

Методические рекомендации по организации демонстрационного эксперимента на учебных занятиях по химии с использованием датчика, определяющего объём выделившегося газа

*А. С. Берестнев, методист отдела обеспечения средствами обучения
Национального института образования, магистр педагогических наук,
Д. И. Мычко, доцент кафедры неорганической химии
Белорусского государственного университета, кандидат химических наук*

Освоение понятия «скорость химической реакции» и связанных с ним закономерностей — один из центральных вопросов курса химии XI класса. Сложность изучения этого важного фрагмента содержания связана не только с тем, что учащиеся впервые встречаются с системой новых понятий (определение скорости химических реакций и зависимость её от различных факторов), но и с отсутствием возможности обеспечить достаточную наглядность для формирования новых понятий. Без связи вербального (информационного) компонента изучаемого материала с его эмпирической аргументацией в данном случае сложно рассчитывать на эффективность оперирования этим материалом.

Новые возможности для непосредственного вовлечения учащихся в эмпирическое изучение различных факторов, влияющих на скорость химических реакций, открывает поступающий в школы программно-аппаратный комплекс (ПАК) с комплектом датчиков. Его использование позволяет не только в виде реального эксперимента проиллюстрировать закономерности, касающиеся изучения скорости химических реакций, но и познакомить с методами измерения скорости химических реакций.

Цель представленной вашему вниманию статьи — познакомить учителей с методическими особенностями использования датчика объёма в составе ПАК в демонстрационном эксперименте по теме 5 «Химические реакции. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции», XI класс.

Краткое теоретическое введение к изучаемому материалу

Наиболее точно скорость химической реакции можно определить так:

Скорость химической реакции есть число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объёма (для гомогенных реакций) или на единицу поверхности (для гетерогенных реакций).

Если число элементарных актов химической реакции выразить в молях, то скорость гомогенной реакции можно представить в виде следующего уравнения:

$$v = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t},$$

где $\Delta n = n_2 - n_1$ — изменение количества вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за промежуток времени Δt в объёме V .

Скорость гетерогенной реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице площади поверхности фазы (S):

$$v = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}.$$

Если реакция протекает в замкнутом (постоянном) объёме, то её скорость можно выразить через скорость изменения концентрации любого реагента:

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

где Δc — изменение концентрации вещества, вступающего в реакцию или образующегося

Методыка навчання

в результате реакции за промежуток времени Δt ;

c — концентрация вещества, равная отношению количества вещества (n , моль) к единице объёма, в котором это вещество находится (V , дм³):

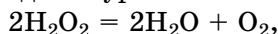
$$c = \frac{n}{V}.$$

Скорость химической реакции — величина положительная, поэтому если её рассчитывать по изменению концентрации продукта реакции, ставят знак «+», если по изменению концентрации реагента — знак «-».

Скорость реакции имеет размерность моль/(дм³ · с) или моль/(м³ · с).

Пример 1.

При разложении пероксида водорода по уравнению:



за 20 с концентрация пероксида водорода уменьшилась на $3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Определить скорость разложения пероксида водорода.

Решение.

Так как концентрация пероксида водорода уменьшилась, то $\Delta c = -3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Это означает, что в уравнении скорости надо поставить знак «-»:

$$v = -\frac{c_2 - c_1}{\Delta t} = -\frac{-3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3}{20 \text{ с}} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})}$$

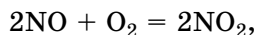
Скорость химической реакции можно измерять по изменению концентрации любого из

реагентов или продукта, но числовое значение скорости зависит от этого выбора.

Пример 2.

Рассмотрим различия в значениях скорости химической реакции, вычисленной по изменению концентрации разных реагентов.

Пусть через 5 с при протекании химической реакции, выражаемой уравнением



концентрация O_2 уменьшилась на 0,1 моль/дм³. Тогда, согласно уравнению, концентрация NO должна уменьшиться на 0,2 моль/дм³. Вычислим скорость этой реакции по изменению концентрации O_2 и по изменению концентрации NO :

$$v(\text{O}_2) = -\frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = -\frac{-0,1 \text{ моль/дм}^3}{5 \text{ с}} = 0,02 \text{ моль/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})},$$

$$v(\text{NO}) = -\frac{\Delta c(\text{NO})}{\Delta t} = -\frac{-0,2 \text{ моль/дм}^3}{5 \text{ с}} = 0,04 \text{ моль/(\text{дм}^3 \cdot \text{с})}.$$

В этом случае говорят, что скорость химической реакции по кислороду равна 0,02 моль/(дм³ · с), а по оксиду азота (II) — 0,04 моль/(дм³ · с).

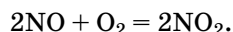
$$v(\text{NO}) = 2v(\text{O}_2)$$

Чтобы избежать для одной реакции различий в скоростях реакции по разным

веществам, ввели понятие *средней скорости химической реакции*.

Пример 3.

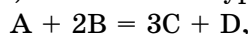
Выразить среднюю скорость химической реакции:



$$v_{\text{ср}} = -\frac{\Delta c(\text{NO})}{2\Delta t} = -\frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = +\frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{2\Delta t}$$

Пример 4.

Для условной химической реакции, описываемой уравнением



скорость реакции по веществу А составила 0,4 моль/(дм³ · с). Определите значения скоростей данной реакции по веществам В, С и D.

С учётом зависимости средней скорости химической реакции от скоростей по отдельным веществам

$$v_{cp} = -\frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -\frac{\Delta c(B)}{2\Delta t} = +\frac{\Delta c(C)}{3\Delta t} = +\frac{\Delta c(D)}{\Delta t},$$

$$v_{cp} = v_A = v_D = 0,4 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с}).$$

Тогда

$$v_B = 2v_{cp} = 0,8 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с}),$$

$$v_C = 3v_{cp} = 1,2 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \cdot \text{с}).$$

Измерение скоростей химических реакций может осуществляться с помощью химического анализа количества исходного вещества или продукта реакции, а также физическими методами по изменению во времени любого свойства системы, зависящего от числа частиц вещества, по изменению окраски (колориметрия), по изменению электропроводности

(кондуктометрия), по изменению давления или объёма газов и т. д.

Графическое изображение зависимости какого-либо свойства (концентрация, давление, объём, оптическая плотность, электропроводность и т. д.) реагентов или продуктов от времени называют кинетической кривой (рис. 1).

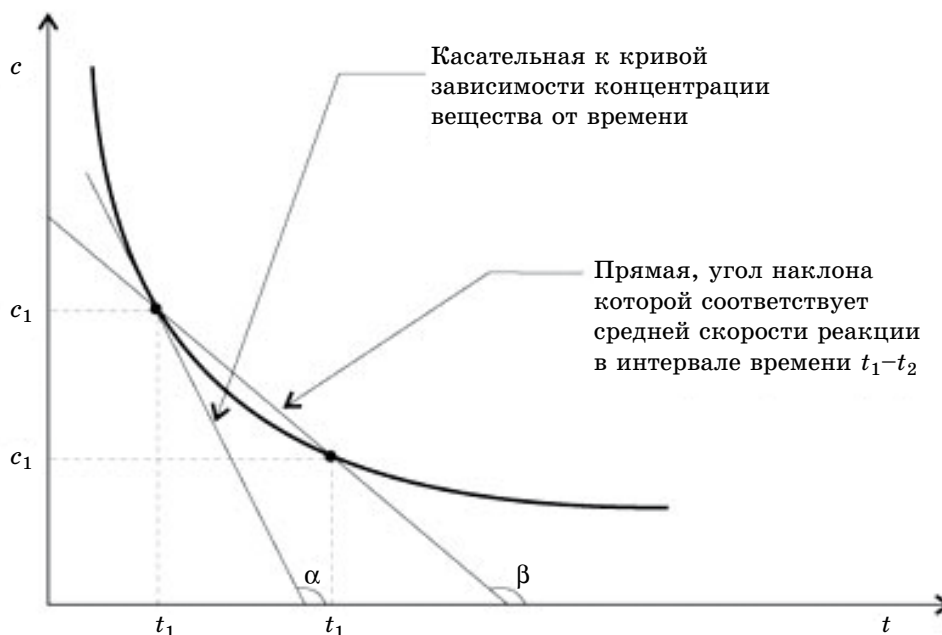


Рисунок 1 — Кинетическая кривая — изменение концентрации реагента от времени

Различают среднюю и истинную (мгновенную) скорости реакции.

Определение средней скорости реакции дано выше.

Истинная (мгновенная) скорость реакции определяется как производная от концентра-

ции вещества по времени, или через тангенс угла наклона касательной к кинетической кривой (рис. 1).

Скорость химической реакции зависит от множества факторов: природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и т. д.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается в виде закона действующих масс: скорость элементарной гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях стехиометрических коэффициентов.

Так, для условной реакции, выражаемой уравнением



скорость реакции равна:

$$v = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b,$$

где k — константа скорости химической реакции.

Из этого закона следует: чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше скорость гомогенной реакции.

В обобщённом виде влияние различных факторов на скорость химической реакции выражается уравнением Аррениуса:

$$k = Ae^{\frac{-E_{\text{активации}}}{RT}},$$

где k — константа скорости химической реакции; множитель A связан с частотой столкновений частиц и их ориентацией при столкновениях; $E_{\text{активации}}$ — энергия активации данной химической реакции, зависящая от природы реагирующих веществ, катализатора и т. д.; T — температура в градусах по шкале Кельвина; R — универсальная газовая постоянная.

Согласно правилу Вант-Гоффа, скорость многих химических реакций при нагревании на 10° увеличивается в 2–4 раза.

Методика демонстрационного эксперимента

Цель демонстрационного эксперимента: наглядно продемонстрировать зависимость скорости химической реакции от концентрации, температуры, природы реагирующих веществ, площади поверхностного соприкосновения.

В качестве модельной реакции в демонстрационном эксперименте рассмотрены реакции взаимодействия карбонатов с кислотами.

Изучение скорости этих реакций проводилось по изменению объёма CO_2 , выделяю-

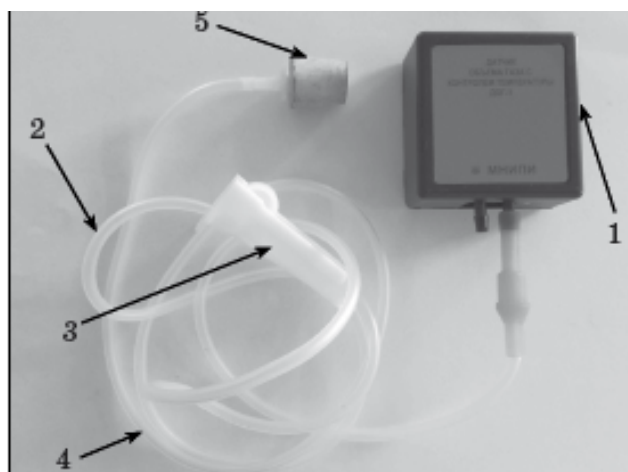


Рисунок 2 — Датчик объёма газа с контролем температуры (1) и система подачи газа (2), состоящая из: 3 — регулятора расхода газа (зажим), 4 — силиконового шланга, 5 — пробки. Система подачи газа взята от обычных медицинских капельниц (система для в/в вливания инфузионных растворов)

щегося в единицу времени в замкнутой системе.

Изменение объёма контролировалось с использованием датчика измерения объёма выделившегося газа с контролем температуры (далее — ДВГ).

Датчик объёма выделившегося газа с контролем температуры представлен на рис. 2. В комплекте к датчику прилагаются: пробка, система подачи газа.

Датчик имеет два выступающих штуцера (вход/выход). Маркировкой «•» обозначен вход для подключения источника газа.

Работа датчика основана на измерении дифференциального давления и температуры газа. Измеренное давление пересчитывается в объём выделившегося газа.

Датчик позволяет измерять объём выделившегося газа в диапазоне от 0 до 20 мл/мин с относительной погрешностью $\pm 5\%$. Также ДВГ позволяет измерить температуры выделяющегося газа в диапазоне от минус 20°C до плюс 80°C (рис. 3).

С помощью регулятора (зажима) можно изменять скорость подачи газа в цифровой преобразователь датчика.

На рисунке 3 представлен вид интерфейса датчика объёма газа с контролем температуры на дисплее персонального компьютера (ПК).

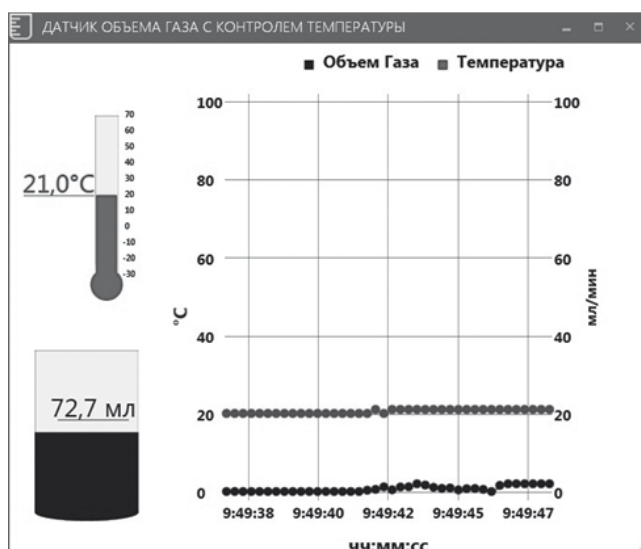


Рисунок 3 — Интерфейс датчика объема газа с контролем температуры на дисплее персонального компьютера (ПК)

Оборудование: сосуды Ландольта, стаканы 25–100 мл, колбы конические 50–250 мл (для хранения исследуемых растворов), мерные колбы на 100–1000 мл, пипетки на 10 мл, шпатель (ложечка), химический лабораторный штатив, ДВГ, магнитная мешалка с подогревом и датчик температуры (термопарный), персональный компьютер или мультимедийный борд (интерактивная панель); растворы кислот, солей различной концентрации; мрамор, цинк, вода дистиллированная.

Подготовка экспериментальной установки.

1. Приготовить растворы реагентов с необходимой концентрацией.
2. Поместить в одно колено сосуда Ландольта 2 мл раствора одного реагента (соляная кислота), во второе — 2 мл другого (гидрокарбонат натрия).
3. Сосуд Ландольта для поддержания постоянной во всех опытах температуры поместить в ёмкость с водой (термостат), в которой путём нагрева поддерживать постоянную температуру +25 °С.
4. Сосуд Ландольта через трубку с пробкой (прилагается в комплекте ПАК) соединить с датчиком (ДВГ), а сам датчик через кабель USB — с ПК (рис. 4).

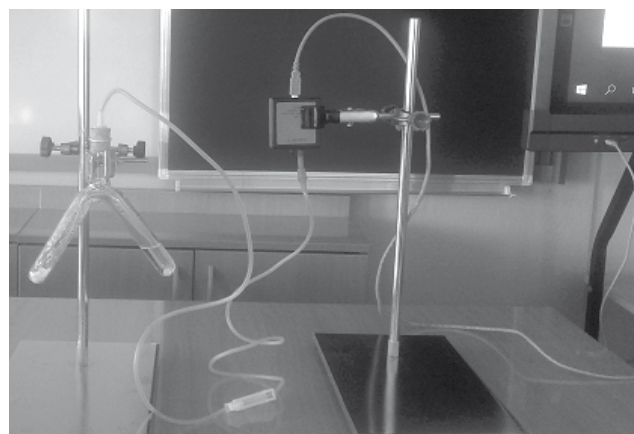
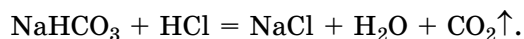


Рисунок 4 — Датчик объема выделившегося газа с контролем температуры, соединённый с сосудом Ландольта с одной стороны и ПК с другой стороны

Эксперимент № 1. Изучение влияния концентрации реагентов на скорость химической реакции.

Изучаемая химическая реакция:



Порядок выполнения эксперимента.

1. В одно колено сосуда Ландольта залить 2 мл раствора NaHCO_3 (1 моль/дм³), в другое — 2 мл раствора HCl (1 моль/дм³).
2. Реагент из одного колена сосуда Ландольта перелить в другое.
3. Через равные промежутки времени (15 с) фиксировать изменение объема выделившегося газа (V , мл) и заносить в таблицу 1.
4. Замеры повторить не менее трёх раз до сходимости результатов. Определить среднее значение объема выделившегося газа.
5. Оценить значение средней скорости химической реакции ($v_{\text{ср}}$, мл/с):

$$v_{\text{ср}} = \frac{\Delta V}{\Delta t},$$

где ΔV — объем выделившегося CO_2 за время Δt .

6. Повторить эксперимент с использованием кислоты с другой концентрацией — 0,001 моль/дм³
7. Построить графики зависимости объема выделившегося газа от времени реакции (рис. 5).

Таблица 1 — Результаты эксперимента

Номер замера	HCl ($c = 1$ моль/дм ³)					HCl ($c = 0,001$ моль/дм ³)					
	Время реакции t , с					Время реакции t , с					
	0	15	30	45	60	0	15	30	45	60	
	Объём выделенного газа, V (мл)										
1	0	0,4	0,7	2,0	2,3	0	0,7	0,8	1,3	1,5	
2	0	0,3	0,6	2,0	2,2	0	0,6	0,7	1,2	1,5	
3	0	0,4	0,7	2,1	2,3	0	0,7	0,8	1,3	1,5	
Среднее	0	0,4	0,7	2,0	2,3	0	0,7	0,8	1,3	1,5	
v_{cp} , мл/с			0,087					0,033			
v_{cp} , мл/с			0,020					0,013			
v_{cp} , мл/с			0,053					0,023			

Влияние концентрации на скорость химической реакции

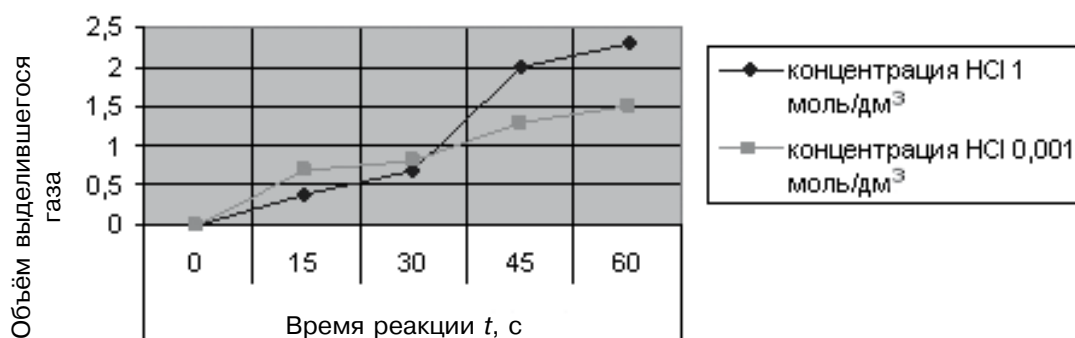
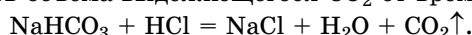


Рисунок 5 — Зависимость объёма выделяющегося CO₂ от времени протекания реакции:

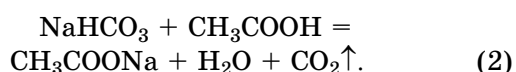


1 — концентрация HCl 1 моль/дм³; 2 — концентрация HCl 0,001 моль/дм³

Вывод: при увеличении концентрации реагирующего вещества скорость химической реакции увеличивается.

Эксперимент № 2. Изучение влияния природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Исследуемые химические реакции:



Порядок выполнения эксперимента.

1. В одно колено сосуда Ландольта залить 2 мл раствора NaHCO₃ (1 моль/дм³), в другое — 2 мл раствора HCl (1 моль/дм³).

2. Реагент из одного колена сосуда Ландольта перелить в другое.

3. Через равные промежутки времени (15 с) фиксировать изменение объёма выделившегося газа (V , мл) и заносить в таблицу 2.

4. Замеры повторить не менее трёх раз до сходимости результатов. Определить среднее значение объёма выделившегося газа.

5. Оценить значение средней скорости химической реакции (v_{cp} , мл/с):

$$v_{cp} = \frac{\Delta V}{\Delta t},$$

где ΔV — объём выделившегося CO₂ за время Δt .

6. Повторить эксперимент с использованием раствора уксусной кислоты (1 моль/дм³).

Построить графики зависимости объёма выделившегося газа от времени реакции (рис. 6).

Таблица 2 — Результаты эксперимента

Номер замера	HCl (c = 1 моль/дм ³)					CH ₃ COOH (c = 1 моль/дм ³)					
	Время реакции t, с					Время реакции t, с					
	0	15	30	45	60	0	15	30	45	60	
	Объём выделенного газа, V (мл)										
1	0	0,4	0,7	2,0	2,3	0	0,3	0,5	1,6	2,0	
2	0	0,3	0,6	2,0	2,2	0	0,4	0,4	1,7	2,1	
3	0	0,4	0,7	2,1	2,3	0	0,3	0,5	1,8	1,9	
Среднее	0	0,4	0,7	2,0	2,3	0	0,3	0,5	1,7	2,0	
v_{cp} , мл/с			0,087					0,080			
v_{cp} , мл/с				0,020					0,020		
v_{cp} , мл/с			0,053					0,050			

Влияние природы вещества на скорость химической реакции

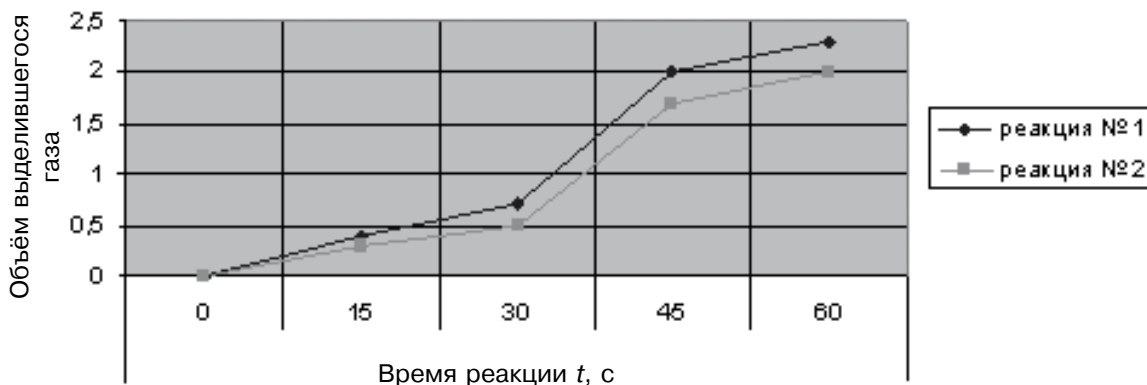
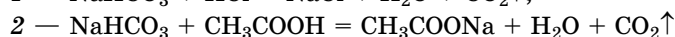
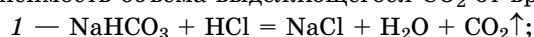


Рисунок 6 — Зависимость объема выделяющегося CO₂ от времени протекания реакции:



Вывод: в рассмотренных реакциях природа кислоты не оказала существенного влияния на скорость реакции.

Такой вывод важен, хотя, казалось бы, он противоречит заявленной закономерности. Но результаты эксперимента важнее ожидаемого результата. В данном случае с учетом специфики реакции (ионный обмен) такой результат можно было предвидеть.

Эксперимент № 3. Влияние температуры на скорость химической реакции.

Порядок выполнения эксперимента.

1. В одно колено сосуда Ландольта залить 2 мл раствора NaHCO₃ (1 моль/дм³), в другое — 2 мл раствора HCl (1 моль/дм³).

2. Установить температуру в сосуде Ландольта 25 °С.

3. Реагент из одного колена сосуда Ландольта перелить в другое.

4. Через равные промежутки времени (15 с) фиксировать изменение объема выделившегося газа (V, мл) и заносить в таблицу 3.

5. Замеры повторить не менее трёх раз до сходимости результатов. Определить среднее значение объема выделившегося газа.

6. Оценить значение средней скорости химической реакции (v_{cp} , мл/с) :

$$v_{cp} = \frac{\Delta V}{\Delta t},$$

где ΔV — объем выделившегося CO₂ за время Δt .

7. Повторить эксперимент при температурах 35 °С и 45 °С.

8. Сравнить: во сколько раз скорость при 35 °С больше, чем при 25 °С (v_2/v_1); во сколько раз скорость при 45 °С больше, чем при 35 °С (v_3/v_2).

9. Построить графики зависимости объема выделившегося газа от времени реакции (рис. 7).

Таблица 3 — Результаты эксперимента

Температура растворов	Номер замера	Время реакции t , с				
		0	15	30	45	60
25 °C		Объём выделенного газа, V (мл)				
	1	0	0,4	0,7	2,0	2,3
	2	0	0,3	0,6	2,0	2,2
	3	0	0,4	0,7	2,1	2,3
	Среднее	0	0,4	0,7	2,0	2,3
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,087	
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,020	
35 °C		Объём выделенного газа, V (мл)				
	1	0	0,7	1,3	3,8	4,7
	2	0	0,7	1,3	4,0	4,5
	3	0	0,8	1,4	4,1	4,6
	Среднее	0	0,7	1,3	4,0	4,6
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,180	
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,040	
$\Delta T = 10$ °C	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,110	
45 °C		Объём выделенного газа, V (мл)				
	1	0	1,3	2,7	8,1	9,6
	2	0	1,3	2,5	7,9	9,4
	3	0	1,5	2,7	8,0	9,3
	Среднее	0	1,4	2,6	8,0	9,4
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,360	
	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,093	
$\Delta T = 10$ °C	$v_{\text{ср}}$, мл/с				0,227	
	v_3/v_1				2,064	

Влияние температуры на скорость химической реакции

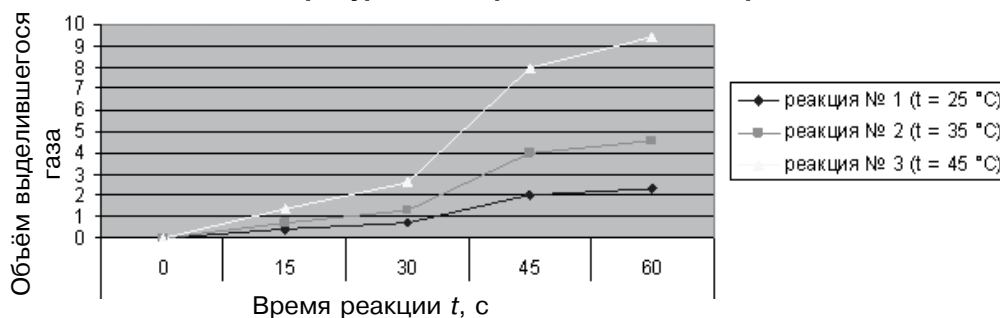


Рисунок 7 — Зависимость объёма выделяющегося CO_2 от времени протекания реакции: 1 — при температуре 25 °C; 2 — при температуре 35 °C; 3 — при температуре 45 °C

Выводы:

1. Скорость химической реакции зависит от температуры реакционной среды.
2. При увеличении температуры в реакторе скорость химической реакции возрастает.

3. Для рассматриваемых реакций увеличение температуры на 10 °C приводит к увеличению скорости химической реакции приблизительно в 2 раза. Это согласуется с правилом Вант-Гоффа.

Список использованных источников

1. Берестнев, А. С. Возможности использования программно-аппаратного комплекса с комплектом датчиков для повышения эффективности процесса обучения химии в учреждениях общего среднего образования Республики Беларусь / А. С. Берестнев, Д. И. Мычко // Біялогія і хімія. — 2018. — № 9. — С. 28–40.
2. Равич-Щербо, М. И. Физическая и коллоидная химия: учебник для мед. ин-тов / М. И. Равич-Щербо, В. В. Новиков. — М. : Высш. школа, 1975. — 255 с.