



МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
имени Н.Э. БАУМАНА

# Учебное пособие

Методические указания  
по выполнению лабораторных работ  
по курсу

**«Общая химия»**

МГТУ имени Н.Э. Баумана

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
имени Н.Э. БАУМАНА

Методические указания  
по выполнению лабораторных работ  
по курсу

**«Общая химия»**

Москва  
МГТУ имени Н.Э. Баумана

**2012**

УДК 681.3.06(075.8)  
ББК 32.973-018  
И201

Методические указания по выполнению лабораторных работ по единому комплексному заданию по блоку дисциплины «Общая химия» / Коллектив авторов –  
М.: МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2012. – 47 с.: ил.

В методических указаниях рассмотрены основные этапы, их последовательность и содержание по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Общая химия».

Ил. 39. Табл. 5. Библиогр. 7 назв.

УДК 681.3.06(075.8)

© МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2012

## АННОТАЦИЯ

В данном блоке лабораторных работ к изучению представлены основные органические законы, по которым происходит взаимодействие между собой кислот, солей и щелочей. В зависимости от степени активности реакция между этими элементами может проходить, а может не проходить. В случае если она проходит, в уравнении реакции слева записываются исходные ее элементы, а справа записываются продукты реакции.

## ANNOTATION

In this unit of laboratory work to study the main organic laws, which interact with each other acids, salts and alkalis. Depending on the degree of activity of the reaction between these elements can take place, but can not pass. If it passes, in the reaction equation is written on the left of the original elements, and the reaction products are recorded on the right.

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	6
1 ИЗУЧЕНИЕ ВИДОВ ПОДКЛЮЧЕНИЯ СХЕМ С КЛЮЧАМИ.....	7
1.1 Лабораторная работа 1.....	7
1.2 Лабораторная работа 2.....	11
1.3 Лабораторная работа 3.....	15
1.4 Лабораторная работа 4.....	18
1.5 Лабораторная работа 1.....	27
1.6 Лабораторная работа 1.....	37
1.7 Лабораторная работа 1.....	42
ВЫВОДЫ.....	46
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКО.....	47

## ВВЕДЕНИЕ

**Цель работы** –ознакомление с реакциями взаимодействия разных, по степени активности органических элементов (солей, кислот и щелочей).

В ходе написания уравнения реакции, необходимо ставить коэффициенты перед каждым элементом, для того, чтобы химическое уравнение превратилось бы в тождество.

# 1 ИЗУЧЕНИЕ РЕАКЦИЙ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ МЕЖДУ ОРГАНИЧЕСКИМИ ЭЛЕМЕНТАМИ

## 1.1 Лабораторная работа 1

Лабораторная работа №1  
Определение молярной массы эквивалента металла объёмным методом

Цель работы: усвоение понятий "эквивалент", "молярная масса эквивалента", расчёт эквивалентов простых и сложных веществ, знакомство с простейшими экспериментальными методами определения эквивалента элемента.

Теоретическая часть:  
Химический эквивалент  $\bar{z}$  - реальная или условная частица, которая может присоединять, выводить или быть как-либо другим способом равноценна атому (иону) водорода в окислительно-восстановительных, кислотно-основных, реакциях или отдавать электрон в окислительно-восстановительных реакциях.  
Число эквивалентности  $\bar{z}$  - показывает, сколько химических эквивалентов содержится одна формульная единица вещества.  
Фактор эквивалентности  $f_{\text{экв}}$  - величина, обратная числу эквивалентности, показывает, какая доля формульной единицы вещества приходится на один химический эквивалент.  
 $f_{\text{экв}} = 1/\bar{z}_{\text{экв}}$   
Молярная масса химического эквивалента  $M_{\text{экв}}$  вещества - масса 1 моля химического эквивалента вещества; выражается в граммах на моль и связана с молярной массой вещества соотношением:

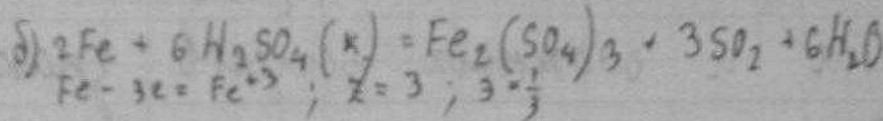
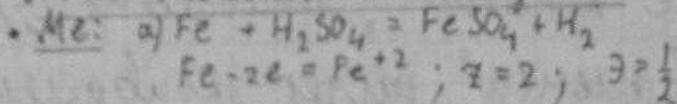
$$M_{\text{экв}} = \frac{M}{\bar{z}_{\text{экв}}} = M f_{\text{экв}}$$

Молярный объём химического эквивалента  $V_{\text{экв}}$  вещества - объём 1 моля хим. экв. газа; выражается в литрах

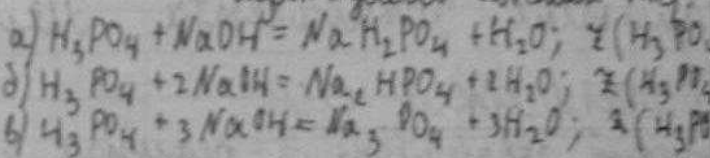
рах на масс и связан с молярными массами соотношением:

$$V_{\text{экв}} = \frac{V_M}{z_{\text{экв}}} = V_M f_{\text{экв}}$$

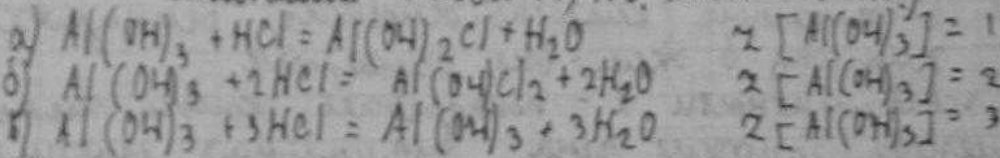
Закон эквивалентности (и. Рихтер, 1792). Химические элементы входят в состав соединений в строго определенных отношениях масс, поэтому вещества реагируют и образуются в эквивалентных количествах.



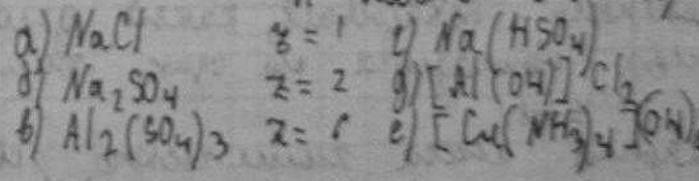
• Реакции обмена - а) Кислоты (кол-во ионов водорода, замещающих ионы Me):



б) Основания (кол-во ионов гидроксидов, замещающих анионы кислоты, т.е. кислотн. осн.):



б) Соли  $z = n \cdot m$ , где  $n$  - кол-во катионов,  $m$  - валентность кат. / а



• Окисл.-восп. реакции (кол-во принятых или отданных электронов)

$$n \cdot f_{\text{ок}} = \frac{M}{z_{\text{ок}}} = d_{\text{ок}} M$$

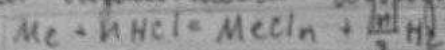


## Практическая часть:

Эквивалентная установка для измерения молярной массы эквивалента  $M_e$  известными методами:

Расчеты и формулы:

Объем вытесняемого водорода  $V$  в реак.



равен разности уровней  $V \cdot h_2 - h_1$ , измеренной в кудинском сантиметре и относитель к атмосферным условиям  $(p, T)$  проведения опыта.

Нормальные условия:  $p = 760$  мм рт. ст.;  $T = 273$  K

Измеренный объем водорода при атмосферных условиях  $(p, T)$  пересчитывается на нормальные условия по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0}$$

$$p_0 = 760 \text{ мм рт. ст.}; T_0 = 273,15 \text{ K}; (h_2 - h_1) = 21 - 8 = 13 \text{ см}^3$$

$$p = p_{H_2} = p_{атм} - p_{H_2O} = (751 - 18,65) \text{ мм рт. ст.} = 732,35 \text{ мм рт. ст.};$$

$$V_0 = \frac{p \cdot V}{p_0} = \frac{732,35 \cdot 13}{760} = 12,200 \text{ мм}^3/\text{моль} (?)$$

Закон эквивалентов:

$$\frac{m(M)}{V_0(H_2)} = \frac{M_3(M)}{V_3(H-H)}$$

$$m.o. M_{экв.}(Me) = \frac{m \cdot V_{экв.} \cdot p_0 \cdot T}{p \cdot V \cdot T_0} =$$

$$= \frac{0,0124 \cdot 751 \cdot 204,15 \cdot 11200}{732,35 \cdot 13 \cdot 273,15} = 12,1 \text{ г/моль} (?)$$

Рассчитали молярную массу  $M_e$  для трех разных значений  $M_3$

$$M = M_{экв.} \cdot z; M_1 = 12,1; M_2 = 24,2; M_3 = 36,3$$

По таблице Менделеева находим, что подходит под данные расчеты  $M_2$ , с вал. 2 ( $M_2 = 24,3$ )

Теперь рассчитали относительную погрешность  $\Delta M$  - 24,3

$$\Delta M = \left| \frac{M_{экв.з} - M_{экв.т.}}{M_{экв.т.}} \right| \cdot 100\% = \left| \frac{24,2 - 24,3}{24,3} \right| \cdot 100\%$$

## Выводы:

В результате эксперимента было установлено, что та же масса  $M_2$  при той же массе  $M_1$ , помещенная в ходе эксперимента, оказалась равной  $M_{экв.}(M_1) = 12,1 \text{ г/моль}$  и относительная погрешность измерений  $\approx 4\%$ . ■

2,68. Точка

## 1.2 Лабораторная работа

### Лабораторная работа №2. Определение концентрации раствора титриметрическим методом.

Цель работы: ознакомление с понятием растворов и способами выражения содержания растворенного в-ва; определение концентрации раствора методом титрования.

#### Теоретическая часть:

Растворы - это однородные (сост. из одной фазы) системы, содержащие несколько компонентов. Растворы бывают газообразные, жидкие и твердые. Среди соединений (компонентов), образующих раствор, выделяют растворенные в-ва и растворитель.

Растворителем принято считать компонент, агрегатное состояние которого соответствует агрегатному состоянию раствора. Как правило, это компонент, содержание которого в растворе выше содержания остальных, называемых растворенными веществами. Наиболее практическое значение имеют жидкие растворы, в частности водные растворы, в которых растворителем является вода.

Состав раствора и содержание растворенного в-ва (концентрация) характеризуются следующими величинами:

- Массовая доля компонента ( $\omega_i$ ):  $\omega_i = m_i / \sum m_i$
- Мольная доля компонента ( $x_i$ ):  $x_i = n_i / \sum n_i$  ( $n$  - кол-во моль)
- Мольная концентрация (мольность):  $C_m = n / V = \frac{m}{M \cdot V}$  ( $m$  - масса в-ва,  $M$  - молярная масса,  $V$  - объем раствора)

$$C = n/V = \frac{m}{M \cdot V}$$

Молярная концентрация:  $c_{\text{э.кв.}} = n_{\text{э.кв.}} / V =$   
 $= \frac{m}{M \cdot V} = \frac{m \cdot z}{M \cdot V}$

Массовая концентрация:  $c_{\text{масс}} = m / V$

Титр T - масса растворенного в-ва в 1 мл раствора:

$$T = c_{\text{масс}} / 1000$$

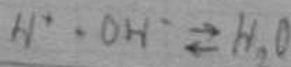
Титриметрия - аналитический метод, основанный на измерении объема раствора реагента точно известной концентрации, вводимого с определенной в-вом. Растворы реагентов известной концентрации используют в титриметрии, назыв. титрованными (станд.) растворами, или титрантами.

Велич. кон-ти исследуемого раствора, в соответствии с законом эквивалентов, находят по формуле:

$$c_{\text{э.кв.1}} V_1 = c_{\text{э.кв.2}} V_2$$

Принцип титрования заключается в следующем: к раствору анализируемого в-ва неизвестной концентрации (пробе) добавляют постепенно порциями раствор титранта до тех пор, пока не будет получен сигнал индикатора, свидетельствующий о прекращении реакции (достижении конечной точки титрования). Момент окончания титрования можно установить при помощи химической реакции или по изменению некоторого физического свойства. Так используются органические красители, окраска которых изменяется по достижению конечной точки титрования.

При определении концентраций кислот и оснований используют метод кислотно-основного титрования, в основе которого лежит реакция нейтрализации:



Показатель водородного pH, численно равен отрицательному десятичному логарифму ионной концентрации ионов водорода в растворе:

$$pH = -\lg c_{H^+}$$

Стандартная стехиометрическая погрешность кислотно-основного титрования для сильных кислот и оснований может быть рассчитана по формуле

$$\eta_{\text{ст}} = \left| \frac{c_{OH^-} - c_{H^+}}{c_0} \right| \cdot 100\%$$

Практическая часть:

1. Приготовление более

2. Определ. к-ты пригот. разб. р-ра  $HCl$  (0,003 н.)

N° 1

Взять 0,003 н.  $HCl$  добавить до метки дистиллированной  $H_2O$  и капнуть в пробирку фенолфталеином, а в другую - 3 мл 0,1 н.  $NaOH$ .

$$c_{HCl} = 0,003 \text{ н.}; \quad c_{NaOH} = 0,1 \text{ н.}$$

$V$  и расчеты выписаны на титровании в приложении

$$c_{\text{э}}(1) \cdot V(1) = c_{\text{э}}(2) \cdot V(2)$$

0,1 н.

(X)

0,003 н.

100 мл

по рез-там титр-я  $V = 3 \text{ мл}$  (теор.)

$$m.o. \quad \eta = \left| \frac{V_{\text{т.}} - V_{\text{т.о.}}}{V_{\text{т.}}} \right| = \left| \frac{3,35 - 3}{3} \right| \approx 0,12$$

$$m.o. \quad \eta = 12\%$$

№2.

Титруем 0,1 M раствора NaOH до перехода от фенол-фталеина от синего до розового, а метилоранжем от розового до фиолетового.

$$V_1 = 3,3 \text{ мл } V_{\text{теор.}} = 3 \text{ мл}$$

$$\eta = \left| \frac{3 - 3,3}{3} \right| \cdot 100\%$$

$$\text{т.о. } \eta = 10\%$$

Вывод: расхождение в величинах кондукции одного и того же раствора оттитрованного в различные моменты индикатора вызвано разными областями пересечения некоторых рН-индикаторов. фенолфталеин  $\rightarrow$  синий (H)  $\rightarrow$  красный (OH), метилоранж  $\rightarrow$  розовый (H<sup>+</sup>)  $\rightarrow$  желтый (OH).

Погрешности в первом опыте составили 17%, а в последнем 10%. ■

Ф.уия!

2,58. 2009

Андрей! у Вас была другая задача! Вы готовили р-р к-л заданной к-ции, затем определяли к-цию, приготовл. р-р сравнивали с заданной.

### 1.3 Лабораторная работа 3

## Лабораторная работа №3

### Определение жесткости воды

Цель работы: изучение понятия жесткости, определение жесткости воды и способов ее устранения.  
Теоретическая часть:

Жесткостью называют совокупность в-в с растворенными в ней солями карбонатами, гидрокарбонатами, сульфатами, хлоридами, нитратами кальция, магния, железа и др.

а) Карбонатная жесткость  $H_k$  - совокупность в-в в воде, обусловленные присутствием в ней солей кальция гидрокарбонатов, магния, железа и незначительной части их карбонатов. Она отвечает той части содержания в воде катионов  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$  которая эквивалентна содержащимся в ней анионам  $HCO_3^-$  и  $CO_3^{2-}$ . Часть карбонатной жесткости, устраняемой кипячением называют временной  $H_v$ , или устранимой жесткостью. Остаточная карбонатная жесткость  $H_{ок}$ , обусловлена наличием карбонатов, которые остаются в растворенном состоянии в воде, хотя в малой концентрации все они остаются в раствор. ост. в воде после кипячения, определяют  $H_{ок}$ , или неустраняемую жесткость.

б) некарбонатную жесткость  $H_{нк}$  - совокупность в-в в воде обусловленные в ней присутствием сульфатов, хлоридов, нитратов и нитритов кальция, магния и железа. Она отвечает той части содержания в ней катионов  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ , которая эквивалентна содержащимся в ней анионам  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$  и др. Гидрокарбонатная

жесткость воды меньше количеством на единицу  
 метал. карбонат. жесткости;  
 1) обычно жесткость  $H_0$  вычисл. карб. и некарб., рас-  
 шиваются по формуле:

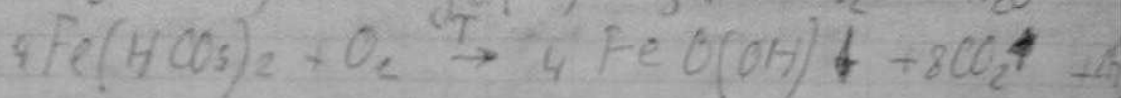
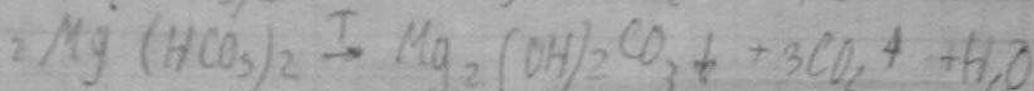
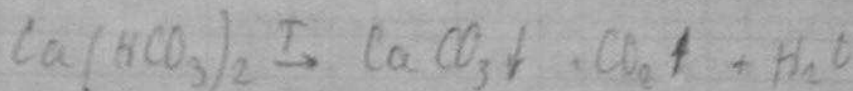
$$H_0 = H_K + H_{нк}$$

В России за единицу жесткости принимают жесткость  
 воды в 1 л которой содержат 1 ммоль экв  $Ca^{2+}$  или  
 $Mg^{2+}$ . В др. странах используют градусы жесткости.

Способы умягчения жесткой:

- Термическая обработка

$T = 70, 80^\circ C$  или кипячения.



- хим. обр. или реакцией с содой

данной содой  $Na_2CO_3$  или  $NaHCO_3$ . Как временную так и  
 постоянную жесткость содой записывают в обработке  
 воды в виде карбоната, образ. с карб. жесткостью  
 малораствор. соединений. К таким таким реагентам  
 относятся: гашеная ( $Ca(OH)_2$ ) и негашеная ( $CaO$ )  
 известь, сода ( $Na_2CO_3$ ), различные фосфаты натрия.

- ионный обмен

ионный обмен, ионный обмен, +обессоливание

Метод основан на способности некоторых веществ, не рас-  
 павшихся в воде, стехиометрически обменивать свои ионы  
 на ионы внешней среды (воды, растворов электролитов). В  
 ионита, обладающие такими св-ами, называют ионоб-  
 никлами или сокращенно ионитами. Большинство ионитов  
 твердые, ограниченно набухающие в-ва, аморфной или  
 таковой структуры. Они состоят из каркаса (матрицы)



и закрепленные на ней ионные или комплексообразующие группы. Эти группы диссоциируют, давая полионы (окислительная ионы, эквивалентно связанные с каркасом) и эквивалентное число подвижных протонов, способных к обмену и конденсированных своими зарядами заряды ионов.

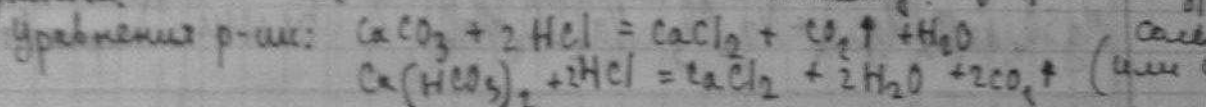
### Практическая часть:

#### • Опыт 1.

Определение временной жесткости воды:

Метод определения - кислотно-основное титрование. Проба: 100 мл водопроводной воды. Титрант: 0,1 н. раствор HCl. Индикатор: метилоранжевый.

Наблюдения: при добавлении метилового оранжевого индикатора в воду она становится желтой, а при добавлении потам вода слабой кислоты ↑ цвет меняется на красный.



Расчет: 1.  $V$  титранта:  $V_{титр.} = \frac{V_{проб} \cdot (n_{исх} - n_{кон.})}{n_{титр.}} = 1,9 \text{ мл}$

↳ объем титранта, использованного на титрование

2.  $n_{жр.} = \frac{c_{титр.} \cdot V_{титр.}}{V_{проб}} \cdot 10^3 = \frac{0,1 \cdot 1,9}{100} \cdot 1000 =$

$= 1,9 \text{ ммоль экв/л}$

Жесткость или твердость определяется по ГОСТ

Вывод: по полученным данным о жесткости воды, можно утверждать, что вода очень мягкая, т.к. значение жесткости  $< 1,5$  единиц по ГОСТ

#### • Опыт 2.

Определение общей жесткости воды:

Метод определения: комплексонометрическое титрование?

Проба: 100 мл водопроводной воды. Это это такое?

Титрант: 0,05 н. раствора трилона Б. Индикатор: эрионин

Наблюдения: при добавлении индикатора → цвет синий. Иск. цвет - синеватый.

Расчет: 1.  $V_{титранта} = (n_{н-н}) = 5,3 \text{ мл}$

2.  $n_{\text{ед.}} = \frac{c_{\text{титранта}} \cdot V_{\text{титранта}}}{V_{\text{проб}}}$

$= \frac{0,05 \cdot 5,3}{100} \cdot 1000 = 2,65 \text{ ммоль экв/л}$

Вывод: Вода по ГОСТ мягкая (1,5 - 3 ед.).

• Этп 3

Устранение некарбонатной жесткости воды:

метод устранения жесткости: реактивный. Осадительный раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

Состав исходн	Вид осад.	Ур. реакции См. объяснение на стр. 4	Число стех	Хар. осадка	Вывод о раз
$\text{MgSO}_4$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MgCO}_3 \downarrow$	2	Белый	Практически нераств.
$\text{CaCl}_2$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$	4	Белый	Мало растворим
$\text{CaSO}_4$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 \downarrow$	2	Белый	Мало растворим

Вывод: Так как осадок при взаимодействии  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$  и  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{CaSO}_4$  практически нерастворим, то его концентрация

К-ция  
Чем  
лучше  
растворим  
осадок,

тем меньше осадков  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{CaSO}_4$ , а следовательно, только этот реагент эффективней устраняет жесткость воды, чем  $\text{CaSO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$ . И, следовательно, лучше всего устраняет жесткость  $\text{CaSO}_4$ .

Реагент - это  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Он должен устранить ионы  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Ca}^{2+}$ !

#### 1.4 Лабораторная работа 4

### Лабораторная работа № 4.

### "Окислительно-восстановительные р-ии"

Цель работы: ознакомление с процессами окисления и восстановления и умение находить коэф. в ур-ниях ок-вос реакций.

#### Теоретическая часть:

- Окислительно-восстановительными называют реакции, в которых от восстановителя к окислителю частично или полностью переходят  $e^-$ .
- Степень окисления - формальный заряд на атоме при условии, что ион  $O_2$  имеет форм. заряд  $-2$ , а ион водорода  $+1$ .
- В-во  $VO_2$  в состав которого входит элемент, когда степень окисления наз. окисл., в-во, в состав которого входит  $Zn$ , наз. восстановит. Степень окисления, назыв.
- Степень окисления элемента в соединении опре- в соответствии со след. правилами:
  - Степень окисления в простом в-ве равна 0.

- ▶ Алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю.
- ▶ Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в сложном ионе, а также степени окисления атомов в простом одноатомном ионе равна заряду иона.
- ▶ Отрицательную степень окисления проявляет в окислительных атаках элемента, имеющая наибольшее  $z_0$ .
- ▶ Максимально возможная положительная степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой находится элемент в период. таблице.

• Классификация ОВР:

- ▶ Ион-ионные и восстановитель-разные в-ва, то реакции относятся к межмолекулярным.
- ▶ При термической разложении сложных соединений, в состав которых входит кислород и восстановитель, происходят ОВР, называемые внутримолекулярными.
- ▶ Реакции диспропорционирования могут происходить сами соединения, содержащие элемент в промежуточных степенях окисления, попадают в условия, где они становятся неустойчивыми.
- ▶ Р-ии диспропорции - это процессы взаимног. окисл. и восстановл. в состав которых входит один и тот же элемент в разных степенях окисления. В результате продукты окисления дв. в-ва с промежуточной степенью окисления.

• Составление уравнений:

Для составления уравнений ОВР наиболее часто используют метод электронного баланса и метод электронного баланса.

- ▶ Метод электронного баланса применяют при составлении уравнений реакций протекающих в водном растворе, а также реакций с участием веществ, в которых трудно определить степени окисления элементов. Согласно этому методу выделяют следующие типы реакций:

- 1) Записывают общую молекулярную реакцию с указанием восстановителя, окислителя и среды, в которой протекает р-ия.
- 2) учитывая диссоциацию электролитов в водном растворе, данную реакцию представляют в виде молекулярно-ионной взаимодействия. Ионы, степени окисления

ний атомов - которых не изменяется, в строке  
указывают, за исключением  $H^+$  и  $OH^-$ .

3) определяют степени окисления вст. и окислителей  
а также продуктов их взаимодействия.

4) Записывают материальный баланс попересичен  
исчисления и балансовый.

5) Изменяют попересичен, учитывая принцип  
равенства отданных и принятых  $e^-$ .

6) Добавляют ионы, не участв. в пр. ОВ, чтобы  
их как-то связать и сбалансировать, и записывают  
уравнение реакции.

► Метод электронного баланса обычно используют  
составление уравнения окисл.-восст. реакции  
какими-либо газами, т.е. в-ами и в растворе  
Кислородом и водородом.

1) Записать формулы реагентов и продуктов реакции  
молекулы вст.

2) Определить степени окисления атомов, участв.  
в процессе окисления.

3) По изменению степени окисления установить  
число  $e^-$ , отданных восстановит. и число  $e^-$ , принятых  
окислителем и составить з. баланс  
учетом принципа равенства числа отданных  
и принятых  $e^-$ .

4) Умножить электронного баланса записав  
в уравнение ОВР как основные стехиометрические  
элементы.

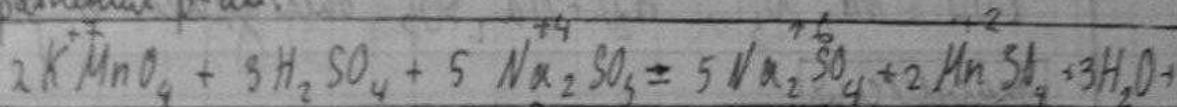
5) Подписать стехиометрические элементы  
и коэффициенты реакции.

Практическая часть.

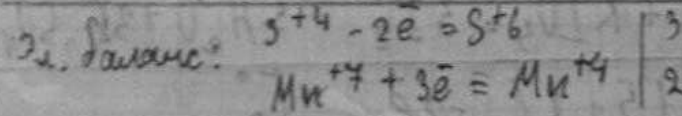
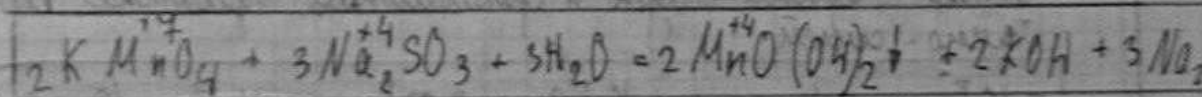
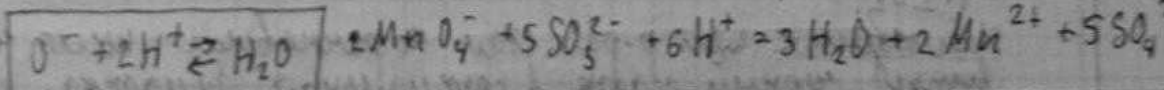
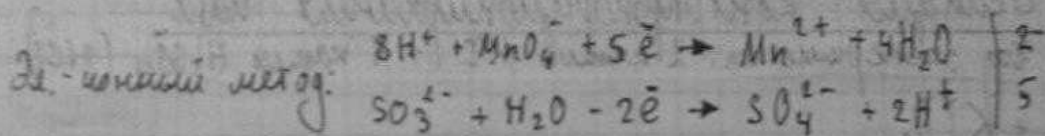
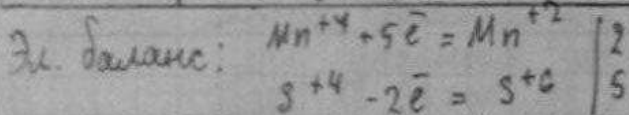
Опыт 1

Перманент калия как окислитель в различных средах.

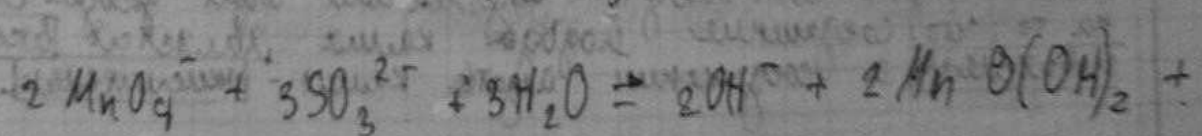
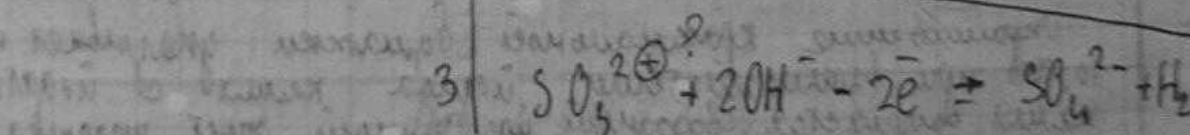
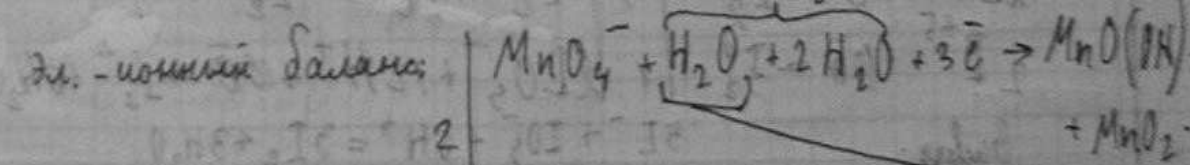
Цель эксперимента: Показать возможность  $KMnO_4$  и в каждой из трех сред добавить 2-3 капли  $Na_2SO_3$ .  
 В кислой среде: Раствор с серной кислотой становится бесцветным.  
 Раствор с дистиллированной водой становится розовым.  
 В р-р  $NaOH$  становится темной зеленой.  
 Уравнение р-ий:



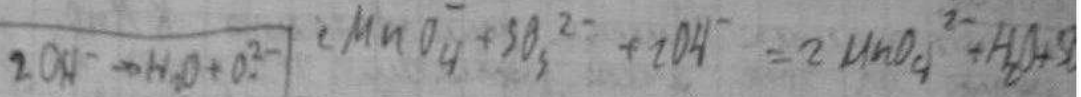
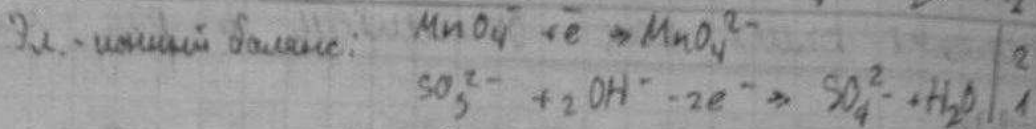
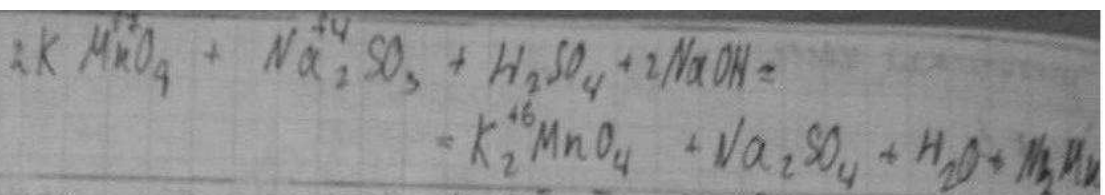
Кислотн. ср.



нейтр. среда



иристая среда



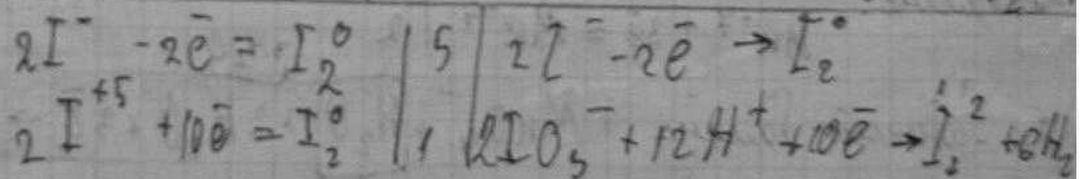
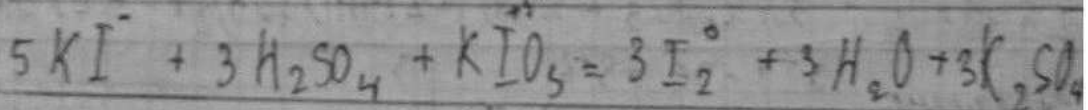
Вывод:  $KMnO_4$  в р-рах с  $H_2SO_4 + Na_2SO_3$ ,  $KOH + Na_2SO_3$ ,  $H_2O + Na_2SO_3$  выступает в р-е окислителя.

Отмет 2.1

Реакция контрпропорционирования йода  
ход эксперимента: 1 капля  $KI$  + 1 капля  $H_2SO_4$  (НС)



Наблюдения: цвет р-ра стал коричневым, после чего выпал черный осадок. Крахмальная бумажка стала темно-синей.



Окисление крахмальной бумажки указывает то, что при взаимодействии йода с йодидом йодид окисляется свободный йод. Данный опыт указывает на то, что соединение йодидов йода является обратителем, а соединением йодатом йода - окислителем.

### Опыт 3.

Пероксид водорода как окислитель.

Для эксперимента: 2 капли KI + 1 капля  $H_2SO_4 + H_2O_2$   
Наблюдения: р-р меняет свой окрас с бесцветного на желто-коричневый. Крахмальная булжка становится темно-синей.



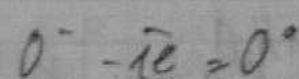
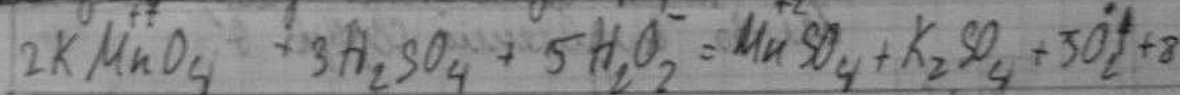
Эл.-ионный баланс!

Вывод: окраска крахмальной булжки в темно-синий цвет указывает на присутствие свободного йода  $I_2$ . Пероксид  $H_2O_2$  в данной р-ции является окислителем.

### Опыт 4.

Пероксид водорода как восстановитель.

Для эксперимента: 2 к. р-ра  $KMnO_4 + 1 к. H_2SO_4 + H_2O_2$   
Наблюдения: выделяется газ  $\rightarrow$  р-р становится бесцветным.



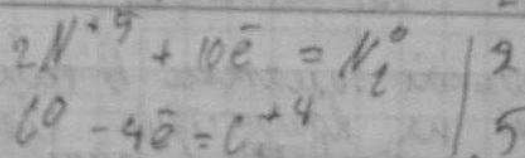
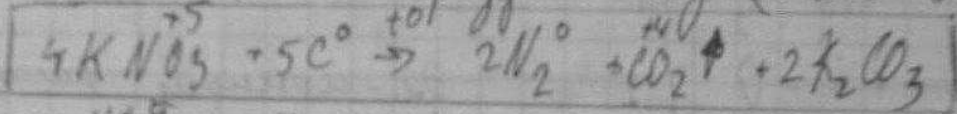
Вывод: при взаимодействии пероксида водорода  $H_2O_2$  с более сильным окислителем выделяется кислород  $O_2$ , и пероксид водорода становится восстановителем.



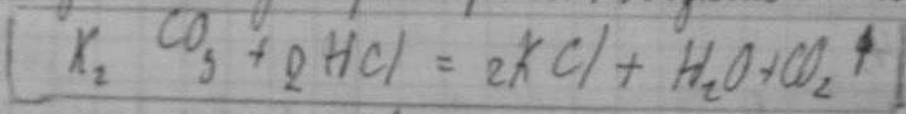
**Опыт 5**

Селитра как окислитель  
 ход эксперимента: 1-2 г нитрата калия + нагрев, до  
 распада, сам. затем или опущали в пробирку  
 соек древесной угли. Продолжили нагревание до  
 выгорания угля.  
 над, поднимая. Кристаллический белый нитрат  
 становится жидким через некоторое время угли  
 бочина меняется. образуется осадок (после осадка  
 раки)

! Внимание!  
! Опасный эксперимент!



Далее: жидкотекучие пробирки, налив H<sub>2</sub>O до распада  
 осадка + пары хлорид HCl.  
 Наблюдения: осадок растворился. Выделился газ.

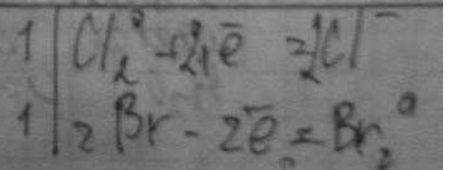
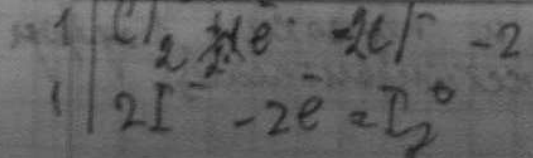
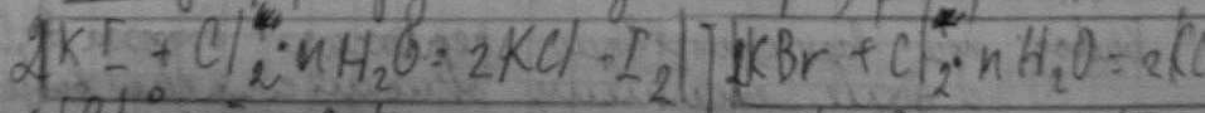


Вывод: при нагревании нитрат калия превра-  
 щается из кристал. соед. в жидкое состояние  
 идет (после добавления угля) с белым  
 кри-во выделением CO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>O.

**Опыт 6**

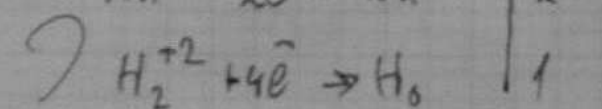
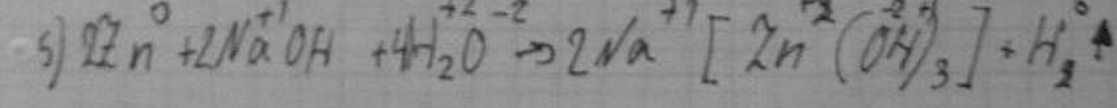
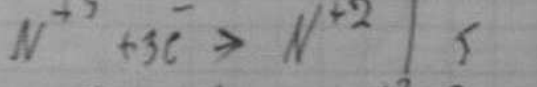
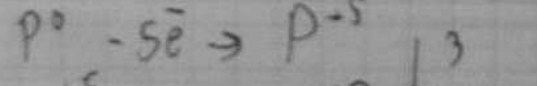
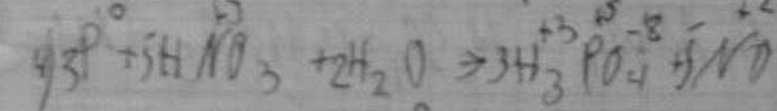
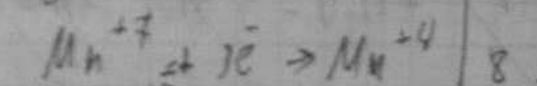
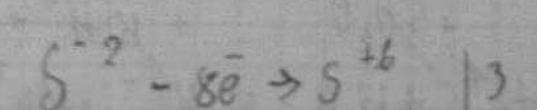
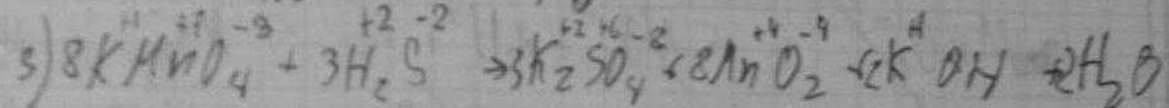
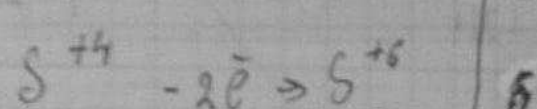
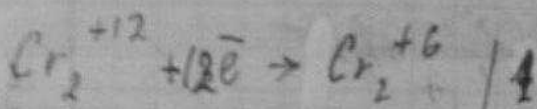
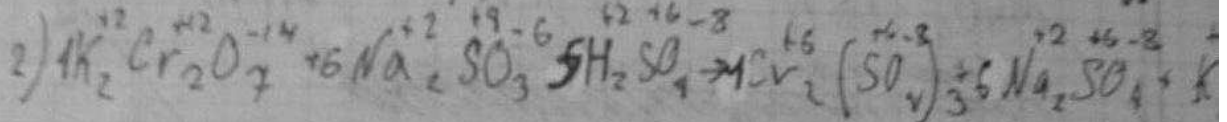
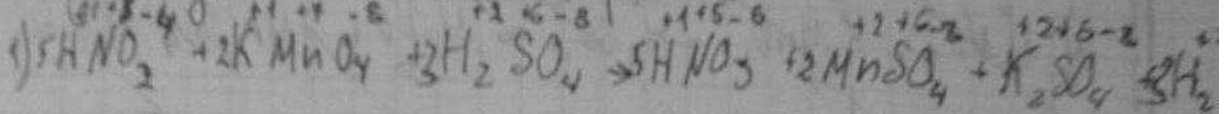
Окисл. активность галогенов

Действие: 2-3 г KI; 2-3 г KBr + Cl<sup>+</sup> и H<sub>2</sub>O  
 Наблюд.: р-р йода как → желтый окрас; р-р бром. К → 20



Вывод: Cl<sub>2</sub> вытесн. Br<sub>2</sub> и I<sub>2</sub> и не соед. с H<sub>2</sub>O.

Запишите гит самоокислительные реакции:



2, 38. 2. 19

# 1.5 Лабораторная работа 5

## Лабораторная работа №5

### Кинетика гомогенных и гетерогенных химических реакций

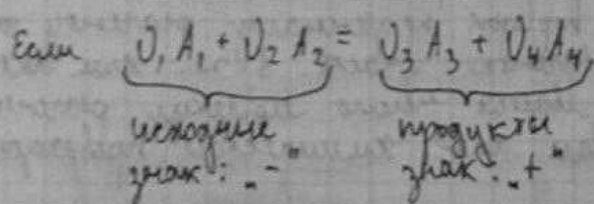
Цель работы: ознакомление с основными закономерностями протекания гомогенных химических реакций и факторами, влияющими на скорость реакции. ознакомление с основными особенностями протекания гетерогенных реакций и факторами, влияющими на скорость гетерогенных взаимодействий.

#### Теоретическая часть:

Гомогенными называются р-ии, протекающие в одной фазе (в смеси газов, в жидком растворе или в твердой фазе).

$r$  - скорость реакции

$E$  - химическая переменная



$$E_i = \frac{N_i - N_i^0}{J_i}$$

число молей  $i$ -го компонента в момент  $t$   
 число молей того же компонента в начальном моменте  $t$   
 стехиометрический коэф. (+ или -)

$$r = \frac{1}{V} \frac{dE_i}{dt} \rightarrow \text{(дифер. форма)} \quad dE_i = \frac{dN_i}{J_i}$$

большим минусом  $r = \frac{1}{J_i V} \frac{dN_i}{dt}$  или  $r_i = \pm \frac{1}{V} \frac{dN_i}{dt}$

$r_i = \pm \frac{dC_i}{dt}$  скорость р-ии  $r = \frac{1}{J_i} r_i$  скорость по  $i$ -йю компоненту

измен. конц-ция в ед. вр.

Основной закон (формула) химической кинетики:

Скорость реакции в какой момент времени постоянная  $v$  пропорциональна произведению концентраций реагирующих в-в, возведенных в некоторую степень. Если записать ур-ие реакции как:  $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \text{продукты}$ , то:

$$v = - \frac{d[A]}{dt} = k C_A^{\nu_A} C_B^{\nu_B} C_D^{\nu_D}$$

↑ скорость р-ии  
↑ константа скорости хим. р-ии  
↑ порядок реакции  
↑ степеней

Механизм или реакция называют совокупность отдельных элементарных стадий, из которых складывается химическая реакция.

Элементарной называется р-ия, которая происходит в одну ступень непосредств. прехл. реагентов в продукты.

Элементарная химическая стадия называется элементарной превращением. Частицы (молекулы, атомы, радикалы, ионы) входящие в-в в частицы продуктов р-ии.

Для элементарной р-ии порядок взаимодействия равен числу частиц данного реагента, участв. в эл. хим. элементарности р-ии называется число молекул участвующих в элементарной акт химической прехл.

Метод Вант-Гоффа:

Если  $A + B \rightarrow \text{продукты}$  то  $v_0 = k C_{A0}^n C_{B0}^m$   
 где  $v_0$  — нач. скорость р-ии

1) Для определения порядка р-ии по в-ву А проводят серию экспериментов при постоянной начальной концент-ции реагента р-ии в-ва В ( $C_{B0} = \text{const}$ ) и разумеваемых концентр. в-ва А ( $C_{A0} \neq \text{const}$ ). При этом:

при  $k' = k C_{B0}^m$   $\lg v_0 = \lg k + \lg C_{B0}^m + n \lg C_{A0} = \lg k' + n \lg C_{A0}$

2) Второй способ - расчетный:

$$v_{01} = k_1' C_{A01}^n \quad \text{и} \quad v_{02} = k_1' C_{A02}^n$$

$$\lg\left(\frac{v_{01}}{v_{02}}\right) = n \lg\left(\frac{C_{A01}}{C_{A02}}\right) \Rightarrow n = \frac{\lg(v_{01}/v_{02})}{\lg(C_{A01}/C_{A02})}$$

Зависимость скорости р-ии от  $t^\circ$ :

Качественное влияние  $t^\circ$  на конст. скорости. Из опыта дана зависимость - закон установившейся скорости, что при повышении  $t^\circ$  на  $10^\circ$  скорость р-ии увеличивается в два-четыре раза:

$$\gamma = \frac{v_{T+10}}{v_T} = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

температури. коэф. скорости р-ии

$$k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\left(\frac{T_2 - T_1}{10}\right)}$$

Уравнение Аррениуса:

$$k = k_0 \exp\left(\frac{-E_A}{RT}\right)$$

предэкспоненциальный множитель

универсальная газовая постоянная

энергия активации

абсолютная температура

$$\ln k = \ln k_0 - E_A/RT$$

Энергию активации можно также оценить, если известны константы скорости при двух температурах  $T_1$  и  $T_2$ :

$$\ln k_1 = \ln k_0 - E_A/RT_1$$

$$\ln k_2 = \ln k_0 - E_A/RT_2$$

$$\ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = \frac{E_A(T_2 - T_1)}{RT_2 T_1}$$

$$\Rightarrow E_A = \frac{RT_1 T_2 \ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right)}{T_2 - T_1}$$

Гетерогенными называют химические реакции, протекающие на границе раздела двух фаз. К числу таких реакций относятся: окисление твердых или жидких топлив, окисление металлов, растворение металлов из оксидов и сульфидов, реакция на поверхности твердых катализаторов.

$r$  (моль / м<sup>2</sup> · с) или (моль / м<sup>2</sup> · с) → скорость  
 Скорость гетерогенной гомогенной реакции определяется изменением поверхностной концентрации реагентов из-за, участия в реакции, за единицу времени:

$$r = \pm dC_s / dt$$

↑ скорость р-ции  
 ↑ поверхностная концентрация в-ва

На практике чаще используют объемную скорость р-ции:

$$r' = k [CO_2]$$

↑ скорость р-ции  
 ↓ константа скорости  
 → объемная концентр. CO<sub>2</sub> в газовой фазе

Адсорбция - концентрирование в-ва в поверхностном слое в результате саморазбаланса переноса его из объема фазы.

Скорость всего процесса определяется самой медленной стадией (ее называют лимитирующей). Если скорость собственно химического взаимодействия значительно больше скорости переноса реагентов к реакц. зоне и отвода продуктов, то общей скоростью процесса будет определять скорость переноса реагентов и продуктов р-ции в реакц. зону и далее из нее. В таком случае общая скорость лимитирующей стадией является перенос р-ции. Если же скорость химической реакции не так высока, то процесс протекает в диффуз. режиме. Если наоборот, то реакция протекает в кинетическом режиме. Если среднее → диффузионно-кинетическая стадия.

Дифференциальная информация:

$$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$

↑  
средняя скорость

$$v = k \cdot c_A^m \cdot c_B^n$$

$n_1$  - порядок р-ии по в-ву А

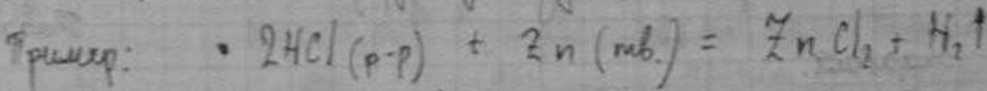
$n_2$  - порядок р-ии по в-ву В

→  $n_1 + n_2 = n$  - общий порядок р-ии

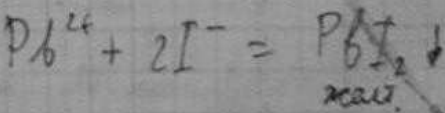
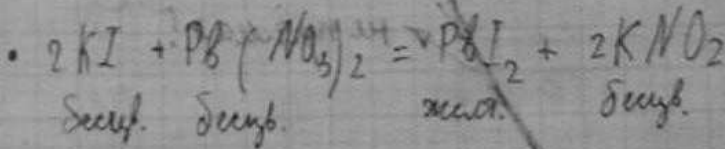
м.о.  $\frac{v_2}{v_1} = \frac{(C_{Na_2S_2O_3})_2^n}{(C_{Na_2S_2O_3})_1^n}$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{e^{-\frac{E_a}{RT_2}}}{e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} = \gamma \frac{T_2 - T_1}{10} = \frac{t_1}{t_2}$$

Концентрация в моль/л и индекс степени есть величина неиз.



$$v = k \cdot c_{HCl}^n \cdot S_{Zn}$$



в р+ре+ диффузия

Если написать, что реакц. ос., то она идет в одну сторону.

Практическая часть

Опыт №1

Зависимость скорости р-ции от  $t^{\circ}$

р-ция:

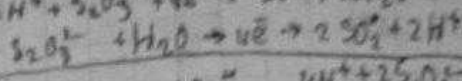
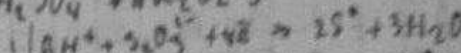


Таблица 1.

№	Температура раствора, $t^{\circ}C$	$V_{H_2SO_4}$ , мл	$V_{Na_2SO_3}$ , мл	$t$ , сек (время реакции)	Значение скорости $v$ , 1/с
1	$t_1 = 22^{\circ}C$	20	20	68,5	$100/68,5 = 1,46$
2	$t_2 = 32^{\circ}C$	20	20	24	$100/24 = 4,17$
3	$t_3 = 42^{\circ}C$	20	20	14	$100/14 = 7,14$

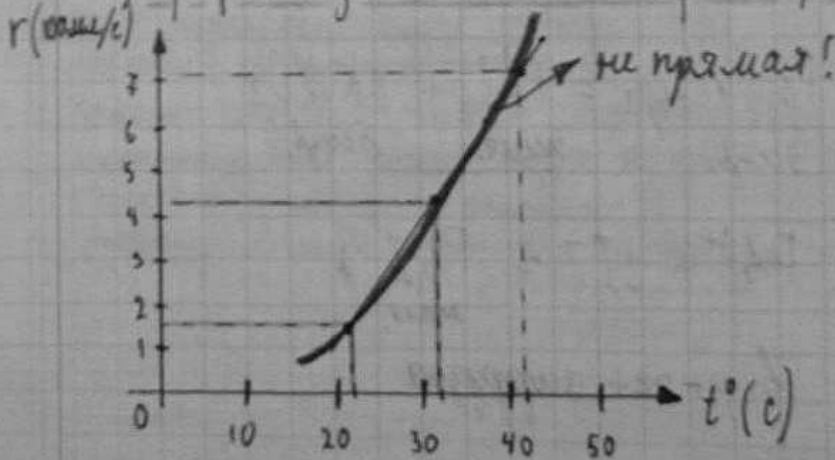
\* коэффициенты пропорциональности берем равными 100 для удобства расчетов и построения графика.

Ход опыта:

Кальций в один стаканчик 20 мл 0,5%-ной серной кислоты, а в другой 20 мл 0,5%-ной р-ра серной кислоты натрия ( $Na_2SO_3$ ). Проводим эту реакцию на комнатной температуре, а потом повысив температуру на  $10^{\circ}$  и  $20^{\circ}$ . Замеряя время каждый раз, заполним таблицу.

Задача:

1) График зависимости скорости р-ции  $v$  от темпер.





2) Расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа:

$$\gamma_1 = \frac{r_2}{r_1} ; \quad \gamma_2 = \frac{r_3}{r_2} ; \quad \gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2} = 2,2$$

$$\gamma_1 = \frac{4,2}{1,5} = 2,85 \quad \gamma_2 = \frac{3,1}{4,2} = 0,74$$

очень большой разброс, усредняем!

3) Энергия активации:

$$E_a = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2 \cdot \ln\left(\frac{r_2}{r_1}\right)}{T_2 - T_1} = \frac{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 295 \text{ К} \cdot 315 \text{ К}}{20 \text{ К} \cdot \frac{1}{1,55}}$$

$$= \dots \frac{\text{Дж}}{\text{моль}} \approx$$

$$= 59,9 \text{ кДж/моль} \approx 60 \text{ кДж/моль}$$

Вывод:  $\frac{z_{T+10}}{z_T} = 2,2$ ,  $\frac{z_{T+20}}{z_{T+10}} = 2,2$ ,  $\frac{\Delta T}{T} = \dots$

Опыт №2

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих в-в при  $t = \text{const}$

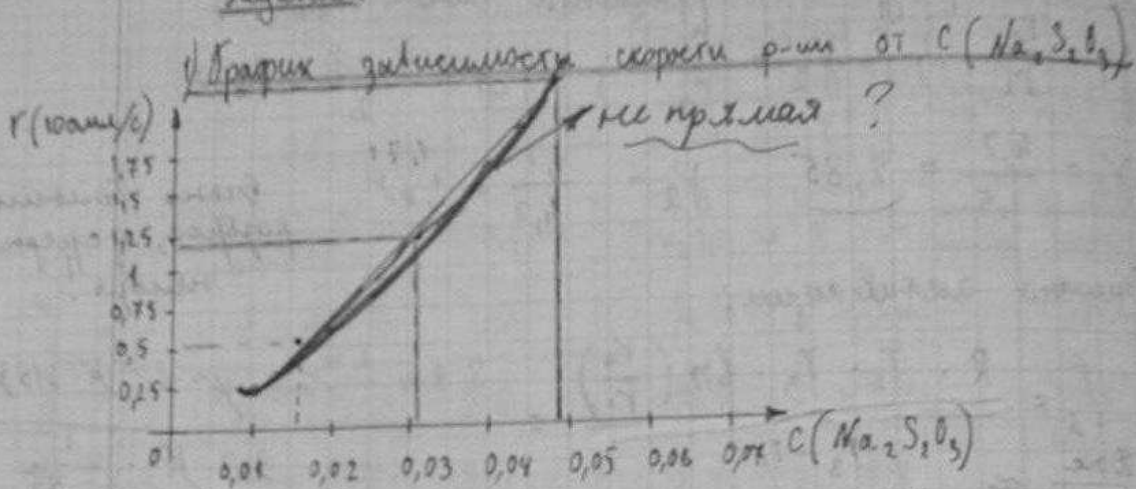
Таблица 2

№	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ , мл	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ , мл	$V(\text{H}_2\text{O})$ , мл	$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ , моль/л	Продолжительность р-ции, с(м)	Скорость $v$ : $v = 100\% / \text{время}$
1	10	10	20	0,016	190	0,53
2	10	20	10	0,032	85	1,18
3	10	30	0	0,048	45	2,25

Ход опыта:

Наливаем в стаканчик 10 мл 0,5%-ного раствора серной кислоты. В другой стаканчик наливаем 10 мл раствора серноводороднокислоты натрия и 20 мл дистиллир.  $\text{H}_2\text{O}$ . Смешиваем. Контролируем время еще два раза, меняя концентрацию  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .  
Результаты в Таблицу 2.

Задача:



2) Определение порядка р-ии по  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (методом Вант-Гоффа)

$$n_1 = \frac{\lg\left(\frac{r_2}{r_1}\right)}{\lg\left(\frac{c_2}{c_1}\right)} = \frac{\lg\left(\frac{1,13}{0,53}\right)}{\lg\left(\frac{0,032}{0,016}\right)} = \frac{\lg(2,12)}{\lg(2)} = \frac{0,34}{0,3} = 1,14$$

$$n_2 = \frac{\lg\left(\frac{r_3}{r_2}\right)}{\lg\left(\frac{c_3}{c_2}\right)} = \frac{\lg\left(\frac{2,23}{1,18}\right)}{\lg\left(\frac{0,048}{0,032}\right)} = \frac{\lg(1,89)}{\lg(1,5)} = \frac{0,28}{0,176} = 1,59$$

очень неточно

$$n_{\text{ср}} = \frac{n_1 + n_2}{2} = \frac{1,14 + 1,59}{2} = 1,37 \approx 1$$

Вывод:  $v = k \cdot C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}^1 \cdot \underbrace{C_{\text{H}_2\text{SO}_4}}_{\text{const в опыте}}$

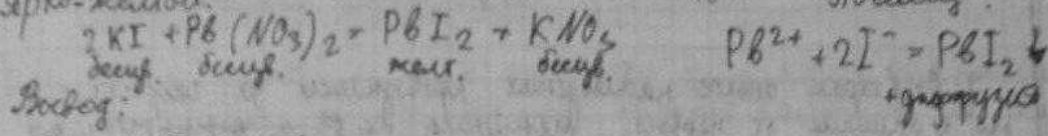
Опыт №3.

Твердофазная реакция нитрата свинца и иодида калия

Наблюдения:

В сухой ступке смешать несколько кристаллов нитрата свинца ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) и иодида калия ( $\text{KI}$ ). Изменения окраски

не происходит. Но если энергично растереть кристаллы пестиком, то окраска поменяется, и смесь при обретет желтый цвет. При добавке  $H_2O$  в сухую смесь становится ярко-желтой.



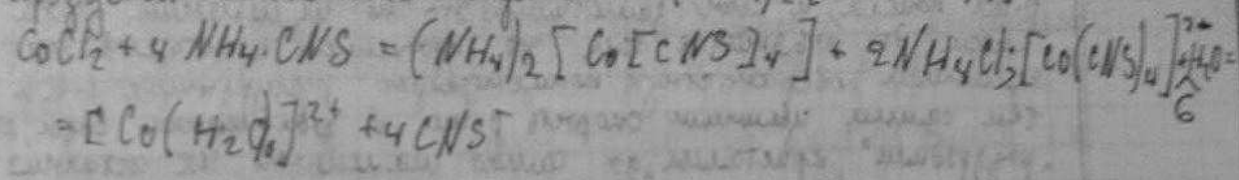
Вывод:

Опыт № 4

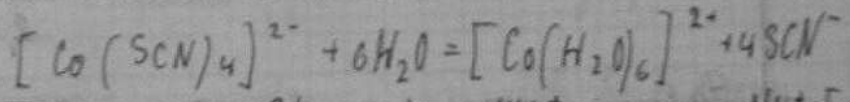
Образование розоватого комплекса кобальта в твердой фазе.

Наблюдения:

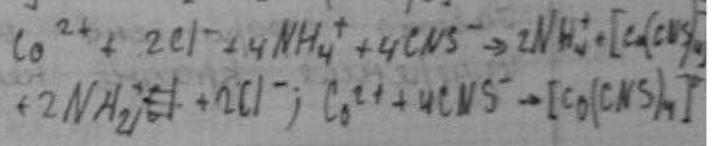
Смешали в сухой чашке несколько кристаллов гидроксида кобальта ( $Co(OH)_2$ ) и роданида алюминия ( $(NH_4)_2SCN$ ). Изменился цвет не происходит. Разогрели кристаллы пестиком. Происходит изменение цвета на розовый. В результате реакции образуется комплексное соединение  $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$ .



Добавили к смеси по каплям дистилл.  $H_2O$  до появления розовой окраски. Изменение окраски связано с образованием розоватого комплекса кобальта в аквакомплексе:



**Выводы.**



1. Температурные химические р-ии:

а) В первом опыте были проведены наблюдения за скоростью р-ии, которая происходила при различных температурных показателях. Из наблюдений выяснилось, что скорость р-ии возрастает в 2,8 раза при изменении  $t^\circ$  от  $22^\circ C \rightarrow 32^\circ C$  и в 1,89 раза при изменении  $t^\circ$  от  $32^\circ C \rightarrow 42^\circ C$ , т.е. в среднем при

повышении  $t^{\circ}$  на  $10^{\circ}$  мы получаем увеличение скорости в 2,2 раза, что не противоречит теории Вант-Гоффа. Также была оценена энергия активации  $E_a \approx 60$  кДж/моль.

2) Во второй опыте наблюдения проводились за скоростью р-ии, но в отличие от первого, менделеев не  $t^{\circ}$ , а концентрация веществ. Было установлено, что скорость р-ии увеличивается при увеличении концентрации реагентов в 2. Также был найден средний порядок р-ии (по методу Вант-Гоффа). Он равен приблизительно 1,37.

## 2. Гетерогенные химические реакции:

В одной из этих реакций проводилось измельчение для сухих кристаллов. При протекании измельчении р-ии не наблюдалось. Но после того, как мы раздробили кристаллы перманганата калия, и мы заметили это по изменению цвета смеси. Это объясняется тем, что дроблением кристаллов мы увеличили поверхность концентрации реагентов в 2, и тем самым увеличили скорость р-ии. А дроблением воды, "раздробили" кристаллы до самого маленького их остатка до их ионов или катионов, поэтому скорость р-ии возросла в 2 раза. Заметно это было опять же по изменению цвета, оно очень ярким.

2,78.  $2 \text{FeSO}_4$

Работа оформлена очень хорошо, но измерения крайне неточны!

## 1.6 Лабораторная работа 6

### Лабораторная работа № 6.

#### "Каталитические реакции"

##### Цель работы:

ознакомление с явлением катализа и изучение основных особенностей каталитических р-ий.

##### Теоретическая часть:

Катализом называют явление изменения скорости пер-модинамически возможной химической реакции под влиянием катализатора - в-ва, участв. в р-ии, но остающегося в неизменном количестве и составе после её завершения.

Все каталитические р-ии раздвизются на две группы: гомогенные и гетерогенные.

К гомогенным относятся процессы, в которых реагир. в-ва и катализатор находятся в одной фазе и обр. протекают сразу:  $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{PtCl_3} 2SO_3$

В гетерогенных пр. катализатор представл. собой разн. фазу, гранич. с фазой реагентов. В этом случае р-ия протекает на поверх. раздела двух фаз:  $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{PtCl_3} 2SO_3$

##### Закономерности каталитических р-ий:

- Катализатор не влияет на положение термодинамич. равнов.
- Катализатор не входит в состав исходных в-в.
- действие катализатора зависит от того, что он образует с реагир. в-вами промежуц. комплекс, который затем разл. с образованием продукц. р-ии, а сам катализ. освобожд. и переш. в изх. составление.

Причина изменения скорости → уменьшение  $E_a$ , или увеличение предэкспоненциального множителя  $K_0$  в ур-нии Аррениуса.

Катализаторы по своему действию селективны, т.е. избирательны. Катализатор увеличивает скорость одной р-ии, не влияя на другие.

Температурная зависимость:

$$k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$\frac{k(\text{с кат})}{k(\text{без кат})} = e^{-\frac{E_a - E_a(\text{кат})}{RT}}$$

КВ:

$$k(\text{без кат}) = e^{-\frac{E_a(\text{кат})}{RT}}$$

с 70.68, 11

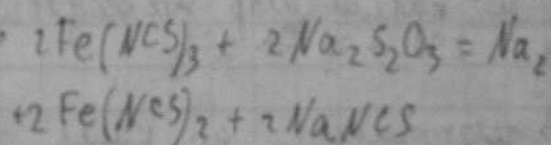
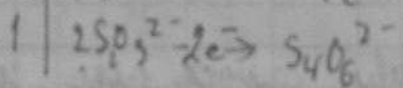
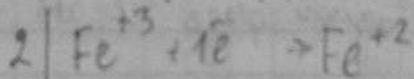
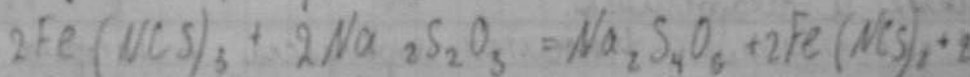
### Практическая часть

#### Опыт №1

Синтетическая каталитическая реакция восстановления иона железа (III):

$\text{Cu}^{2+} \rightarrow$   
катализатор

↓ р-ция получения



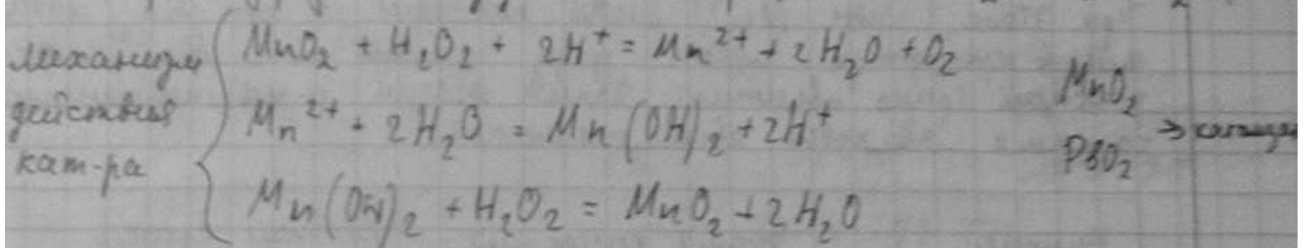
Водные р-ры роданида железа (III) имеют кроваво-красную окраску. Реакция его восстановления используется в аналитической химии для обнаружения ионов  $\text{Fe}^{3+}$ . По времени исчезновения окраски судят о скорости протекания р-ции.

Число капель катализатора	Время протекания реакции t, с	Условная скорость $v = 102/t$
0	18 с	$v = 5,56$
1	1 с	$v = 100$
3	мгновенно	$v \rightarrow \infty$

Вывод: при добавлении катализатора скорость р-ии заметно увеличивается, а при повышении концентрации скорость реакции каталитически быстро растет, что в опыте уже при 3-х частях катализатора р-ия идет мгновенно.

Опыт №2

Гетерогенная каталитическая р-ия разложения пероксида водорода: изучаемая р-ция:  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2 \uparrow$  (Бал)

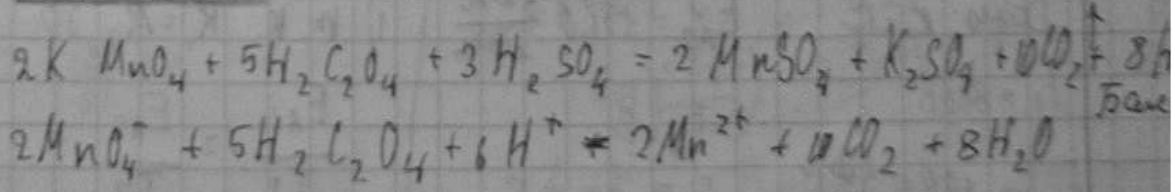


Катализатор	Время протекания, с	Удельная скорость, $v = 100/t$
отсутствует (н.ч.)	80 сек	$100/80 = 1,25$
присутствует (много)	34 сек	$100/34 = 2,94$

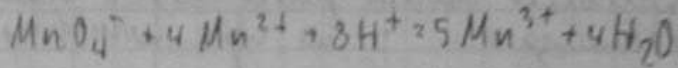
Вывод: повышенная концентрация  $MnO_2$  или тем самым скорость р-ии.

Опыт №3.  $C_{MnO_2}(мб) = const!$  что влияет на скорость р-ции? Сделайте теорию!

Автокаталитическая р-ия перманганата калия с азобисоевой кислотой:

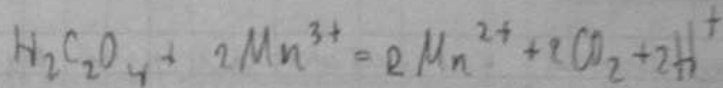


Реакция протекает очень медленно. По мере уменьшения концентрации ионов  $Mn^{2+}$  увеличивается скорость их взаимодействия с ионами  $MnO_4^-$  с образованием  $Mn^{3+}$ .



Важны ионы  $Mn^{3+}$  прямо взаимодействуют с извлеченной кислотой:

$MnCl_2$   
 $MnSO_4$  кат.



При этом ион  $Mn^{3+}$  вновь переходит в ион  $Mn^{2+}$  или в реакционную смесь сразу добавляя ионы  $Mn^{2+}$ , реакция резко увеличивается таким образом, р-ия протекает как реакция автокатализа.

Инициатор катализатор	Время протекания р-ии, т, с	Удельная скорость, $v = 100/t$
-	240	0,42
+	180	0,56

Вывод: Действия ионов двухвалентного марганца чрезвычайно полезны для р-ии, т.к. они ведут к автокатализу, что в свою очередь и приводит к увеличению скорости р-ии.

Общий вывод (почему кат-р ускоряют р-ии):

Формирование задачи? Задача %

Дано:  $r_1 = r_2$

$T_1 = 800K$

$E_{A1} = 100,4 \frac{kJ}{mol}$

$E_{A2} = 136,0 \frac{kJ}{mol}$

$T_2 = ?$

1) в.к.  $k_1 = k_2$ , то

$$\frac{E_{A1}}{T_1} = \frac{E_{A2}}{T_2}$$

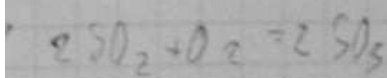


$$2) \text{ m.o. } T_2 = \frac{T_1 \cdot E_{A2}}{E_{A1}} = \frac{1120}{1120} = 1120 \text{ K} +$$

Ответ: ~~1120~~ K.  
1120

1108

Дана:



$$E_u = 280 \text{ кДж/моль}$$

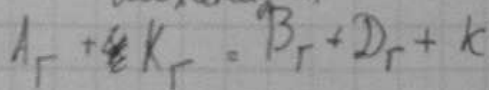
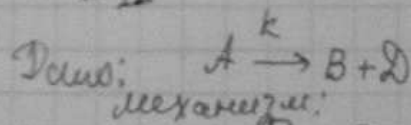
$$E_x = 92 \text{ кДж/моль}$$

$$T_1 = 773 \text{ K}$$

$$T_2 = 773 \text{ K}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = ? ; \text{ найти } \frac{k_2}{k_1} = ?$$

1111



$$2,8 C_{\text{KO}} = C_K$$

$$1,67 C_0 = C$$

x - ? + ур-ие

Что такое "порядок реакции"?

$$1) \ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = \frac{E_A(T_2 - T_1)}{RT_2 T_1}$$

$$2) \ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = \frac{92 - 10^3 \cdot 50}{8,314 \cdot 773 \cdot 723} = 0,99$$

$$\frac{k_2}{k_1} = 2,69$$

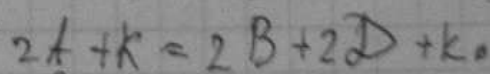
$$3) \ln\left(\frac{k_2}{k_1}\right) = \frac{280 \cdot 10^3 \cdot 50}{8,314 \cdot 773 \cdot 723} = 3,01$$

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{3,013} = 20,35$$

Ответ: 2,69; 20,35.

$$\lg\left(\frac{C_0}{C}\right) = n \lg\left(\frac{C_{\text{KO}}}{C_K}\right)$$

$$n = \frac{\lg\left(\frac{C_0}{C}\right)}{\lg\left(\frac{C_{\text{KO}}}{C_K}\right)} = \frac{0,22}{0,44} = \frac{1}{2}$$



Омк  
Вот же  
что  
надо

## 1.7 Лабораторная работа 7

### Лабораторная работа № 7.

### Химическое равновесие

Цель работы - ознакомление с понятием химического равновесия. У.р. в замкнутых р-циях. Изучение факторов, влияющих на состояние химического равновесия.

#### Теоретическая часть:

- Термодинамическим равновесием, или просто равновесием, называются состояния системы, не изменяющиеся во времени и не сопровождающиеся переносом через систему в-ва или энергии.
- Химическое равновесие - это термодинамическое равновесие в химически реализующей системе, между компонентами которой осуществляется кинетически обратимая реакция.
- Кинетически обратимыми называются р-ии, протекающие симультанно при данных условиях одновременно и независимо в двух взаимно противоположных направлениях: в прямом и обратном.
- Обратимые гомог. и гетерог. р-ии не идут до конца, т.е. до полного исчезновения реагентов.
- Равенство скоростей прямой и обратной реакций является кинетическим условием хим. равн.
- Химическое хим. равн. устанавливается только в закрытой системе. Его особенности:

- Термодинамическая устойчивость - постоянство во времени равновесного состава системы при отсутствии или незначительных воздействиях ( $T, p, c, v, \text{уп. в р-ии}$ ).

- Подвижность - способность положения равновесия сдвигаться в ту или иную сторону при наличии внешних воздействий, сколько и как они им бы ни были.

• Принцип Ле Шателье - Брауна: если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то в системе произойдет сдвиг равновесия в направлении процесса,

химическое протекание которого ослабляет, оживляет в действии.

Кинетическое выражение закона действующих масс: скорость элементарной химической реакции при  $T = \text{const}$  пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

При наступлении химического равновесия в системе, скорость прямой реакции равна скорости обратной р-ии, закон действующих масс формулируется следующим образом:

! Отношение произведения равновесных концентратов (или парциальных давлений) продуктов р-ии, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов, к произведению для исходных веществ есть величина постоянная. Этот параметр называется  $K_p$ .

Для обратимой химической р-ии:  $\nu_A A + \nu_B B \rightleftharpoons \nu_D D + \nu_F F$   
 константа равновесия может быть выражена след. обр.:

$$K_c = \frac{[D]^{\nu_D} \cdot [F]^{\nu_F}}{[A]^{\nu_A} \cdot [B]^{\nu_B}} ; \quad K_p = \frac{p_D^{\nu_D} \cdot p_F^{\nu_F}}{p_A^{\nu_A} \cdot p_B^{\nu_B}}$$

$$K_x = \frac{X_D^{\nu_D} \cdot X_F^{\nu_F}}{X_A^{\nu_A} \cdot X_B^{\nu_B}}$$

Используя ур. Менг.-Кн. и закон Дальтона:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta \nu} ; \quad K_p = K_x (p_0)^{\Delta \nu}$$

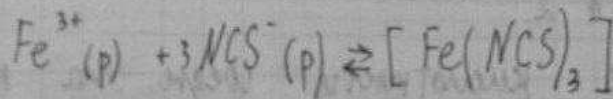
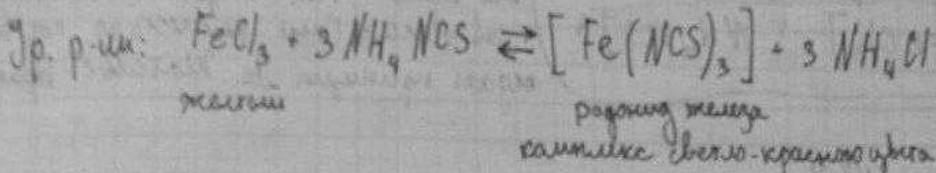
$K_p, K_c, K_x$  - эмпирические константы равновесия.

$K^0$  может быть посчитана из канон. эк. Гиббса:  $\Delta_r G_T^0 = -RT \ln K^0$

Трехминутная часть:

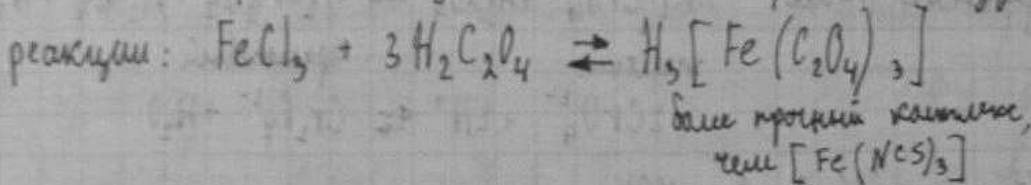
Опыт № 1.

Влияние концентраций реагирующих и посторонних веществ на смещение химического равновесия в замкнутой системе.  
Реагенты:  $FeCl_3$ ;  $NH_4NCS$



Добавляемые в-ва:  $FeCl_3$  (реагент);  $NH_4NCS$  (реагент);  $NH_4Cl$  (продукт реакции),  $H_2C_2O_4$  (постороннее вещество).

Влияние посторонних веществ на положение равновесия указанной реакции:



№ п/п	Добавляемое вещество	Уменьшение или увеличение равновесной концентрации				Смещение равновесия
		$FeCl_3$	$NH_4NCS$	$Fe(NCS)_3$	$NH_4Cl$	
1	$NH_4NCS$	↓	↑↓	↑	↑	→
2	$FeCl_3$	↑↓	↓	↑	↑	→
3	$NH_4Cl$	↑	↑	↓	↑↓	←
4	$H_2C_2O_4$	↓ ↑ ↓ ↑ ↓	↑	↓	↓	←
5	Эквивалент (кр.)	—	—	—	—	↔



## ВЫВОДЫ

В ходе работы были полученные следующие результаты: активные кислоты, реагируя с активными щелочами дают продукты реакции воду и соль/соли. Активная щелочь, реагируя с неактивной кислотой дает соль и воду, активная кислота, может не прореагировать с неактивной щелочью.

Активная щелочь при реакции с солью дает другую щелочь и другую соль, неактивная щелочь не реагирует с солью.

Активная кислота реагирует с солью и дает новую кислоту и новую соль. Неактивная кислота реагирует с солью и дает старую кислоту и новую соль.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Гуров А.А., Бадаев Ф.З. «Химия» М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2004 - 748 с.
2. Фримантл М. "Химия в действии" т.2 М. 1991
3. Цветков Л.А. "Органическая химия: учебник для 10 класса" М. 1985