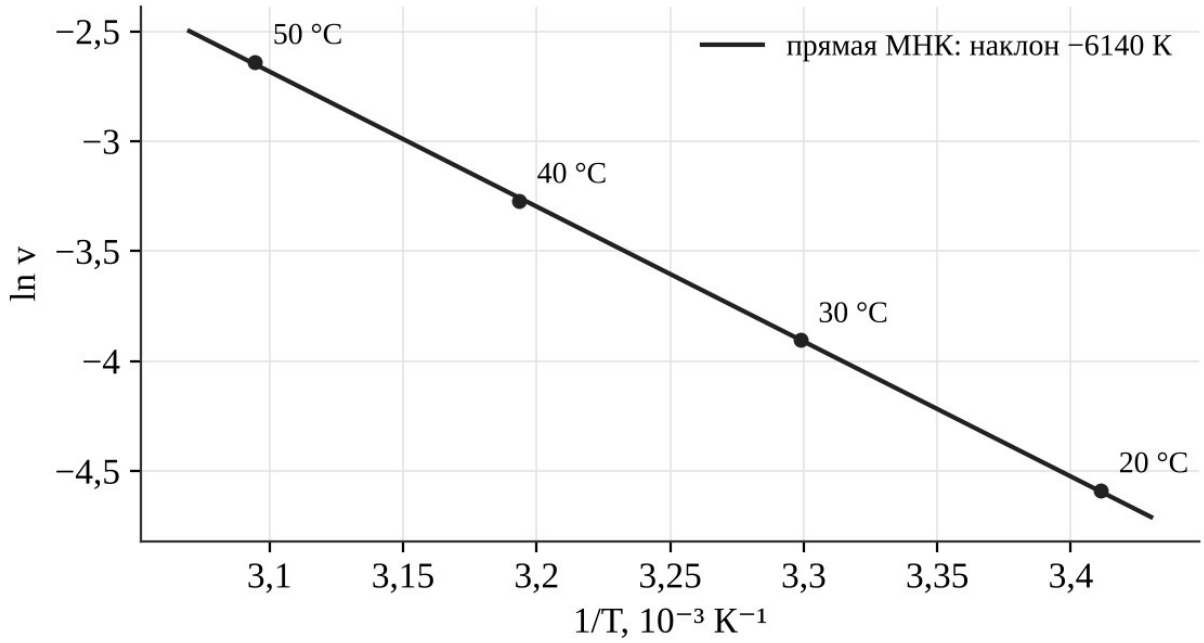


Рисунок 2 – Зависимость ln v от обратной температуры (график Аррениуса)

Точки – условные данные для примера (таблица 4).

Наклон прямой на рисунке 2 равен −6140 K, откуда $E_a = 6140 \cdot 8{,}314 = 51{,}0$ кДж/моль. Статистическая погрешность наклона по четырём точкам мала, ±2 кДж/моль при P = 0,95, но она не учитывает погрешности самих времён. Оценим их влияние иначе. Энергия активации пропорциональна $\ln(\tau_{20}/\tau_{50}) = \ln(98{,}3 / 14{,}0) = 1{,}95$, а погрешность этого логарифма равна $\sqrt{(0{,}064^2 + 0{,}191^2)} = 0{,}20$, то есть около 10 %. Поэтому более честный результат — $E_a = (51 \pm 5)$ кДж/моль.

Расчёт по парам температур по формуле (6) дал 50,5; 50,1 и 53,2 кДж/моль, все в пределах этой погрешности. Наибольший разброс у пары 40–50 °C, где время всего 14 с и ошибка в одну секунду уже составляет 7 %.

6. Вывод

По условным данным, подобранным для учебного примера, скорость реакции тиосульфата натрия с серной кислотой прямо пропорциональна концентрации тиосульфата: порядок по нему n = 0,97 ± 0,04, то есть первый. Свободный член прямой v(c) близок к нулю, что согласуется с этим выводом.

При нагревании от 20 до 50 °C скорость выросла в 7,0 раза. Температурный коэффициент γ = 1,88–1,98 оказался на нижней границе правила Вант-Гоффа. Энергия активации по графику Аррениуса E_a = (51 ± 5) кДж/моль. Эти два результата согласованы между собой: при такой энергии активации γ около комнатной температуры и должен быть близок к двум.

Главный источник погрешности — субъективный момент исчезновения креста и ручной секундомер. Он особенно заметен в быстрых опытах при 50 °C (относительная погрешность времени 19 %). Точнее было бы регистрировать помутнение фотоэлементом или колориметром и делать по пять повторов вместо трёх.

7. Контрольные вопросы

1. Почему величину 1/τ можно считать мерой скорости реакции? Крест исчезает, когда в растворе накопилось определённое количество серы, одинаковое во всех опытах. Средняя скорость образования серы равна этому количеству, делённому на τ, то есть пропорциональна 1/τ.

2. Зачем серную кислоту берут в избытке? Тогда её концентрация за время опыта почти не меняется и одинакова во всех стаканчиках. Скорость зависит только от концентрации тиосульфата, и порядок по нему можно найти отдельно.

3. Что такое энергия активации? Это минимальная избыточная энергия, которой должны обладать сталкивающиеся частицы, чтобы столкновение привело к реакции [3]. Чем она больше, тем сильнее скорость зависит от температуры.

4. Почему скорость растёт при нагревании намного быстрее, чем число столкновений? Число столкновений растёт пропорционально $\sqrt{T}$, на 10 градусов — меньше чем на 2 %. Зато доля молекул с энергией выше E_a растёт экспоненциально, по множителю $\exp(-E_a/RT)$, и именно она даёт рост скорости почти вдвое.

5. Почему для опыта при разных температурах выбран самый разбавленный раствор? Скорость при нагревании растёт, и для концентрированного раствора время при 50 °C составило бы около 3 с. Ошибка ручного секундомера в одну секунду дала бы тогда погрешность больше 30 %. Для расчёта это слишком грубо.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. ГОСТ Р 8.736–2011. Государственная система обеспечения единства измерений. Измерения прямые многократные. Методы обработки результатов измерений. Основные положения : национальный стандарт Российской Федерации : дата введения 2013–01–01. – URL: https://cn.gostinfo.ru/catalog/Details/?id=4682351 (дата обращения: 22.10.2026). – Текст : электронный.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – 8-е изд., стер. – Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2014. – 743 с. – ISBN 978-5-8114-1710-0.

3. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – Москва : Интеграл-Пресс, 2003. – 727 с. – ISBN 5-89602-017-1.

4. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. – 13-е изд., перераб. и доп. – Москва : Академия, 2011. – 488, [1] с. – ISBN 978-5-7695-8015-4.

5. Arrhenius equation // IUPAC Compendium of Chemical Terminology (Gold Book). – DOI 10.1351/goldbook.A00446. – URL: https://goldbook.iupac.org/terms/view/A00446 (дата обращения: 22.10.2026). – Текст : электронный.

6. Order of reaction // IUPAC Compendium of Chemical Terminology (Gold Book). – DOI 10.1351/goldbook.O04322. – URL: https://goldbook.iupac.org/terms/view/O04322 (дата обращения: 22.10.2026). – Текст : электронный.