

## Лабораторная работа № 1

### ИССЛЕДОВАНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИЙ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ. ИЗУЧЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ПОЛОЖЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

#### Опыт 1. Исследование зависимости скорости реакции от концентрации одного из взаимодействующих веществ

Реакция выражается уравнением:



Образующаяся свободная тонкодисперсная сера, нерастворимая в воде, появляется не сразу, а через 2 – 4 минуты (в зависимости от концентрации и температуры растворов). Её выделение проявляется сначала в виде едва заметного помутнения, которое затем постепенно усиливается.

*Для точного отмеривания объёмов жидкостей (с использованием градуированных бюреток) надо сначала отметить начальный уровень раствора в бюретке с точностью до 0,1 мл, затем отлить в пробирку раствор до установления уровня, превышающего начальный на необходимый объём.*

В три пробирки налейте из бюреток раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и дистиллированную воду в соответствии с данными, указанными в таблице. Это позволяет получить растворы с различными концентрациями  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , которые будут отличаться друг от друга на треть.

Затем в три чистые пробирки налейте из бюретки раствор серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  объёмом по 2 мл в каждую.

Добавьте содержимое одной из пробирок с кислотой в первый из растворов с тиосульфатом натрия, после чего сразу же встряхните смесь и отметьте время в момент смешивания растворов (с точностью до секунды). Прделайте то же со вторым и третьим растворами с тиосульфата натрия. Время в момент смешивания растворов запишите в таблицу.

Наблюдайте за растворами в пробирках, отметьте время в момент появления едва заметного помутнения раствора в каждой из них. Рассчитайте время и условную скорость реакции в каждом из случаев.

№ п.п.	Объём раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объём воды (мл)	Время в момент смешивания растворов	Время в момент появления помутнения	Время реакции $\tau$ (с)	Условная скорость реакции $V = \frac{1}{\tau}$ ( $\text{с}^{-1}$ )	Относительная скорость реакции $V_{\text{отн}} = \frac{V}{V_{\text{мин}}}$
1	2	+	4				
2	4	+	2				
3	6	+	0				

Напишите уравнение закона действия масс для данной реакции –

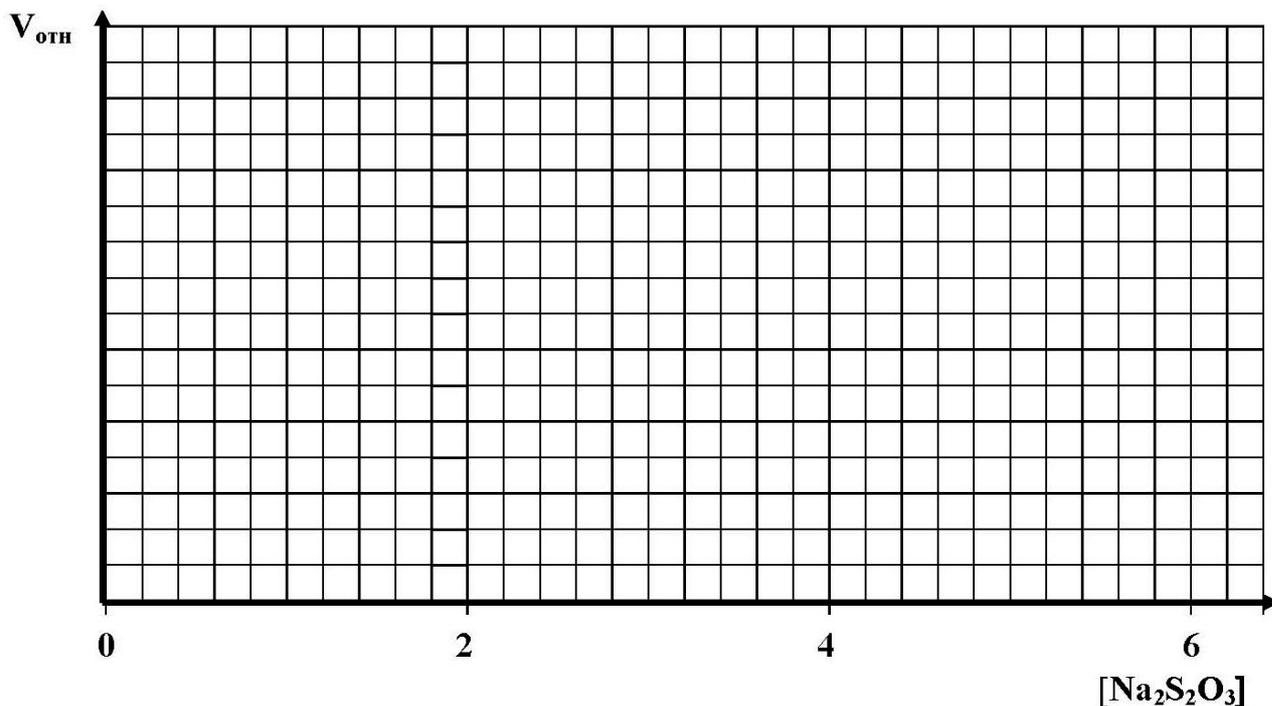
а) в общем виде:  $V = k \cdot [\text{_____}] \cdot [\text{_____}]$

б) для конкретных условий опыта (постоянство концентрации  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):

$V = \text{_____}$

По результатам опыта постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для этого на абсциссе отложите число миллилитров раствора тиосульфата натрия, характеризуя этим его концентрацию (уже сделано), на ординате – величину относительной скорости.

*График зависимости скорости реакции от концентрации:*



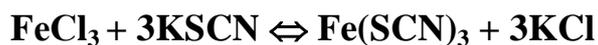
Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

**Вывод:** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**Опыт 2. Исследование подвижности положения химического равновесия при изменении концентраций веществ**

В пробирке смешайте из капельниц растворы хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$  и роданида калия  $\text{KSCN}$  (по 2 – 3 капли каждого раствора). К полученному окрашенному раствору прилейте дистиллированной воды примерно на три четверти объёма пробирки и тщательно перемешайте.

В системе устанавливается равновесие, соответствующее уравнению:



Одним из продуктов указанной обратимой реакции является роданид железа (III)  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  ярко-красного цвета.

Содержимое пробирки разделите приблизительно поровну на четыре части. Одну часть в первой пробирке оставьте в качестве контрольной – для сравнения. Ко второй добавьте 2 – 3 капли раствора  $\text{FeCl}_3$ , к третьей – 2 – 3 капли раствора  $\text{KSCN}$ , к четвёртой – немного кристаллического хлорида калия  $\text{KCl}$ . Встряхните пробирки, отметьте изменения в окраске содержимого каждой из пробирок. Запишите свои наблюдения, сравнивая окраску полученных растворов с окраской содержимого в первой пробирке.

№ пробирки	Добавляемое вещество	Наблюдения	Изменения концентраций веществ в системе
1	–	–	–
2	$\text{FeCl}_3$		$[\text{KSCN}]$ – $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ – $[\text{KCl}]$ –
3	$\text{KSCN}$		$[\text{FeCl}_3]$ – $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ – $[\text{KCl}]$ –
4	$\text{KCl}$		$[\text{FeCl}_3]$ – $[\text{KSCN}]$ – $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ –

Объясните причину изменений окраски, пользуясь принципом Ле-Шателье.

---



---



---



---



---



---



---



---

Запишите математическое выражение константы равновесия данной реакции.

$$K_p = \text{_____}$$

**Вывод:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				
Работа защищена				