

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

*Изучение химического равновесия реакции*

**Цель работы:** освоить основные понятия, вычислить константу равновесия гомогенной реакции между хлоридом железа (III) и иодидом калия по экспериментальным данным.

**Оборудование и реактивы:** 0,03 М раствор  $\text{FeCl}_3$ , 0,03 М раствор  $\text{KI}$ ; 0,015 М  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ; раствор крахмала; бюретка; мерные цилиндры; пипетки на 15-20 мл; колбы на 100-200 мл.



## *Теоретическое введение*

Химические реакции делятся на гомогенные и гетерогенные. Химическая реакция, протекающая в пределах одной фазы, называется *гомогенной химической реакцией*. К таким реакциям относятся многие химические процессы, протекающие в газовой фазе и растворах. *Гетерогенными реакциями* являются многие химические реакции, протекающие в топках и доменных печах, обжиг в содовой, цементной промышленности и т. д.

## *Понятие химического равновесия*

Допустим, что происходит реакция между газообразными веществами  $B$ ,  $D$ ,  $G$  и  $R$  по уравнению



где  $B$ ,  $D$  – исходные вещества;  $G$  и  $R$  – конечные вещества;  $b$ ,  $d$ ,  $g$ ,  $r$  – стехиометрические коэффициенты.

В зависимости от условий эта реакция может протекать самопроизвольно как в прямом, так и обратном направлении. Химическая реакция протекает самопроизвольно до тех пор, пока не достигнуто химическое равновесие между реагирующими веществами. Условия химического равновесия могут определяться термодинамическим или молекулярно-статистическим методом.

Рассмотрим гомогенную реакцию



где  $B$ ,  $D$  – исходные вещества;  $G$  и  $R$  – конечные вещества;  $b$ ,  $d$ ,  $g$ ,  $r$  – стехиометрические коэффициенты.

При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны. Но скорость реакции прямо пропорциональна концентрациям реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, т.е.

$$v_1 = k_1 c_B^b c_D^d$$

$$v_2 = k_2 c_G^g c_R^r$$

При равновесии:

$$v_1 = v_2 = k_1 c_B^b c_D^d = k_2 c_G^g c_R^r$$

Следовательно,

$$\frac{C_G^g C_R^r}{C_B^b C_D^d} = K_c$$

$K_c$  – константа равновесия;  $k_1$  и  $k_2$  - константы скорости прямой и обратной реакции соответственно.

Индекс  $c$  указывает на то, что состав равновесной смеси выражен через молярные концентрации соответствующих веществ.

Константу равновесия можно выразить и через равновесные парциальные давления системы:

$$\frac{P_G^g P_R^r}{P_B^b P_D^d} = K_p$$

Константа равновесия зависит от температуры, но не зависит от концентраций реагирующих веществ. Из выражения для константы равновесия следует, что она может принимать только положительные значения, поскольку является соотношением концентраций.

Если значение константы равновесия больше единицы, в равновесной системе преобладают продукты реакции. Это происходит потому, что константа скорости прямой реакции в данном случае больше, чем обратной ( $k_{\text{пр.}} > k_{\text{обр.}}$ ), в итоге равновесие устанавливается в тот момент, когда прямая реакция прошла в большей степени, чем обратная.

При этом произведение концентраций продуктов реакции окажется больше, чем произведение концентраций исходных веществ, то есть в равновесной системе будут преобладать продукты *C* и *D*. В таких случаях принято говорить, что при  $K > 1$  равновесие смещено в сторону образования продуктов реакции (вправо).

Если значение константы равновесия меньше единицы, в равновесной системе преобладают исходные вещества. Это происходит потому, что константа скорости обратной реакции больше, чем прямой, и исходные вещества, едва успев прореагировать, опять возвращаются в исходное состояние. То есть при  $K < 1$  *равновесие смещено в сторону образования исходных веществ (влево)*.

Если константа равновесия равна единице, это значит, что в равновесной системе исходные вещества и продукты реакции присутствуют примерно в одинаковых количествах.

Химическое равновесие является динамическим, поскольку, несмотря на то, что состав реакционной смеси после достижения химического равновесия во времени не изменяется, в системе продолжают протекать прямая и обратная реакции.

Положение химического равновесия определяется как природой реагирующих компонентов, так и условиями протекания данной обратимой реакции.

Это значит, что для некоторых реакций равновесие устанавливается при малых степенях превращения исходных веществ в продукты, а для других – наоборот, когда исходные вещества прореагировали почти полностью.

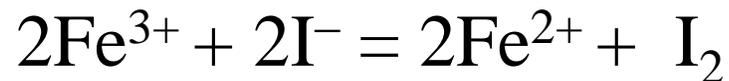
Таким образом, в состоянии равновесия в реакционной смеси присутствуют как исходные вещества, так и продукты реакции.

## *Экспериментальная часть*

Взаимодействие между хлоридом железа (III) и иодидом калия протекает по уравнению:



Ионное уравнение:



Константа равновесия реакции равна:

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 \cdot [\text{I}_2]}{[\text{Fe}^{3+}]^2 \cdot [\text{I}^-]^2}$$

В результате взаимодействия в системе накапливается йод, содержание которого можно аналитически определить титрованием тиосульфатом натрия. В этом случае протекает реакция:



## Последовательность выполнения работы

1. Взять четыре сухие колбы с притертыми пробками вместимостью 100 мл. Пронумеровав колбы, налить в них следующие количества растворов точной концентрации:

Раствор	Колба 1	Колба 2
<b>0,03 М FeCl<sub>3</sub>, мл</b>	55	—
<b>0,03 М KI, мл</b>	—	45

2. Затем колбы поместить на 30 мин в термостат при температуре  $25 \pm 0,2^\circ\text{C}$

3. Приготовить для титрования конические колбы вместимостью 100 мл. В каждую колбу налить 25 мл дистиллированной воды и поставить их для охлаждения в охлаждающую смесь (лед).
4. Слить вместе содержимое колб 1 и 2. **Отметить по часам момент сливания растворов.**
5. Через 30 мин от момента смешения из колбы, отобрать пипеткой 15 мл раствора и слить в сильно охлажденную колбу для титрования.
6. За момент отбора пробы считать сливание раствора из пипетки в колбу для титрования. Время отбора пробы отмечать с точностью до 1 мин.
7. Сразу после сливания выделившийся йод титровать 0,015 М раствором тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ).
8. Одинаковый объем гипосульфита натрия (тиосульфата натрия), израсходованный на титрование йода в двух последовательно взятых пробах, указывает на достижение равновесия.
9. Вычислить константу равновесия.

*Раствор гипосульфита натрия необходимо прибавлять до образования бледно-желтой окраски раствора. Затем добавить несколько капель раствора крахмала и титровать раствором гипосульфита натрия до исчезновения синего окрашивания раствора. Светло-синяя окраска раствора, появляющаяся через некоторое время после титрования не учитывается. Пипетку перед отбором пробы сполоснуть исследуемым раствором.*

## Видеофрагменты экспериментальной части

1. В колбе смешать 45 мл 0,03 М раствора  $\text{FeCl}_3$  и 55 мл раствора 0,03 М  $\text{KI}$



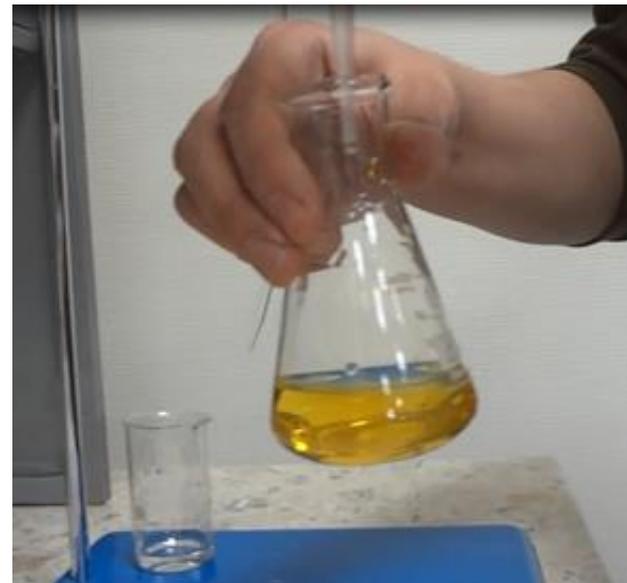
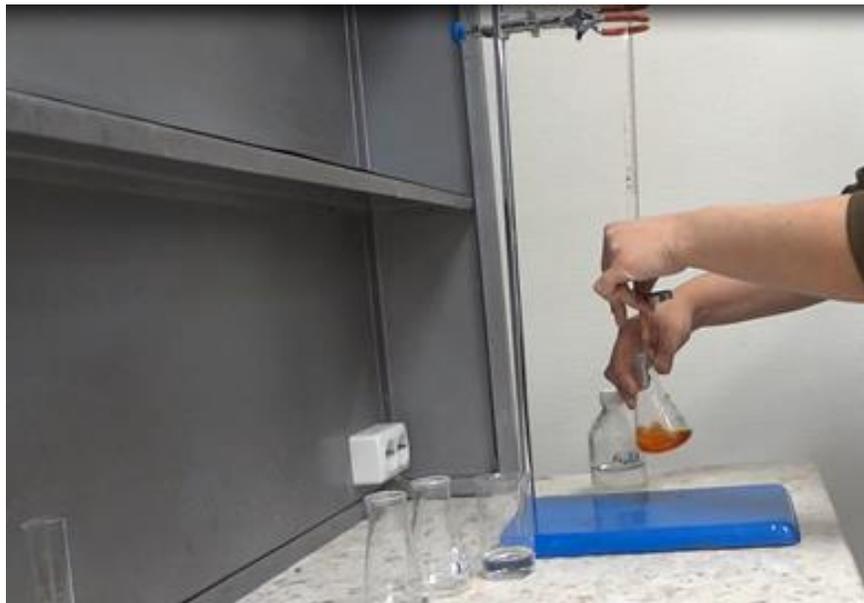
2. Реакционную смесь оставить на 30 минут



Через 30 мин от момента смешения из колбы, отобрать пипеткой 15 мл исходного раствора и слить в колбу для титрования.



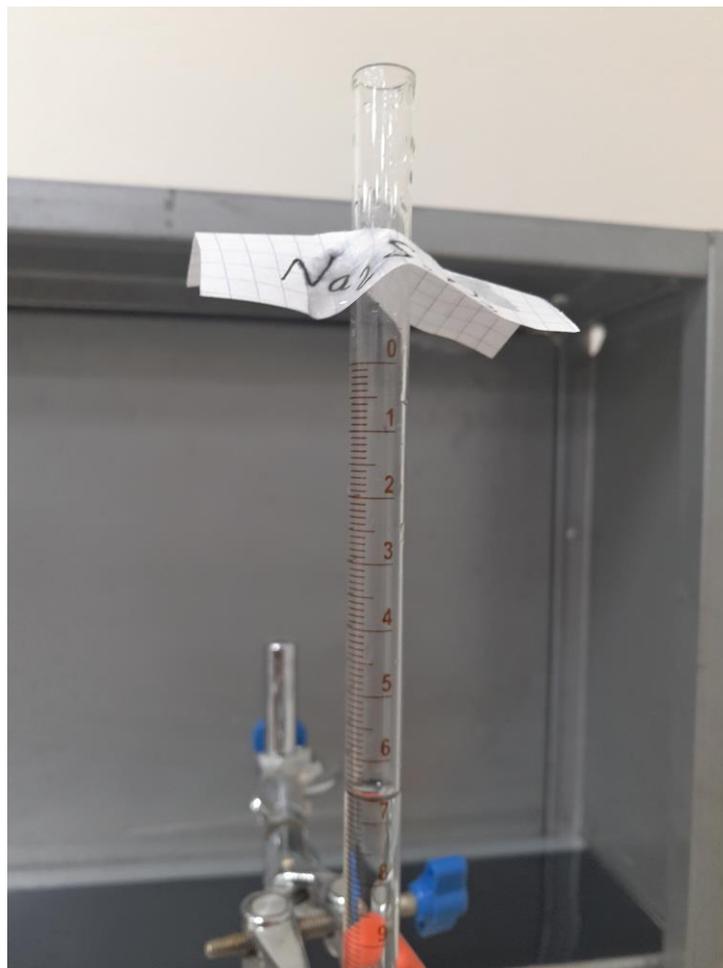
Сразу после сливания выделившийся йод титровать 0,015 М раствором тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) до появления желтой окраски раствора.



Затем добавить несколько капель раствора крахмала и титровать раствором гипосульфита натрия (тиосульфата натрия) до исчезновения синего окрашивания раствора.



Отметить объем гипосульфита натрия (тиосульфата натрия), израсходованный на титрование йода



## Расчеты

1. Концентрация иода  $c_{I_2}$  в состоянии равновесия равна:

$$c_{I_2} = 0,5 \cdot c_{Na_2S_2O_3} \frac{V_1}{V_2}$$

где  $c_{Na_2S_2O_3}$  – концентрация гипосульфита натрия, моль/л;  $V_1$  – количество гипосульфита натрия, израсходованное на титрование иода в момент равновесия, мл;  $V_2$  – количество взятой пробы, мл.

2. Концентрация ионов  $Fe^{2+}$  равна удвоенной концентрации иода, так как по уравнению реакции образуется одна молекула йода и два иона  $Fe^{2+}$ , следовательно,

$$c_{Fe^{2+}} = 2c_{I_2}$$

3. Концентрация ионов  $\text{Fe}^{3+}$  при равновесии равна разности начальной и равновесной концентрации ионов  $\text{Fe}^{2+}$ , так как прирост концентрации  $\text{Fe}^{2+}$  равен убыли концентрации  $\text{Fe}^{3+}$ :

$$c_{\text{FeCl}_3}^p = c_{\text{FeCl}_3} - 2c_{\text{I}_2}$$

4. Содержание  $\text{FeCl}_3$  вычисляют из концентрации исходного раствора и степени разбавления его при смешении растворов:

$$c_{\text{FeCl}_3} = c_{\text{FeCl}_3}^0 \frac{a}{a + b}$$

где

$c_{\text{FeCl}_3}^0$  - количество растворов  $\text{FeCl}_3$ , моль/л;  $a$  и  $b$  – количества растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KI}$ , соответственно, взятых для проведения реакции.

5. Концентрацию ионов  $I^-$  рассчитывают по уравнениям:

$$c_{I^-} = c_{KI} - 2c_{I_2}$$

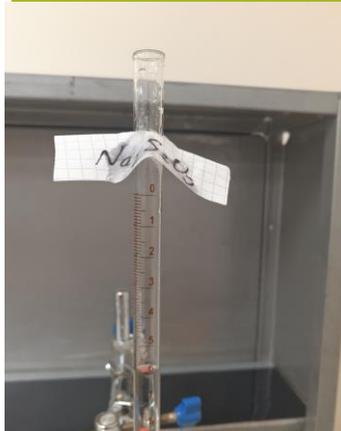
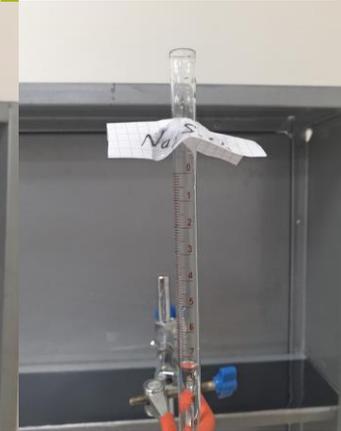
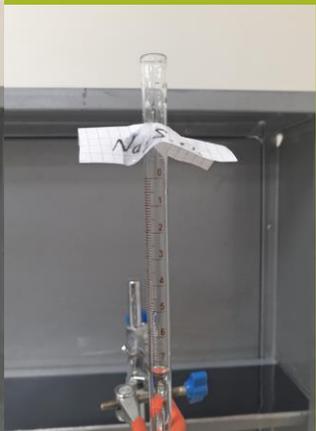
$$c_{KI} = c_{KI}^0 \frac{b}{a + b}$$

где  $c_{KI}^0$  - концентрация исходного раствора, моль/л.

6. Вычислить константу равновесия реакции:

$$K = \frac{[Fe^{2+}]^2 \cdot [I_2]}{[Fe^{3+}]^2 \cdot [I^-]^2} = \dots$$

# Результаты титрования

				
6,0 мЛ	6,3 мЛ	6,5 мЛ	7,5 мЛ	7,5 мЛ

Экспериментальные и расчетные данные записать в таблицы:

<b>№ пробы</b>	<b>Время отбора пробы, мин</b>	<b>Количество гипосульфита натрия, израсходованного на титрование</b>
1	30	5,5
2	40	6,0
3	50	6,3
4	60	6,5
5	70	7,5
6	80	7,5

Вещество	Начальная концентрация	Равновесная концентрация	Константа равновесия
$I_2$			
$Fe^{2+}$			
$Fe^3$			
$I^-$			

## Контрольные вопросы

1. Через какие величины можно выразить константу химического равновесия? Какая зависимость существует между константами равновесия, выраженными различными способами?
2. Каковы термодинамические и молекулярно-кинетические признаки равновесного состояния?
3. По каким признакам можно судить о достижении равновесия?
4. От чего зависит  $K_p$  и  $K_c$  реакций?
5. Какие известны методы расчета  $DG^0$ , а следовательно, и константы равновесия, на основании термических и термохимических данных?