

**ХИМИЯ**  
**лабораторный практикум**  
**преподаватель – профессор**  
**Неверов А.С.**  
**nev.aleksander2013@yandex.by**

Лабораторная работа №6  
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ  
РЕАКЦИЙ ХИМИЧЕСКОЕ  
РАВНОВЕСИЕ

# Теоретическая часть

## 1. Скорость химических реакций

Раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, называется химической кинетикой. В химической кинетике все реакции классифицируют по следующим признакам:

а) **по типу механизма:**

необратимые, обратимые, последовательные (консекутивные), параллельные;

б) **по условиям проведения:**

изотермические (при постоянной температуре), неизотермические (программно-регулируемые), адиабатические (тепло не отдается и не поглощается), неадиабатические, изохорные (при постоянном объеме), изобарные (при постоянном давлении);

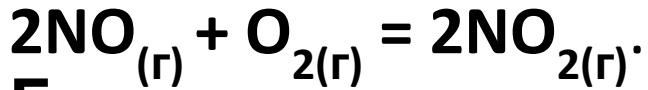
в) **в зависимости от применения катализатора:**

каталитические, некаталитические;

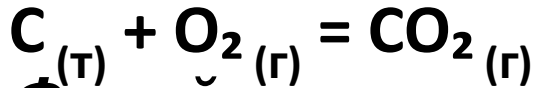
г) **по фазовому состоянию** реагентов системы:

гомогенные, гетерогенные.

**Гомогенные реакции** протекают во всем объеме, например, реакции между растворенными веществами или газами:



**Гетерогенные реакции** протекают на поверхности раздела фаз:



***Фазой** называется часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком.*

*Системы, состоящие только из одной фазы, называются **гомогенными**, а содержащие две и более фаз — **гетерогенными**.*

**Скорость гомогенной химической реакции** измеряется изменением концентрации вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции вещества в единицу времени. В химической кинетике концентрацию обычно **выражают в моль/л**, время в **минутах** (реже в сек )

Различают **среднюю и истинную** скорость реакции. Если в момент времени  $\tau_1$  концентрация реагирующего вещества была  $c_1$  а в последующий момент времени  $\tau_2$  оказалась равной  $c_2$

$$V_{\text{CP}} = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \left[ \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{МИН}} \right],$$

выражает **среднюю** скорость реакции за время  $\Delta t$ . Скорость — величина положительная, поэтому перед дробью, выражающей уменьшение концентрации, ставят знак "минус".

**Истинная скорость** реакции в данный момент времени определяется как первая производная от концентрации по времени:

$$V = \pm dc/dx.$$

**Скорость гетерогенной реакции** измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени на единице площади поверхности раздела фаз:

$$V = \pm \Delta c / S \cdot \Delta x,$$

где  $S$  — площадь поверхности раздела фаз,  $\text{м}^2$ .

Основными факторами, определяющими скорость химических реакций, являются:

- а) **природа реагирующих веществ;**
- б) **концентрация;**
- в) **температура;**
- г) **давление** (для реакций с участием газов);
- д) **присутствие катализатора** и др.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики — **законом действующих масс:**

**Скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, соответствующие их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.**

Так, в реакции  $mA + nB \rightarrow pC$ , уравнение для определения скорости реакции пр  $V = k \cdot c_A^m \cdot c_B^n$ ,

где  $k$  — коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости реакции** (численно равен скорости реакции при концентрации каждого из реагирующих веществ **1 моль/л**)

“k” называют еще удельной скоростью. Например, для реакции:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ ,

$$V = k \cdot c_{\text{SO}_2}^2 \cdot c_{\text{O}_2}, \text{ моль/л} \cdot \text{мин.}$$

Применяя закон действующих масс к **гетерогенным химическим реакциям**, необходимо иметь в виду, что концентрации веществ, находящихся в жидкой и твердой фазах, как правило, постоянны и включаются в константу  $C_{(T)} + O_{2(z)} = CO_{2(z)}$ , а пример, для реакции:

$$V = k \cdot c_{\text{O}_2} \cdot S \cdot D,$$

где **D** — коэффициент диффузии (учитывает скорость подвода кислорода в зону реакции);

**S** — площадь поверхности раздела фаз.

*Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа*, в соответствии с которым: **при повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства химических реакций увеличивается** *Математически эта зависимость вл.*  $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ , *отношением:*

где  $V_{t_2}$  и  $V_{t_1}$  — скорости реакции соответственно при конечной  $t_2$  и начальной  $t_1$  температурах;

$\gamma$  — температурный коэффициент реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на  $10^\circ$ :

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t},$$

где  $k$ , и  $k_{t+10}$  — константы скорости реакции соответственно при температуре  $t$  и  $t+10^\circ$ .

В химической практике скорость удобнее выражать продолжительностью (временем) реакции ( $\tau$ ):

$$\frac{1}{\tau_{t_2}} = \frac{1}{\tau_{t_1}} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Константа скорости реакции определяется по уравнению Аррениуса

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \cdot e^{\frac{S_a}{R}}.$$

где **A** — предэкспоненциальный множитель (постоянная величина, учитывающая число соударений молекул);

**R** — универсальная газовая постоянная (**R = 8,314 Дж/моль · К**);

**T** — абсолютная температура, **К**;

**e** — основание натурального логарифма (**e = 2,7**);

**E<sub>a</sub>** — энергия активации, кДж/моль.

**E<sub>a</sub>** равна той минимальной энергии, которую необходимо сообщить молекулам реагирующих веществ, чтобы они при столкновении могли вступить в химическое взаимодействие, которое возможно лишь в том случае, если будут преодолены силы отталкивания электронных оболочек молекул. Если **E<sub>a</sub> < 40 кДж/моль**, то реакции относятся к категории быстрых, протекающих практически мгновенно (например, ионные реакции). Если **E<sub>a</sub> > 120 кДж/моль**, то реакции называются медленными, заметить их протекание чрезвычайно затруднительно. При **E<sub>a</sub> = 40 - 120 кДж/моль** скорость реакций измерима.

**S<sub>a</sub>** — **энтропия активации** — учитывает вероятность благоприятной ориентации соударяющихся молекул, т.е. вероятность их столкновения активными участками.



Одним из наиболее распространенных в химической практике способов изменения скорости химических реакций является катализ.

**Катализом** называется явление изменения скорости реакции в присутствии катализатора.

**Катализаторы** — это вещества, которые изменяют скорость химического процесса, оставаясь к концу реакции неизменными по химическому составу и количеству.

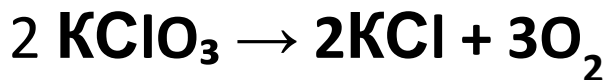
Катализаторы, увеличивающие скорость реакции, называются положительными, а уменьшающие — отрицательными (ингибиторами). Сущность действия положительного катализатора на скорость химического процесса заключается в изменении механизма реакции и уменьшении энергии активации.

Катализ может быть **гомогенным** (реагенты и катализатор находятся в одной фазе) и **гетерогенным** (катализатор и реагенты находятся в разных фазах).

## 2. Химическое равновесие

Многие химические реакции протекают до конца, т.е. **исходные вещества целиком превращаются в конечные продукты**. Например, хлорат калия (бертоллетова соль) при нагревании разлагается с образованием следующих продуктов:

$$t = 550^{\circ}\text{C}$$



В то же время обратное получение хлората калия из хлорида калия и кислорода в указанных условиях невозможно. Подобные реакции называются

**необратимыми**. Однако, существуют реакции, которые при определенных условиях одновременно протекают в двух противоположных направлениях. Такие реакции называются

**обратимыми**. Например:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

В обратимых реакциях одновременно с уменьшением скорости прямой реакции растет скорость обратной (вследствие накопления продуктов реакции). Когда обе скорости становятся одинаковыми ( $V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}$ ),

*Химическое равновесие* — равновесие динамическое: в данных условиях непрерывно протекают две противоположно направленные реакции, концентрации же реагирующих веществ остаются неизменными.

Например, в обратимой химической реакции:

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  скорости прямой ( $V_1$ ) и обратной ( $V_2$ ) реакций равны:

$$V_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$V_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2.$$

При равновесии:

$V_1 = V_2$  т.е.  $k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$  или

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

где [ ] - обозначена равновесная концентрация вещества.

Поскольку  $k_1$  и  $k_2$  при данной температуре постоянны, то будет постоянным и их отношение. Обозначив его через  $K_p$ , получим;

Постоянная  $K_c$  ( $\zeta_p$ ) называется **константой химического равновесия**, которая зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентрации и присутствия катализатора. Состояние химического равновесия существует при строго определенных условиях (**концентрации, температуре, давлению**). При изменении одного из этих условий равновесие нарушается.

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации, температуры или давления определяется **принципом Ле Шателье**: **если на систему, находящуюся в состоянии устойчивого химического равновесия, подействовать извне (т.е. изменить температуру, концентрацию или давление), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет произведенное воздействие.**

**В соответствии с принципом Ле Шателье:**

**а) при увеличении концентрации исходных веществ равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции;**

**б) при повышении давления (для газов и паров) равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением давления системы (в сторону образования меньшего числа молекул газообразных веществ) и наоборот;**

**в) при повышении температуры равновесие смещается в сторону протекания эндотермического процесса ( $\Delta H > 0$ ), а понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону экзотермической реакции ( $\Delta H < 0$ ),**

Например,  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ ,  $\Delta H = -92$  кДж.

**Эта реакция экзотермическая (протекает с выделением тепла).**

**При увеличении в системе концентрации водорода или азота (или обоих газов одновременно) равновесие смещается вправо, т.к. эта реакция уменьшает концентрацию исходных веществ (т.е. противодействует произведенному воздействию на систему). При уменьшении концентрации исходных веществ равновесие смещается влево, т.е. в сторону образования водорода и азота.**

**При повышении температуры равновесие смещается в сторону реакции, идущей с поглощением тепла (эндотермической), т.е. влево, а при понижении температуры — вправо.**

**При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, протекающей с понижением давления (с уменьшением числа молекул газообразных веществ), т.е. вправо и наоборот.**

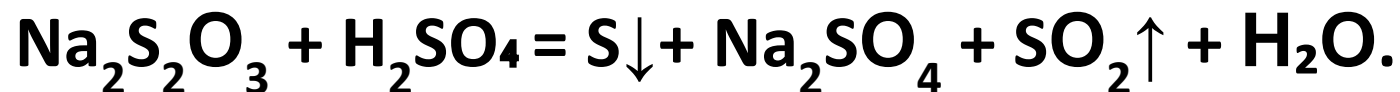
## Экспериментальная часть

*Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций и химическое равновесие.*

### Опыт № 1

*Качественное ознакомление с ходом реакции*

В пробирку налейте 2 - 3 мл 0,1 н. раствора тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и прибавьте 1 мл 0,1 н. раствора серной кислоты. Наблюдайте помутнение раствора, которое вызвано выделением свободной серы в результате взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, зависит от

## Опыт № 2

### ***Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ***

В три пробирки налейте 0,1 н. раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ : в **первую** — 1мл, **во вторую** — 2 мл, в **третью** — 3 мл. **Затем в первую** пробирку добавьте 2 мл дистиллированной **воды**, **во вторую** — 1 мл. **В третью** пробирку воду не добавлять. **В три другие** чистые пробирки налейте по 2 мл 0,1 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . После этого в каждую из пробирок с  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  прибавьте содержимое пробирки с отмеренным раствором  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , быстро перемешайте стеклянной палочкой и точно отметьте время (в секундах) от начала реакции (сливания растворов  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) до появления легкого помутнения (явной опалесценции) раствора. Данные опыта внесите в таблицу 1.

Таблица 1.

## Форма записи результатов эксперимента.

№ про- бир- ки	Объём, мл			Относит. кон- центр. $Na_2S_2O_3$	Время появления помутне- ния ( $\tau$ ), сек	Относительная скорость ре- акц. $V = \frac{1}{\tau}, c^{-1}$
	0,1 н. $Na_2S_2O_3$	$H_2O$	0,1 н. $H_2SO_4$			
	а	б		$\frac{a}{a+b}$		
1	1	2	2		65	
2	2	1	2		15	
3	3	0	2		5	



Заполните таблицу, используя данные, приведённые в пятом столбце. Постройте график, откладывая на оси абсцисс относительные концентрации  $Na_2S_2O_3$ , а на оси ординат — относительные скорости ( $V=1/t$ ). Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.



### Опыт № 3

#### ***Влияние температуры на скорость химической реакции***

Налейте в **три** пробирки по **2 мл** 0,1 н. раствора тиосульфата натрия, в **три другие** пробирки — по **2 мл** 0,1н. серной кислоты. **Разделите** пробирки на **три пары** — по пробирке с  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в каждой паре.

*Отметьте температуру воздуха в лаборатории, слейте содержимое пробирок первой пары и запишите, через сколько секунд появилось помутнение раствора.*

*Вторую пару пробирок поместите в химический стакан с водой, предварительно нагретой до температуры на **10°C** выше комнатной (контроль температуры воды в стакане — термометром, опущенным в воду). Дайте постоять пробиркам в нагретой воде в течение **3 мин.**, затем слейте растворы и отметьте время появления помутнения.*

*Проделайте аналогичный опыт с третьей парой пробирок при температуре, на **20°C** превышающей комнатную.*

*Результаты измерений запишите в таблицу 2.*

## Таблица 2.

№ про- бирки	Температура, °С	Время появления помутнения, $\tau$ , с.	Относит. скорость ре- акции $V = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
1.	20	15	
2.	30	8	
3.	40	4	

По полученным данным (третий столбец) заполните ячейки четвёртого столбца и постройте график зависимости скорости химической реакции от температуры, отложив в определенном масштабе на оси ординат относительную скорость  $V = 1/\tau$ , а на оси абсцисс — температуру реакции.

## Опыт № 4

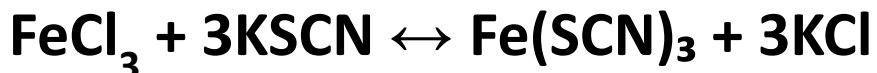
### ***Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенной системе***

Отберите **два** одинаковых по размерам (примерно с горошину) **кусочка мела**. **Один** из кусочков **разотрите** на фильтровальной бумаге в мелкий порошок (с помощью шпателя или стеклянной палочки). Порошок и кусочек мела поместите в две разные пробирки. В обе пробирки одновременно **прибавьте** по 5 мл 10%-ного раствора **соляной кислоты**. В какой из пробирок реакция идет быстрее и почему? Напишите уравнение реакции.

## Опыт № 5

### ***Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие***

О смещении химического равновесия в реакции:



можно судить по изменению интенсивности красного окрашивания, обусловленного образованием роданида железа  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . Так как реакция обратима, то при смещении равновесия влево интенсивность окраски ослабевает.

Налейте в небольшой стакан **6 мл** 0,02 н. раствора  $\text{FeCl}_3$  и добавьте **6 мл** 0,01 н. раствора  $\text{KSCN}$  (или  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ). Полученный раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой, после чего разлейте поровну в четыре пробирки. *В первую пробирку добавьте 3-5 капель концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую 2-3 капли концентрированного раствора  $\text{KSCN}$ , в третью насыпьте немного кристаллического  $\text{KCl}$  (или  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) и встряхните пробирку несколько раз, чтобы ускорить растворение соли. Четвертую пробирку оставьте в качестве контрольной.*

Сопоставьте интенсивность окраски полученных растворов с цветом содержимого четвертой (контрольной) пробирки и, используя принцип Ле Шателье, объясните наблюдаемое изменение окраски в первых трех пробирках.

Результаты опытов запишите в таблицу 3.

**Таблица 3**

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (усиление, ослабление)	Направление смещения равновесия
1.	$\text{FeCl}_3$		
2.	$\text{KSCN}$		
3.	$\text{KCl}$		
4.	-		

**Благодарю за внимание!**