

*МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ*  
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Курганский государственный университет»

Кафедра физической и прикладной химии

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Методические указания  
к выполнению лабораторных работ по неорганической химии  
для студентов 1 курса специальности 020201.65

/Часть 1, работы 3-5/

Курган 2015

Кафедра: «Физическая и прикладная химия»

Дисциплина: «Неорганическая химия»  
(специальность 020201.65).

Составители: канд. хим. наук Л.А. Бубнова, канд. хим. наук Д.Н. Камаев.

Утверждены на заседании кафедры «2» апреля 2014 г.

Рекомендованы методическим советом университета «20» декабря 2013 г.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель: определить теплоту нейтрализации соляной кислоты сильным основанием.

Оборудование: калориметр, секундомер, растворы: 1 М КОН, 1 М НСІ.

#### ОСНОВНЫЕ ТЕОРИТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Всякая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, чаще всего в форме тепла.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, а с поглощением теплоты – эндотермическими.

Уравнения химических реакций, в которых указывается тепловой эффект реакции и агрегатные состояния веществ, называются термохимическими уравнениями. Так как тепловой эффект реакции зависит от давления и температуры, условились его относить к давлению 101,325 кПа и температуре 25° С (298,15 К) /стандартные условия/.

При составлении уравнений учитывается состояние участвующих в реакции веществ: твердое /т/, жидкое /ж/, газообразное /г/, кристаллическое /к/, аморфное /а/.

Тепловой эффект реакции принято выражать в кДж или ккал (1 ккал = 4,1840 кДж) и относить к 1 моль образующегося вещества. Поэтому стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях могут быть выражены как целыми, так и дробными числами.

Тепловые эффекты химических реакций связаны с изменением внутренней энергии системы.

Если система поглощает теплоту (эндотермический эффект), то эта теплота расходуется на изменение внутренней энергии системы и на совершение системой работы:

$$Q = \Delta U + A.$$

Если в ходе процесса объем системы остается неизменным (изохорный процесс), то работа системой не совершается, и вся теплота идет на изменение внутренней энергии:

$$Q_V = \Delta U.$$

В химической практике чаще используют процессы, протекающие при постоянном давлении (изобарные процессы), когда объем системы может изменяться, в результате чего система совершает работу, равную

$$A = p\Delta V.$$

В этом случае

$$Q_P = \Delta U + p(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1$$

или

$$Q_P = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии.

Если реакция протекает в газовой фазе и при этом не происходит изменения числа реагирующих молекул, то  $\Delta V = 0$ ,  $p\Delta V = 0$ ,  $Q_p = \Delta U$  и тогда  $Q_p = Q_v$ ,  $\Delta H = \Delta U$ .

Работа при расширении жидких и твердых тел очень мала и ею можно пренебречь, поэтому в реакциях жидких и твердых тел изменение внутренней энергии равно изменению энтальпии.

В экзотермическом процессе: изохорном  $Q_v > 0$ ,  $\Delta U < 0$ ; изобарном  $Q_p > 0$ ,  $\Delta H < 0$ .

В эндотермическом процессе: изохорном  $Q_v < 0$ ,  $\Delta U > 0$ ; изобарном  $Q_p < 0$ ,  $\Delta H > 0$ .

Символы  $Q_v$  и  $Q_p$  приняты в термохимической системе обозначений, а  $\Delta U$  и  $\Delta H$  – в термодинамической системе обозначений. Как видно, термохимические и термодинамические обозначения противоположны по знаку.

Основным законом термохимии является закон Гесса: тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении или объеме не зависит от способа ее проведения, а зависит лишь от начального и конечного состояния реагирующих веществ.

Отсюда, если химический процесс проходит в несколько стадий, то общий тепловой эффект процесса равен сумме тепловых эффектов промежуточных стадий.

Из закона Гесса, который является одним из следствий закона сохранения энергии, вытекает ряд выводов. Наиболее важны из них два:

1) тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплоты образования исходных веществ:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n_j \Delta_f H_{298}^0 (\text{прод.}) - \sum n_i \Delta_f H_{298}^0 (\text{исх.});$$

2) тепловой эффект реакции равен сумме теплоты сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплоты сгорания продуктов реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = \sum n_i \Delta_c H_{298}^0 (\text{исх.}) - \sum n_j \Delta_c H_{298}^0 (\text{прод.}),$$

где  $n_i$ ,  $n_j$  – соответствующие стехиометрические коэффициенты.

Под теплотой (энтальпией) образования понимают тепловой эффект образования 1 моль соединения из простых веществ, обычно находящихся в устойчивом состоянии при 25° С и 101325 кПа.

Под теплотой (энтальпией) сгорания подразумевают тепловой эффект сгорания 1 моль вещества до  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  (продукты окисления остальных элементов определяются конкретно в каждом случае).

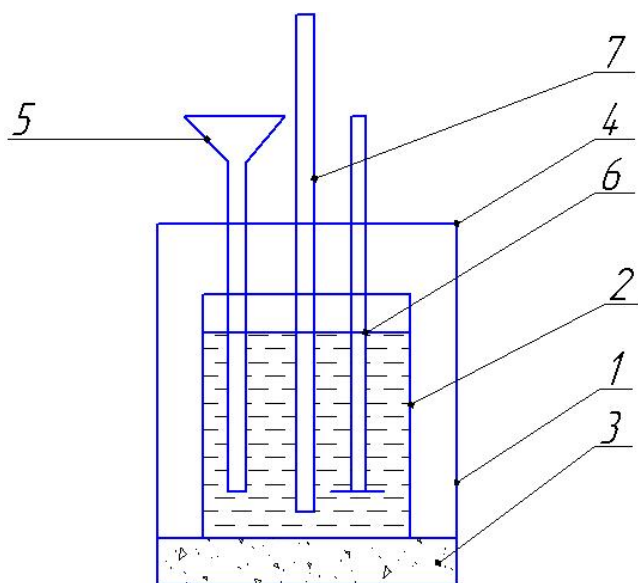
Закон Гесса дает возможность оперировать с термохимическими уравнениями как с алгебраическими: складывать, вычитать уравнения, умножать и делить обе части на постоянное число.

Тепловые эффекты, сопровождающие химические реакции, измеряют в специальных приборах – калориметрах.

## КАЛОМЕТРИЧЕСКАЯ УСТАНОВКА

Калориметр любой конструкции представляет собой сосуд с термометром и мешалкой, который возможно лучше изолирован от теплообмена с внешней средой. В качестве такого сосуда можно использовать сосуд Дьюара или упрощенный калориметр.

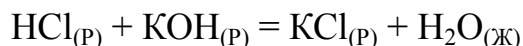
В наших условиях прообразом калориметра является установка, изображенная на рисунке 1, состоящая из банки 1 вместимостью 500 мл и внутреннего реакционного стакана 2 вместимостью 150 мл. Реакционный стакан помещается на слой песка 3. Банка закрывается полиэтиленовой крышкой 4 с тремя отверстиями: для воронки 5, проволочной мешалки 6 и термометра с ценной деления 0,1 °С.



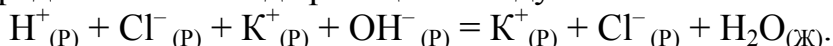
1 – банка; 2 – стакан; 3 – песок;  
4 – крышка; 5 – воронка; 6 – мешалка; 7 – термометр  
Рисунок 1 – Калориметрическая установка

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ (ЭНТАЛЬПИИ) РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

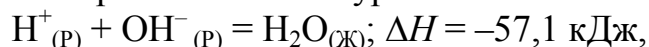
Согласно теории электролитической диссоциации Аррениуса реакция между разбавленными растворами сильной кислоты и сильного основания, например:



может быть представлена в виде реакции между ионами



В сокращенной ионной форме получаем для всех сильных кислот и оснований одно и то же термохимическое уравнение:



т.е. независимо от того, какие сильные кислоты и сильные основания были взяты, реакция нейтрализации всегда сводится к образованию воды из ионов  $\text{H}^+_{(P)}$  и  $\text{OH}^-_{(P)}$ , тепловой эффект которой всегда один и тот же  $\Delta H = -57,1 \text{ кДж/моль}$ .

Количество теплоты, выделяющейся при взаимодействии моль-эквивалента кислоты с моль-эквивалентом основания называют теплотой (энтальпией) нейтрализации.

При нейтрализации слабой кислоты сильным основанием или, наоборот, сильной кислотой слабым основанием тепловой эффект может быть меньше 57,1 кДж. Степень диссоциации слабых кислот и оснований небольшая, и процесс титрования сопровождается диссоциацией слабой кислоты (основания) на ионы. Процесс же диссоциации разных электролитов имеет разный тепловой эффект диссоциации как по величине, так и по знаку.

### ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

На технхимических весах взвесьте калориметрический стакан, масса которого  $m_1$ . Во взвешенный стакан поместите 50 мл раствора 1 М КОН (объем щелочи отмерьте мерным цилиндром, лучше мерной колбой на 50 мл). Стакан с раствором щелочи поместите в наружный сосуд 1 установки (рисунок 1) и с помощью термометра определите его температуру через 3 мин и запишите показания термометра в таблицу 1 в течение трех мин с интервалом 1 мин.

Таблица 1 – Изменение температуры раствора со временем

| Время от начала опыта, мин. | 1 | 2 | 3 | 3,5 | 4 | 4,5 | 5 | 5,5 | 6 | 7 | 8 | 9 |
|-----------------------------|---|---|---|-----|---|-----|---|-----|---|---|---|---|
| Температура, °С             |   |   |   |     |   |     |   |     |   |   |   |   |

Другим чистым сухим цилиндром или мерной колбой отмерить 50 мл 1 М НСІ (температуры растворов КОН и НСІ быть примерно одинаковые). Через сухую воронку влейте отмеренный объем НСІ в реакционный стакан и, непрерывно перемешивая раствор мешалкой, измеряйте температуру раствора в течение 3 мин с интервалом 0,5 мин и еще 3 мин с интервалом 1 мин. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

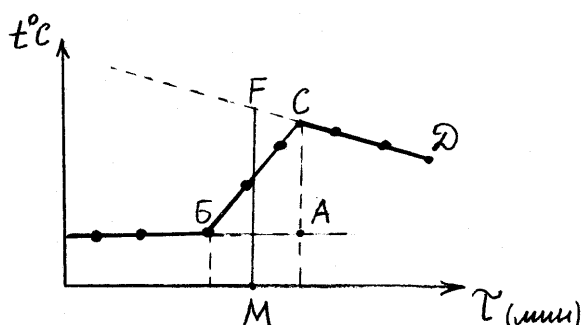


Рисунок 2 – График изменения температуры со временем

Линия графика АВ изображает температурный ход в начальном периоде опыта, ВС – в главном периоде, CD – в конечном периоде.

Прямую АБ экстраполируйте вправо, а СД – влево. Интервал времени ВС разделите пополам и через середину главного периода проведите перпендикуляр к оси абсцисс до пересечения с экстраполированными линиями. Величина отрезка KF соответствует изменению температуры ( $\Delta t$ ).

### РАСЧЕТЫ (ОБРАБОТКА ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ДАННЫХ)

Количество теплоты, выделяющейся в калориметре, определяется по формуле:

$$Q = \Sigma C \cdot \Delta t,$$

где  $\Delta t$  – определяют графически;  $\Sigma C$  – теплоемкость системы, состоящая из теплоемкости калориметрического сосуда и теплоемкости раствора, находящегося в нем;

$$\Sigma C = C_1 m_1 + C_2 m_2$$

где  $C_1$  – теплоемкость реакционного сосуда,  
 $C_2$  – теплоемкость раствора,  
 $m_1$  – масса реакционного сосуда (стакана);  
 $m_2$  – масса раствора.

Результаты опыта запишите в таблицу 2.

Таблица 2 – Экспериментально полученные данные

| Масса кал. стакана, г<br>$m_1$ | Концентрация растворов,<br>$C_M$ | Объем каждого раствора, мл | $\Delta t$ | Общая масса раствора<br>$m_2 = 2\rho V$ |
|--------------------------------|----------------------------------|----------------------------|------------|---|
|                                | 1                                | 50                         |            |   |

Принимают плотность раствора за 1 г/см<sup>3</sup>, удельную теплоемкость стекла за  $C_1 = 0,753$  Дж/г·град., удельную теплоемкость раствора за  $C_2 = 4,184$  Дж/г·град.

По результатам опыта вычисляют теплоту (энтальпию) реакции нейтрализации, используя формулу:

$$\Delta H = - Q_P = - \frac{(C_1 m_1 + C_2 m_2) \cdot \Delta t}{CV} \left( \frac{\text{кДж}}{\text{моль}} \right).$$

Ошибку эксперимента рассчитать по формуле:

$$\text{ошибка (\%)} = \frac{57,1 - \Delta H}{57,1} 100\%.$$

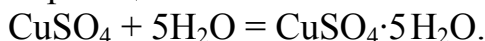
### ВОПРОСЫ

1 При каких условиях тепловой эффект реакции численно равен изменению энтальпии?

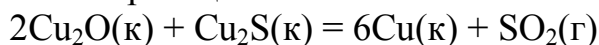
2 Почему энтальпия нейтрализации сильных кислот и оснований одинакова для разных кислот и оснований, а энтальпия нейтрализации слабых кислот и оснований зависит от природы реагирующих веществ?

3 Энтальпия растворения в воде кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и

безводного сульфата меди равны соответственно +11,7 кДж/моль и –66,1 кДж/моль. Вычислите энтальпию присоединения 5 молекул воды к молекуле сульфата меди по реакции:



4 Вычислите энтальпию реакции:



по энтальпиям образования веществ, участвующих в реакциях.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель: изучение зависимости скорости разложения тиосульфата натрия в растворе от концентрации, температуры, катализатора.

Оборудование: бюретки емкостью 25 мл, стаканы емкостью 100 мл, 500 мл, пробирки, электроплитка, секундомер, термометр, растворы 0,15 М  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , 0,15 М  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 0,5 н  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ .

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРИТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Скоростью химической реакции называется число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (в случае гомогенных реакций) или на единице площади поверхности раздела фаз (в случае гетерогенной реакции). Скорость реакции обычно характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени.

О скорости реакции можно судить по скорости изменения какого-либо свойства системы, например, окраски, электрической проводимости, давления, спектра и др.

Различают среднюю и мгновенную скорость реакции. Средняя скорость реакции определяется отношением;

$$v_{cp} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \text{ (для гомогенных реакций),}$$

где  $C_1$ ,  $C_2$  — молярные концентрации любого участника в момент времени  $\tau_1$ ,  $\tau_2$  соответственно;

$$v_{cp} = \pm \frac{\Delta C}{S \Delta \tau} \text{ (для гетерогенных реакций),}$$

где знак /–/ относится к изменению концентрации исходных веществ, а знак /+/- к изменению концентрации продуктов реакции.

Мгновенная скорость – скорость реакции в данный момент времени  $\tau$ , она определяется производной от концентрации по времени  $v_{\tau} = \pm \frac{dC}{S d\tau}$  и равна

тангенсу угла наклона кривой  $\frac{dC}{d\tau} = \text{tg} \alpha$  в данной точке.



Скорость химических превращений зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации и внешних условий.

### **ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ**

Простые реакции или элементарные – это реакции, протекающие в одну стадию. Большинство химических реакций представляют собой сложные процессы, протекающие в несколько стадий, т.е. состоящие из нескольких элементарных процессов.

Для элементарных реакций справедлив закон действующих масс: *скорость элементарной химической реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях с показателями равными экспериментально установленными стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции.*

Для реакции  $aA + bB = cC + dD$

скорость выражается кинетическим уравнением  $v = k C_A^a \cdot C_B^b$ ,  
где  $k$  – константа скорости реакции.

В случае сложных реакций закон действующих масс применим к каждой отдельной стадии.

Для гетерогенных реакций в кинетическое уравнение входят только концентрации газообразных и растворенных веществ.

### **ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ И ПРИРОДЫ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ**

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется правилом Вант – Гоффа: при повышении температуры на каждые  $10^\circ \text{C}$  скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{10},$$

$\gamma$  – температурный коэффициент реакции,

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{v_{T+10}}{v_T} = 2 \div 4.$$

Более точное описание зависимости скорости от температуры осуществимо в рамках теории активации Аррениуса, согласно которой химическая реакция может происходить только при столкновении активных частиц.

Активными называются частицы, которые обладают определенной энергией, необходимой для преодоления сил отталкивания между электронными оболочками частиц.

Активные частицы при столкновении могут образовывать промежуточную неустойчивую группировку, находящуюся в состоянии перераспределения связей, называемую активированным комплексом.

Влияние температуры на скорость реакции отражается следующим уравнением для константы скорости реакции:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$$

где  $A$  – постоянный множитель, не зависящий от температуры,

$R$  – универсальная газовая постоянная,

$E$  – энергия активации

$e$  – основание натурального логарифма, равное 2,7.

Энергия активации равна разности между средней энергией реагирующих частиц и энергией активированного комплекса.

Энергия активации является характеристикой каждой реакции и определяет влияние на скорость реакции природы реагирующих веществ. Для большинства химических реакций энергия активации меньше энергии диссоциации наименее прочной связи в молекулах реагирующих веществ.

С ростом температуры возрастает число активных молекул и, следовательно, скорость химической реакции.

### ВЛИЯНИЕ КАТАЛИЗАТОРА

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии особых веществ – катализаторов – в результате изменения пути протекания химической реакции.

Катализаторы – вещества, которые изменяют скорость химической реакции вследствие многократного участия в промежуточном химическом взаимодействии с реагентами реакции, но после каждого цикла промежуточного взаимодействия восстанавливают свой химический состав.

Положительные катализаторы ускоряют реакцию, а отрицательные катализаторы или ингибиторы замедляют ее.

Ускоряющее действие катализатора, как правило, заключается в уменьшении энергии активации катализируемой реакции. Катализатор и катализируемые вещества образуют промежуточное реакционноспособное соединение.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

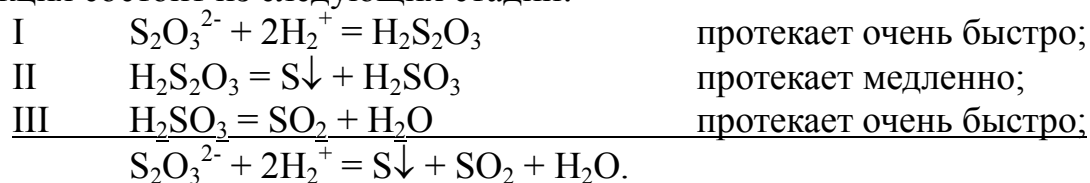
В случае гетерогенного катализа образование промежуточного реакционноспособного соединения происходит на поверхности катализатора в результате адсорбции на ней одного или нескольких участников реакции.

### ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

Тиосульфат натрия в растворе серной кислоты разлагается по уравнению реакции:



Реакция состоит из следующих стадий:



Скорость суммарного процесса определяется самой медленной (второй) стадией.

### Опыт № 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

В пять пробирок налейте из бюретки раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и воду из пипетки в количествах, указанных в таблице 3. В другие пять пробирок налейте из бюретки по 5 мл раствора серной кислоты.

Приготовленные растворы  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  слейте попарно (тиосульфат натрия прилейте к серной кислоте), быстро перемешайте содержимое пробирки встряхиванием и определите время (в секундах) от момента смешивания растворов до момента появления мути. Результаты измерений запишите в таблицу 3.

В этом и следующих опытах измеряется не скорость реакции, а промежуток времени между началом реакции и ее видимым результатом. Однако, этот промежуток времени обратно пропорционален скорости реакции  $v$ , поэтому величину  $1/\tau$  назовём условно скоростью реакции  $v_{\text{усл.}}$ .

Таблица 3 – Изменение скорости реакции от концентрации

| №/№<br>пробирки | Объем, мл                                     |                                  |                                     | С,<br>моль/л<br>$\frac{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{C_0}$<br>$\frac{C_0}{a+b+c}$ | Время до<br>появления<br>мути, с<br>$\tau$ | $V_{\text{усл.}} = 1/\tau,$<br>$c^{-1}$ | $\lg C$ | $\lg \frac{1}{\tau}$ |
|-----------------|---|----------------------------------|-------------------------------------|--|--|---|---------|----------------------|
|                 | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$<br><i>a</i> | $\text{H}_2\text{O}$<br><i>b</i> | $\text{H}_2\text{SO}_4$<br><i>c</i> |  |  |   |         |                      |
| 1               | 1   | 4                                | 5                                   |  |  |   |         |                      |
| 2               | 2   | 3                                | 5                                   |  |  |   |         |                      |
| 3               | 3   | 2                                | 5                                   |  |  |   |         |                      |
| 4               | 4   | 1                                | 5                                   |  |  |   |         |                      |
| 5               | 5   | 0                                | 5                                   |  |  |   |         |                      |

Сравните наблюдаемое изменение скорости реакции с изменением концентрации тиосульфата натрия.

Результаты наблюдений представьте в виде графика, откладывая по оси абсцисс точки, соответствующие концентрации тиосульфата натрия, а по оси ординат – точки, соответствующие  $v_{\text{усл.}} = 1/\tau$ .

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации. Соплосуются ли Ваши наблюдения с законом действия масс?

Постройте график зависимости  $\lg(1/\tau)$  от  $\lg C$  тиосульфата натрия из графика определите порядок реакции по тиосульфату.

### Опыт № 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В три пробирки налейте по 5 мл раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , в другие три пробирки – 5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . По одной пробирке каждого раствора поместите в стакан с холодной водой, выдержите 5-7 минут, измерьте температуру воды в стакане и слейте содержимое пробирок в той же последовательности, что и в опыте 1.

Определите время до появления мути.

В стакан с холодной водой добавьте немного горячей воды так, чтобы температура воды повысилась на 10° С и поместите в него другую пару пробирок на 5-7 минут. Слейте содержимое второй пары пробирок и также определите время появления мути. Опыт с последней парой пробирок проведите при температуре на 20° С выше первоначальной.

Результаты измерений запишите в таблицу 4.

Таблица 4 – Изменение скорости реакции от температуры

| №/№ пробирки | Температура $t$ , °С | Время, с $\tau$ | Скорость условная $v_{\text{усл.}} = 1/\tau$ . | $\lg 1/t$ | $1/\tau$ |
|--------------|----------------------|-----------------|--|-----------|----------|
| 1            |                      |                 |  |           |          |
| 2            |                      |                 |  |           |          |
| 3            |                      |                 |  |           |          |

Результаты наблюдений представьте в виде графика, откладывая по оси абсцисс температуру, по оси ординат условную скорость реакции.

Рассчитайте температурный коэффициент химической реакции

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

Постройте график зависимости  $\lg 1/t$  от  $1/T$  и из графика определите энергию активации реакции. Рассчитайте, во сколько раз должна возрасти скорость реакции для полученного значения энергии активации при увеличении температуры от 20 °С до 30 °С и от 30 °С до 40 °С.

Рассчитайте энергию активации по формуле Аррениуса.

### Опыт № 3. Влияние катализатора на скорость реакции

Из ранее выполненных опытов (опыт 1) скорость реакции взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты при комнатной температуре нам известна.

В одну пробирку налейте 3 мл  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и 2 мл воды. В другую пробирку 5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 1 каплю 0,5 н  $\text{CuSO}_4$ . Содержимое пробирок слейте и определите время появления осадка, сравните его с результатами опыта 1.

Проведите три опыта: с одной, двумя и тремя каплями раствора  $\text{CuSO}_4$ . Что можно сказать о зависимости скорости химической реакции от концентрации иона  $\text{Cu}^{2+}$ ?

В пробирку налейте раствор перекиси водорода. Опустите в пробирку тлеющую лучинку так, чтобы она не касалась жидкости. Всыпьте в пробирку с перекисью водорода очень немного  $\text{MnO}_2$  (на кончике шпателя). Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Какую роль играет  $\text{MnO}_2$ ?

## ВОПРОСЫ

- 1 Что такое скорость химической реакции, в каких единицах она измеряется?
- 2 Какой физический смысл константы скорости реакции?
- 3 Напишите кинетическое уравнение скорости для реакции  
$$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
- 4 Как возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 50 °С, если температурный коэффициент равен 3?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель: изучение условий смещения химического равновесия.

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРИТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Многие химические реакции не доходят до конца потому, что продукты реакции, взаимодействуя между собой, вновь образуют исходные вещества. Такие реакции называются обратимыми. Для обратимых реакций вместо знака равенства ставится знак обратимости:  $A + B \leftrightarrow C + D$ .

Обратимые химические реакции в конечном счете приводят к состоянию химического равновесия.

Под химическим равновесием понимают такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны  $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$ . Это состояние характеризуется постоянством концентраций всех реагирующих веществ, т.е. сколько молекул А и В вступают в реакцию с образованием С и Д, столько же молекул С и Д реагируют, образуя исходные вещества А и В в тот же промежуток времени. Следовательно, химическое равновесие есть равновесие динамическое; непрерывно протекают две противоположно направленные реакции, концентрации же реагирующих веществ остаются при этом неизменными. Концентрации веществ в состоянии равновесия называются равновесными.

Легко вывести ту зависимость которой связаны равновесные концентрации. В состоянии равновесия

$$v_1 = v_2,$$

где  $v_1$  – скорость прямой реакции;

$v_2$  – скорость обратной реакции.

Согласно закону действия масс:

$$v_1 = k_1 [A] \cdot [B], \quad v_2 = k_2 [C] \cdot [D],$$

где  $k_1$  – константа скорости прямой реакции,

$k_2$  – константа скорости обратной реакции,

[ ] – равновесные концентрации веществ.

Подставим их значение в состояние равновесия, получим:

$$k_1 [A] \cdot [B] = k_2 [C] \cdot [D].$$

Поделив обе части этого равенства на  $k_2$  получим выражение:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}.$$

Для данной температуры величины  $k_1$  и  $k_2$  постоянные, и отношение их есть величина постоянная и называется константой равновесия.

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}.$$

Константа равновесия показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции, в этом заключается физический смысл величины константы равновесия  $K$ .

Константа равновесия определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесного состояния. Чем больше эта величина, тем больше степень превращения исходных веществ в продукты реакции.

С изменением температуры значение константы равновесия изменяется.

Константа равновесия связана с энергией Гиббса реакции термодинамическим соотношением:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K.$$

Если  $\Delta G^0 = 0$ , то  $K = 1$ ; если  $\Delta G^0 \leq -41,8$  кДж, то  $K \geq 10^7$  и прямая реакция практически необратима; если  $\Delta G^0 \geq 41,8$  кДж, то  $K \leq 10^{-7}$  и обратная реакция практически необратима.

Константа химического равновесия зависит от природы реагентов и от температуры и не зависит от давления (при не очень высоких давлениях) и от концентраций реагентов и продуктов реакции (в разбавленных растворах), а также от наличия или отсутствия примесей в небольших количествах.

Если прямая реакция эндотермическая, то константа равновесия увеличивается с ростом температуры; если прямая реакция экзотермическая, то константа равновесия уменьшается при повышении температуры.

Введение катализатора в систему не влияет на  $K$ , т.к. при этом одинаково уменьшается энергия активации прямой и обратной реакции и одинаково увеличивается константа скорости прямо и обратной реакций.

Химическое равновесие сохраняется лишь до тех пор, пока не будет изменено какое-либо из условий данного равновесия: концентрация веществ, участвующих в реакции, температура, давление (для газов). Изменение этих условий вызывает смещение равновесия, т.е. изменения концентраций всех веществ данной системы.

С течением времени в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям.

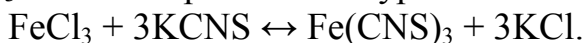
Переход системы из одного равновесного состояния в другое равновесное состояние называется сдвигом или смещением положения равновесия.

Направление смещения положения химического равновесия определяется принципом Ле Шателье – Брауна: изменение одного из условий химического равновесия (температуры, концентрации, давления) вызывает его смещение в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

## ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

### Опыт № 1. Влияние концентрации реагирующих веществ

В пробирку поместите по 3 мл 0,002 М растворов  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KCNS}$  или  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Раствор в пробирке приобретает красную окраску. Реакция между  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KCNS}$  протекает по уравнению:



Содержимое пробирки разделите поровну в четыре пробирки, одну пробирку оставьте в качестве эталона сравнения.

В одну пробирку добавьте 3-4 капли концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – добавьте конц. раствора  $\text{KCNS}$ , в третью пробирку – добавьте  $\text{KCl}_{(\text{к})}$ . Наблюдайте изменение окраски растворов.

По изменению интенсивности окраски растворов определите направление смещения равновесия. Согласуются ли Ваши выводы с принципом Ле Шателье?

### Опыт № 2. Исследование равновесия хромат $\leftrightarrow$ дихромат

Налейте в две пробирки по 2 мл раствора дихромата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель 1 н раствора щелочи. Что наблюдаете? Затем в ту же пробирку добавьте несколько капель 1 н раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Во вторую пробирку добавьте несколько миллилитров раствора хлорида бария. Добавьте к полученной смеси несколько капель азотной кислоты. Отметьте изменения.

Объясните наблюдаемое явление используя выражение константы равновесия. Какова растворимость хромата и дихромата бария? Как изменится кислотность среды при добавлении хлорида бария к раствору дихромата калия?

### Опыт № 2. Влияние температуры

При действии йода на крахмал образуется непрочное вещество сложного состава, окрашенное в синий цвет. Эта реакция экзотермическая. Равновесие системы можно условно изобразить уравнением:



Налейте в две пробирки по 1 мл раствора крахмала и добавьте в каждую по 2-3 капли йодной воды. Наблюдайте появление синей окраски. Одну из пробирок поместите в стакан с кипящей водой, наблюдайте изменение окраски. Затем содержимое пробирки охладите. Объясните происходящие изменения.

На основании опытных данных рассчитайте скорость реакции:

$$\gamma = \frac{V_2}{V_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2}.$$

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции. Энергию активации рассчитайте по уравнению Аррениуса:

$$E_{\text{акт}} = 2,303 R \lg \gamma \frac{T_2 T_1}{T_2 - T_1}.$$

### Опыт № 3. Влияние поверхности реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

В две пробирки налейте соляной кислоты и внесите в них одновременно кусочек мела (или мрамора) в одну из них и примерно такое же количество измельченного мела (или мрамора) – в другую. Определите время, которое потребуется для полного растворения вещества в обеих пробирках. В какой пробирке реакция протекает быстрее и почему?

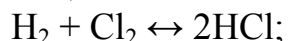
### Опыт № 4. Автокатализ

В пробирку со смесью щавелевой и серной кислот по каплям добавляйте перманганат калия. Отметьте время обесцвечивания перманганата калия от прибавления первой капли, затем второй, третьей. Очередную каплю добавлять после того, как исчезнет окраска от предыдущей.

Опыт повторите предварительно добавив к смеси кислот 4 капли сульфата марганца. Объясните, почему во втором случае реакция протекает быстро, а в первом – она постепенно ускоряется.

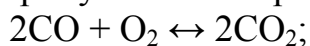
## ВОПРОСЫ

- 1 Какой физический смысл константы равновесия.
- 2 Напишите математическое выражение константы химического равновесия для следующих реакций:

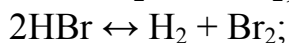


- 3 При некоторой температуре равновесные концентрации в системе  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  составляли соответственно  $[\text{SO}_2] = 0,04$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,06$  моль/л,  $[\text{SO}_3] \leftrightarrow 0,02$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{SO}_2$  и  $\text{O}_2$ .

- 4 В какую сторону сместятся равновесия реакций:



$$\Delta H = -568,48 \text{ кДж},$$



$$\Delta H = +59,83 \text{ кДж}$$

- а) при понижении температуры; б) при повышении давления?



## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Текст] : учебник / Н. С. Ахметов, М. К. Азимов, Л. И. Бадыгина. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк. ; Изд. Центр «Академия», 1999. – 368 с. : ил.
- 2 Практикум по общей химии / под ред. Е. М. Соколовской, О. С. Зайцева. – 3-е изд. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1981. – 400 с. : ил.
- 3 Лобанов, Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для нехим. спец. вузов. – М. : Высш. шк., 1990. – 351 с.
- 4 Практикум по общей и неорганической химии : пособие для студентов вузов / В. И. Фролов [и др.] ; под ред. Н. Н. Павлова, В. И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Дрофа, 2002. – 304 с. : ил.
- 5 Бубнова, Л. А. Общая химия [Текст] : методические рекомендации к практическим занятиям для студентов специальности «Химия» 020101 / Л. А. Бубнова. – Курган : Изд-во Курганского гос. ун-та, 2005. – 27 с.
- 6 Практикум по неорганической химии / под ред. А. Ф. Воробьева и С. И. Дракина. – М. : Химия, 1984. – 248 с.

Бубнова Любовь Александровна  
Камаев Дмитрий Николаевич

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания  
к выполнению лабораторных работ по неорганической химии  
для студентов 1 курса специальности 020201.65

/Часть 1, работы 3-5/

Редактор Е. А. Могутова

---

|                             |                   |                            |
|-----------------------------|-------------------|----------------------------|
| Подписано в печать 24.03.15 | Формат 60x84 1/16 | Бумага 65 г/м <sup>2</sup> |
| Печать цифровая             | Усл. печ. л. 1,25 | Уч.-изд. л. 1,25           |
| Заказ 72                    | Тираж 25          | Не для продажи             |

---

РИЦ Курганского государственного университета.  
640000, г. Курган, ул. Советская, 63/4.  
Курганский государственный университет.