

МОСКОВСКИЙ ФИЗИКО-ТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ  
(ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ)

ДЕПАРТАМЕНТ МОЛЕКУЛЯРНОЙ И БИОЛОГИЧЕСКОЙ ФИЗИКИ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

---

## Кинетика йодирования ацетона

---

*Авторы:*

Светлана ФРОЛОВА

6113 группа

Анатолий КИСЕЛЁВ

6113 группа



г. Долгопрудный  
2018 г.

# 1 Цели работы

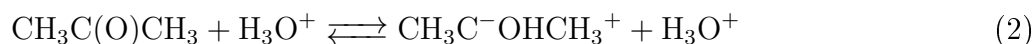
1. Убедиться в справедливости закона Бэра, определить коэффициент молярной экстинкции йода;
2. Проверить независимость скорости йодирования от концентрации йода, изучить зависимость скорости реакции от концентрации кислоты и ацетона;
3. Рассчитать константу скорости реакции.

# 2 Теоретическая часть

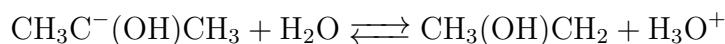
Реакция йодирования ацетона в кислом водном растворе



протекает в две стадии. В кислой среде ацетон становится протофильным и присоединяет протон иона гидрооксония:



Водород метильной группы кетоенола приобретает подвижность и соединяется с молекулой воды:



Таким образом, первая стадия реакции представляет собой превращение кетона в енол. На второй стадии реакции енол присоединяет йод:



Вторая стадия (3) реакции протекает значительно быстрее первой и практически до конца. Поэтому скорость реакции (1) определяется скоростью образования енола в (2) и не зависит от концентрации йода. Скорость расходования ацетона в системе равна скорости расходования йода. Поскольку в процессе реакции происходит увеличение числа ионов гидрооксония, реакция является автокаталитической. Реакция йодирования протекает по первому порядку для двух реагирующих веществ (ацетон и ион гидрооксония), и исходное дифференциальное уравнение для определения константы скорости реакции  $k$  может быть записано в виде:

$$-\frac{dA}{dt} = k \cdot A \cdot H,$$

где  $A = [\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{CH}_3]$ ,  $H = [\text{H}_3\text{O}^+]$  – текущие концентрации ацетона и ионов гидрооксония. Применяя индекс 0 для обозначения начального момента времени, после интегрирования уравнения получим для  $k$  следующее выражение:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \frac{1}{A_0 + H_0} \ln \left( \frac{A_0(H_0 + x)}{H_0(A_0 - x)} \right),$$

где  $x$  – изменение концентрации йода за время  $\tau$ . Если начальные концентрации  $A_0$  и  $H_0$  выбраны существенно большими, чем концентрация йода, то автокаталитичность реакции (1) не существенна, и мы имеем для  $k$ :

$$k \approx \frac{x}{\tau} \cdot \frac{1}{A_0 \cdot H_0} \quad (4)$$

Значение величины  $x$  определяется спектрофотометрическим методом по изменению оптической плотности раствора. Применение спектрофотометра для определения концентрации окрашенного реагента (йода, в нашем случае) основано на существовании зависимости между оптической плотностью раствора и концентрацией в нем окрашенного реагента. Для многих веществ (в диапазоне сравнительно небольших концентраций) эта зависимость является линейной, т.е. справедлив закон Бера (1853г.), который может быть записан в виде:

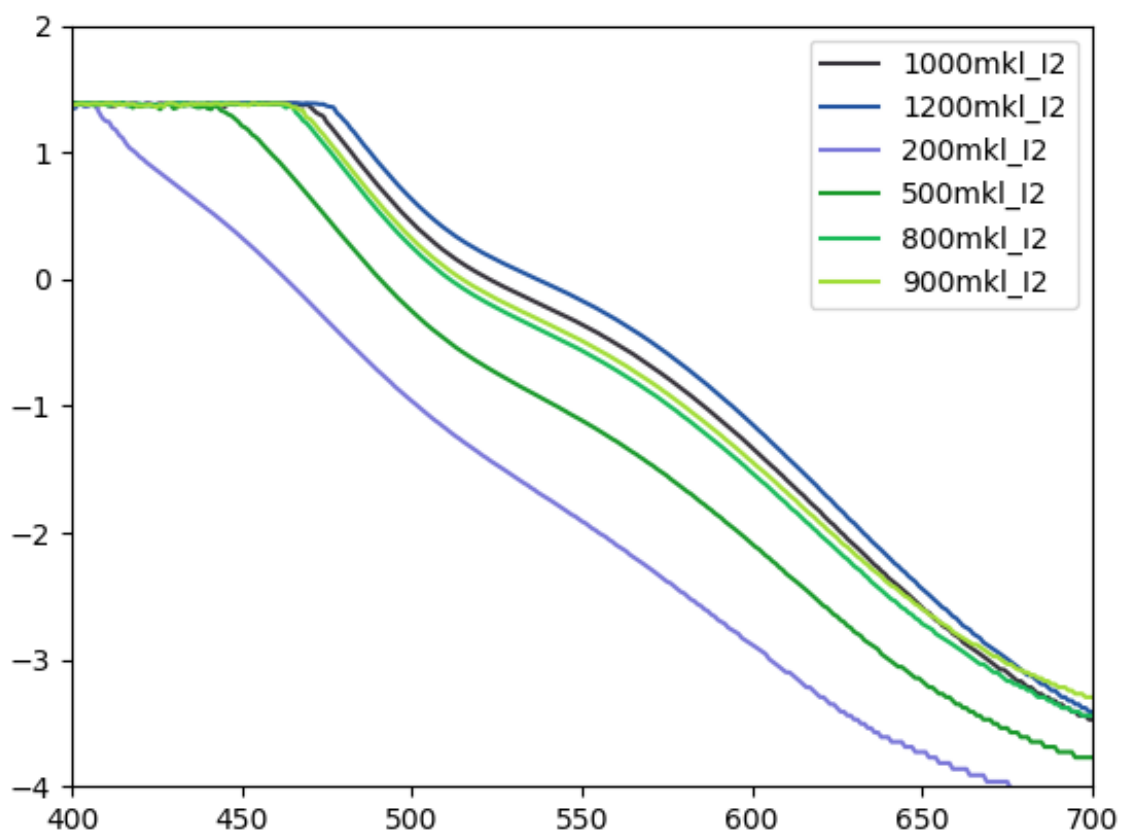
$$D = \varepsilon_{\lambda} \cdot d \cdot C, \quad (5)$$

где  $D$  – оптическая плотность (коэффициент поглощения света) слоя раствора толщиной  $d$ , а  $C$  – концентрация в нем окрашенного реагента. Таким образом, для определения концентрации данного реагента в растворе спектрофотометрическим методом, необходимо знать значение молярного коэффициента экстинкции  $\lambda$ . Возможность определения концентрации йода в исследуемом реакционном растворе обусловлена малостью оптических плотностей всех исходных веществ и продуктов реакции по сравнению с йодом (на используемой длине волны 520 нм).

### 3 Обработка результатов

Снимем спектры для растворов с разными концентрациями йода (рисунок 1), построим график зависимости оптической плотности  $D$  от концентрации  $[J_2]$ .

Рис. 1: Спектр



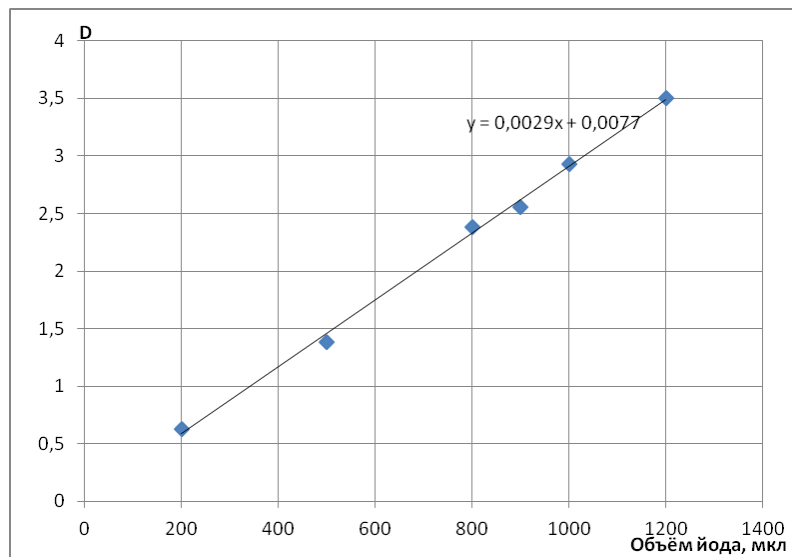
Отсюда получим зависимость оптической плотности  $D$  от объёма добавленного йода на длине волны  $\lambda = 480$  нм. Данные приведены в таблице 1.

Таблица 1

$V_{J_2}$ , мкл	D
$200 \pm 10$	$0,632 \pm 0,001$
$500 \pm 10$	$1,385 \pm 0,001$
$800 \pm 10$	$2,386 \pm 0,001$
$900 \pm 10$	$2,557 \pm 0,001$
$1000 \pm 10$	$2,928 \pm 0,001$
$1200 \pm 20$	$3,507 \pm 0,001$

Построим калибровочный график (рисунок 2):

Рис. 2



Получили линейную зависимость, что подтверждает закон Бера (5). Найдём коэффициент экстинкции из закона Бера (5):

$$\varepsilon_{\lambda} = (340 \pm 30) \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{см}}$$

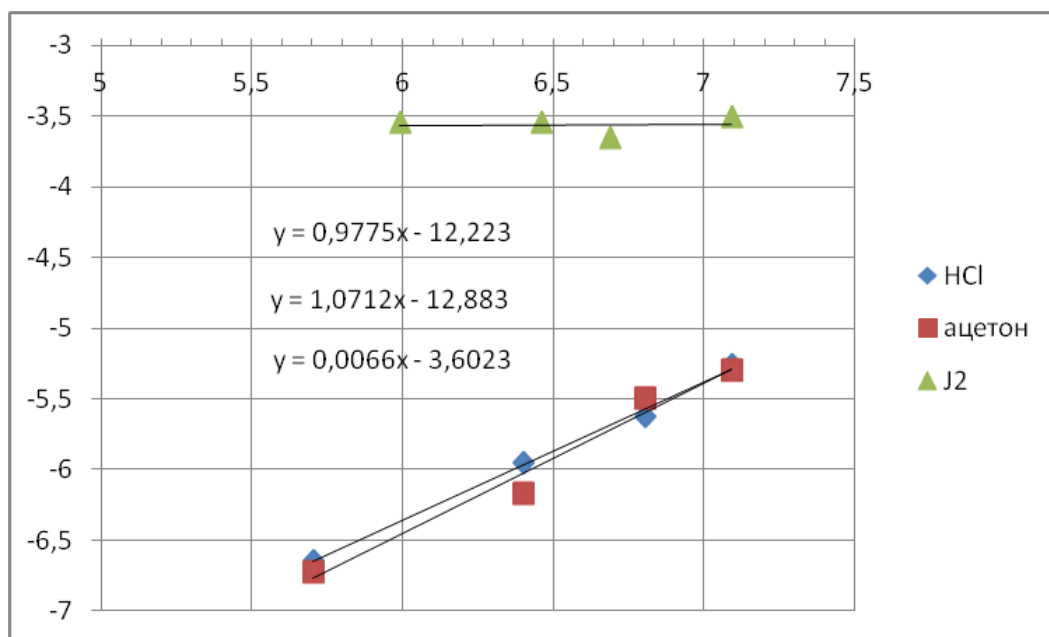
В таблице 2 приведенные данные углового коэффициента  $y$  графиков, построенных в координатах  $D = f(t)$  при изменении концентрации одного из реагентов и фиксированных других, т.е.  $y_i = \frac{dD_i}{dt} \sim \frac{dC_i}{dt}$ .

Таблица 2

J <sub>2</sub>			
$V, \mu l$	$y, c^{-1}$	$\ln V$	$\ln y$
$400 \pm 10$	$-0,029 \pm 10^{-5}$	$5,991465 \pm 0,03$	$-3,54046$
$640 \pm 10$	$-0,029 \pm 10^{-5}$	$6,461468 \pm 0,02$	$-3,54046$
$800 \pm 10$	$-0,026 \pm 10^{-5}$	$6,684612 \pm 0,02$	$-3,64966$
$1200 \pm 20$	$-0,03 \pm 10^{-5}$	$7,090077 \pm 0,02$	$-3,50656$
HCl			
$V, \mu l$	$y, c^{-1}$	$\ln V$	$\ln y$
$300 \pm 10$	$-0,0013 \pm 10^{-5}$	$5,703782 \pm 0,03$	$-6,64539$
$600 \pm 10$	$-0,0026 \pm 10^{-5}$	$6,39693 \pm 0,02$	$-5,95224$
$900 \pm 10$	$-0,0036 \pm 10^{-5}$	$6,802395 \pm 0,02$	$-5,62682$
$1200 \pm 20$	$-0,0052 \pm 10^{-5}$	$7,090077 \pm 0,02$	$-5,2591$
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O			
$V, \mu l$	$y, c^{-1}$	$\ln V$	$\ln y$
$300 \pm 10$	$-0,0012 \pm 10^{-5}$	$5,703782 \pm 0,03$	$-6,72543$
$600 \pm 10$	$-0,0021 \pm 10^{-5}$	$6,39693 \pm 0,02$	$-6,16582$
$900 \pm 10$	$-0,0041 \pm 10^{-5}$	$6,802395 \pm 0,02$	$-5,49677$
$1200 \pm 20$	$-0,005 \pm 10^{-5}$	$7,090077 \pm 0,02$	$-5,29832$

По данным таблицы построим графики  $\ln y = f(\ln V)$  (рисунок 3) и  $y = f(V)$  (рисунок 4):

Рис. 3:  $\ln y = f(\ln V)$

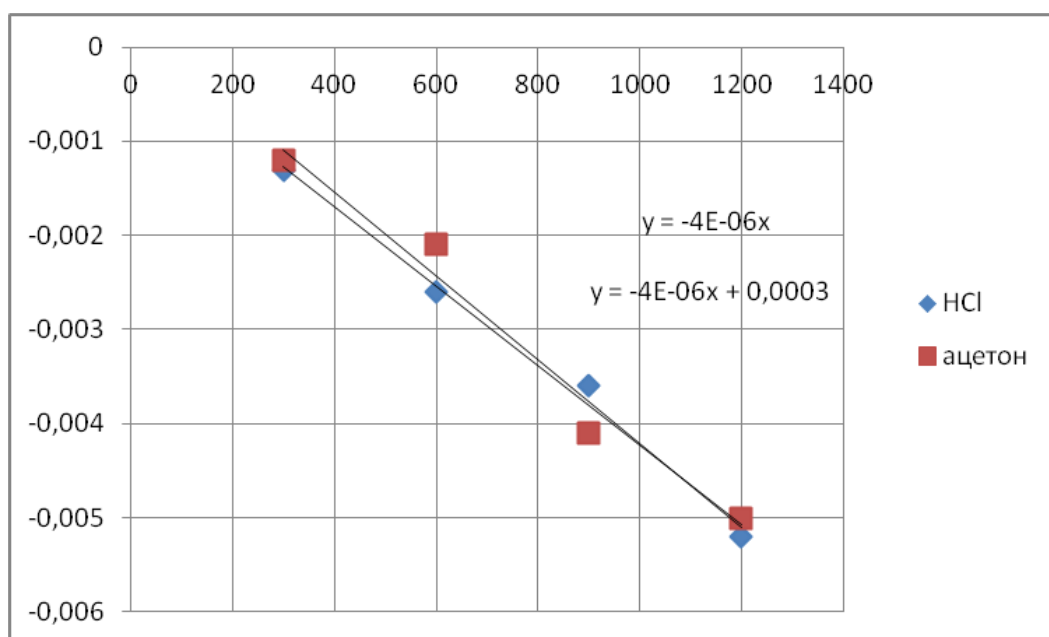


Из графика (3) определяем частные порядки реакции по каждому реагенту:

$$\begin{aligned} k_{J_2} &= 0,0066 \pm 10^{-4} \approx 0 \\ k_{HCl} &= 0,97 \pm 0,06 \approx 1 \\ k_{ac} &= 1,07 \pm 0,16 \approx 1 \end{aligned}$$

То есть скорость реакции не зависит от концентрации  $J_2$ .

Рис. 4:  $y = f(V)$



Константа скорости  $k = (28 \pm 3) \cdot 10^{-5} M^{-1} c^{-1}$

## 4 Вывод

В ходе работы мы подтвердили закон Бера, рассчитали коэффициент экстинкции ( $\varepsilon_\lambda = (340 \pm 30) \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{см}}$ ), определили частные порядки реакции по всем реагентам (0 для  $\text{J}_2$ , 1 для  $\text{HCl}$  и  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) и вычислили константу скорости ( $k = (28 \pm 3) \cdot 10^{-5} \text{M}^{-1} \text{s}^{-1}$ ).