

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
СТУПИНСКИЙ ФИЛИАЛ ФЕДЕРАЛЬНОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО
БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«МОСКОВСКИЙ АВИАЦИОННЫЙ ИНСТИТУТ
(национальный исследовательский университет)»**

Кафедра "Моделирование систем и информационные технологии"

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«КОНЦЕПЦИИ СОВРЕМЕННОГО ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ»
МОДУЛЬ 2**

Ступинский филиал МАИ

2015 г.

Авторы

С.Б. Белова, И.М. Мамонов, С.П. Белов

Лабораторные работы по дисциплине «Концепции современного естествознания» / С.Б. Белова, И.М. И.М. Мамонов, С.П. Белов – Ступинский филиал МАИ, 2015, - 32с. с ил.

Приведено описание лабораторных работ по дисциплине «Концепции современного естествознания», модуль 2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

ЦЕЛИ РАБОТЫ

1. Изучить основные положения учения о химических процессах.
2. Приобрести опыт проведения химических экспериментов.
3. Изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

В основе учения о химических процессах лежат представления:

- 1) химической кинетики
- 2) химической термодинамики.

В рамках учения о химических процессах исследуются внутренние механизмы и условия протекания химических процессов (скорости протекания процессов, температура, давление и т.п., влияние катализаторов, ингибиторов и пр.), а также состояние химического равновесия и условия, влияющие на его смещение.

Скорость химической реакции. Переход системы из одного состояния в другое, в том числе и химическая реакция, всегда протекает во времени и измеряется скоростью химической реакции. Скорость химической реакции показывает число химических

взаимодействий в единице объема¹ или на единице площади поверхности раздела фаз² за единицу времени. Измеряется *скорость реакции* v изменением концентрации C реагирующего вещества в единицу времени t :

$$v = \pm C_2 - C_1 / t_2 - t_1 = \pm \Delta C / \Delta t. \quad (1)$$

Скорость реакции зависит от следующих факторов:

1. концентрации реагирующих веществ,
2. температуры и природы реагирующих веществ
3. присутствия в системе катализатора.

При практическом использовании химических реакций важно знать, с какой скоростью будет протекать данная реакция в тех или иных условиях, и как нужно изменять эти условия, чтобы реакция протекала с требуемой скоростью. Раздел химии, изучающий скорости химических реакций, называется *химической кинетикой*.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. *Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степени некоторых чисел, определяемых опытным путем.*

В общем случае для реакции



экспериментально определенная зависимость скорости от концентрации выражается *кинетическим уравнением*

¹ Для реакций, протекающих в гомогенной системе, т.е. системе, состоящей из одной фазы.

² Для реакций, протекающих в гетерогенной системе, т.е. системе, состоящей из нескольких фаз.

$$v = k C_A^{\alpha} C_B^{\beta} C_D^{\delta}, \dots \dots \dots (2)$$

в котором:

- a, b, d – стехиометрические коэффициенты;
- α, β, δ – экспериментально определяемые числа, являющиеся степенями концентрации реагирующих веществ;
- k – константа скорости реакции.

Показатель степени концентрации реагирующих веществ в кинетическом уравнении реакции (α, β, δ) называется *порядком реакции по данному веществу*.

Общим порядком химической реакции, или просто *порядком реакции*, называется величина, равная сумме показателей степени концентрации реагентов в кинетическом уравнении реакции ($\alpha + \beta + \delta$).

Для практических расчетов кинетическое уравнение обычно записывается через концентрации, соответствующие состоянию химического равновесия. Равновесные концентрации обозначаются формулами веществ, заключенными в квадратные скобки.

Пример: для реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$

скорость определяется как $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$.

Зависимость скорости реакции от температуры. При повышении температуры обычно скорость химических реакций увеличивается в соответствии с *правилом Вант-Гоффа*, утверждающем, что при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции и ее константа скорости увеличиваются в 2-4 раза:

$$v_{T+10}/v_T = k_{T+10}/k_T = \gamma \quad (\approx 2-4). \quad (3)$$

Более точно значение константы скорости реакции k определяется из уравнения Аррениуса

$$k = C \cdot e^{-E_a/RT}, \quad (4)$$

где C – постоянная; e – основание натурального логарифма,

R – универсальная газовая постоянная, E_a – энергия активации процесса.

Энергия активации – это то избыточное количество энергии по сравнению со средней величиной, которой должна обладать молекула в момент столкновения, чтобы быть способной к химическому взаимодействию.

Влияние катализатора. Эффективный способ регулирования скорости реакции основан на применении катализатора.

Катализаторы – это вещества, которые повышают скорость химической реакции.

Катализатор вступает во взаимодействие с реагентами с образованием промежуточного химического соединения и освобождается в конце реакции. В большинстве случаев действие катализатора объясняется тем, что он снижает энергию активации реакции.

Влияние, оказываемое катализаторами на химические реакции, называется *катализом*.

Влияние катализатора не сказывается на положении химического равновесия, поскольку он в равной мере ускоряет и прямую и обратную реакции, и таким образом, не вызывает смещения равновесия.

Химическое равновесие. Все химические реакции, в принципе, обратимы. Это означает, что в реакционной смеси осуществляется как взаимодействие реагентов (при этом образуются продукты), так и взаимодействие продуктов (при этом образуются реагенты).

В соответствии с уравнением конкретной обратимой реакции различают прямую реакцию, протекающую по уравнению слева направо, и обратную реакцию, протекающую по уравнению справа налево:

прямая реакция

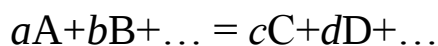
Реагенты $\rightleftharpoons$ Продукты

обратная реакция

Прямая и обратная реакции протекают одновременно в противоположных направлениях.

Во всех обратимых реакциях скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции возрастает до тех пор, пока обе скорости не станут равными и не установится состояние равновесия.

Количественной характеристикой химического равновесия является *константа равновесия реакции*. Для общего случая химической реакции



константа равновесия реакции **K** есть постоянная при данной температуре величина, выражающая соотношение между равновесными концентрациями продуктов реакции (числитель) и реагентов (знаменатель):

$$K = \frac{[C]^c [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots} \quad (5)$$

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

При изменении условий протекания реакции (температуры, давления, концентрации какого-либо из участвующих в реакции веществ) скорости прямого и обратного процессов изменяются неодинаково, и химическое равновесие нарушается. В результате преимущественного протекания реакции в одном из возможных направлений устанавливается состояние нового химического равновесия, отличающееся от исходного. Процесс перехода от одного равновесного состояния к новому равновесию называется *смещением химического равновесия*. Направление этого смещения подчиняется *принципу Ле Шателье*:

если для системы, находящейся в состоянии химического равновесия, изменить какое-либо условие, влияющее на равновесие (концентрация, температура, давление), то система ответит самопроизвольным процессом, направленным на уменьшение этого изменения.

Влияние концентрации. Влияние концентрации на состояние равновесия подчиняется следующим правилам:

при повышении концентрации одного из реагентов равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции;

при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования реагентов.

Такое влияние проявляется при добавлении в реакционную смесь лишь одного реагента или продукта; количества же остальных реагентов остаются неизменными и расходуются при

последующем протекании прямой или обратной реакции до установления нового положения равновесия.

Влияние температуры. Все химические реакции протекают с изменением энтальпии. В каждой обратимой реакции одно из ее направлений (прямая и обратная реакция) отвечает экзотермическому процессу, а другое – эндотермическому.

Влияние изменения температуры на положение химического равновесия подчиняется следующим правилам:

при повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции.

Влияние давления. Во всех реакциях с участием газообразных веществ (реагентов, продуктов), сопровождающихся изменением объема за счет изменения количества вещества при переходе от реагентов к продуктам, на положение равновесия влияет давление в системе.

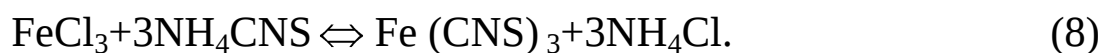
Влияние изменения давления на положение химического равновесия подчиняется следующим правилам:

при повышении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ (реагентов или продуктов) с меньшим объемом;

при понижении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ (реагентов или продуктов) с большим объемом.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Влияние концентрации на смещение химического равновесия. Рассмотрим обратимую реакцию взаимодействия хлорида железа (III) (FeCl_3) с роданидом аммония (NH_4CNS) с образованием роданида железа ($\text{Fe}(\text{CNS})_3$) и хлорида аммония (NH_4Cl):



Красное окрашивание роданида железа позволяет следить за сдвигом химического равновесия при изменении концентрации одного из реагентов или продуктов реакции.

Выполнение опыта

- 1) Налейте в пробирку 10 мл разбавленного раствора FeCl_3 и добавьте 10 мл разбавленного раствора NH_4CNS .
- 2) Разлейте раствор поровну в четыре пробирки. В первую добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую ложечку сухого раствора роданида аммония, в третью насыпьте немного сухого хлорида аммония.
- 3) Сравните окраску растворов в трех пробирках с окраской в четвертой контрольной пробирке и сделайте вывод о влиянии концентрации на смещение химического равновесия.

Результаты опыта оформите в виде таблицы 1.1.

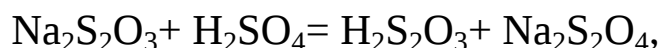
Таблица 1.1

Влияние концентрации веществ на смещение химического
равновесия

№ пробирки	Добавление вещества			Изменение окраски роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$	Смещение химического равновесия
	FeCl_3	NH_4CNS	NH_4Cl		
1	FeCl_3 конц.	-	-	Интенсивность окраски усиливается	вправо $\rightarrow$
2	-	NH_4CNS сухой	-	Интенсивность окраски усиливается	вправо $\rightarrow$
3	-	-	NH_4Cl Сухой	Интенсивность окраски ослабевает	влево $\leftarrow$
4	FeCl_3 разбавл.	NH_4CNS разбавл.	-	Раствор красного цвета	$\leftrightarrow$

Вывод: При увеличении концентрации реагентов (FeCl_3 или NH_4CNS) химическое равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции. Наблюдаем усиление интенсивности окраски раствора. При увеличении концентрации одного из продуктов реакции (NH_4Cl) химическое равновесие смещается в сторону реагентов. Наблюдаем ослабление интенсивности окраски раствора.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Изучим зависимость скорости разложения тиосерной кислоты от концентрации реагирующих веществ. Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ устойчив в кристаллическом состоянии и в не слишком кислотных растворах. В кислотных растворах образуется тиосерная кислота:



или



Эта реакция проходит быстро, но образующаяся тиосерная кислота неустойчива и самопроизвольно разлагается с образованием серы и сернистой кислоты:



Эта реакция проходит сравнительно медленно, за ее прохождением удобно следить по образованию суспензии серы. Скорость образования серы зависит от концентрации кислоты, температуры и других факторов.

Можно предположить, что образование серы проходит по реакции, описываемой уравнением, получаемым объединением уравнений (9) и (10):



Если проходит именно такая реакция, то ее скорость будет определяться кинетическим уравнением

$$v = k \text{CS}_2\text{O}_3^{2-} \text{C}^2\text{H}^+, \quad (12)$$

и при экспериментальном подтверждении можно предположить, что реакция проходит именно по уравнению (12).

Постановка эксперимента основывается на том, что по плотности суспензии серы судят о количестве разложившейся тиосерной кислоты.

Опыты проводятся в колбе, на стенке которой нанесена цветная (черная или синяя) полоска. В начале опыта эта полоска четко просматривается через прозрачный раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. После добавления в раствор серной кислоты начинается постепенное образование суспензии серы, раствор становится мутным и цветная полоска, которую рассматривают сквозь раствор, становится невидимой. При этом следует стараться отсчет времени продолжать каждый раз до одинаковой мутности раствора.

Выполнение опыта

Опыты проводим с постоянной концентрацией серной кислоты и различной концентрацией тиосульфата натрия (табл.1.2).

1). В пробирку влить из бюретки 10 мл раствора H_2SO_4 , а в колбу - 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 10 мл H_2O . Раствор серной кислоты быстро вылейте из пробирки в колбу с раствором тиосульфата натрия. Тотчас начните отсчет времени по секундомеру, одновременно осторожно перемешивайте раствор пробиркой-трубочкой, опустив ее 2-3 раза до дна колбы.

Продолжая отсчет времени, наблюдайте за цветной полоской через слой раствора в колбе. В тот момент, когда полоска перестает просматриваться через раствор, запишите время (Δt) прохождения реакции.

- 2). Проведите опыты с большей концентрацией тиосульфата натрия. Сначала увеличьте концентрацию тиосульфата в 2 раза (10 мл раствора тиосульфата натрия и 5 мл воды), затем в 3 раза (15 мл раствора тиосульфата натрия) (табл.2).
- 3). Сведите все данные в таблицу (табл.2), записывая в нее объемы исходных растворов и дистиллированной воды, время прохождения реакции ($\Delta\tau$) и скорость реакции, условно приняв ее равной обратному времени ($1/\Delta\tau$).

Таблица 1.2

Относи-тельная концентрация $C_{\text{отн}}$	Объемы исходных растворов, мл			Время прохождения реакции $\Delta\tau$, с	Скорость реакции ν ($\nu = 1/\Delta\tau$), с^{-1}
	вливается в одну колбу		в пробирку		
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4		
1	5	10	10		
2	10	5	10		
3	15	0	10		

4). Постройте график зависимости скорости прохождения реакции ($1/\Delta\tau$) от относительной концентрации раствора (C). Для этого на лист миллиметровой бумаги нанесите две прямоугольные оси координат. По оси абсцисс (ось x) отложите независимую переменную $C_{\text{отн}}$, т.е. величину, задаваемую самим экспериментатором. По оси ординат (ось y) отложите определяемую величину $1/\Delta\tau$.

На осях координат указывается символ величины, и рядом, после запятой, единица измерения, причем десятичный множитель относится к единице измерения (рис 1.1.).

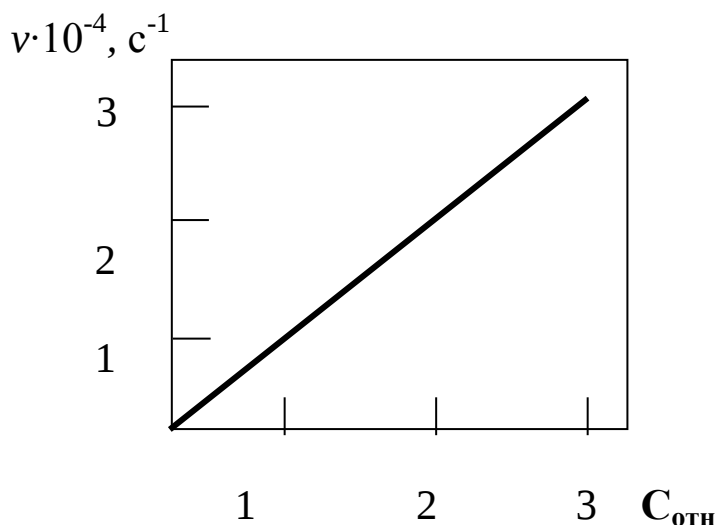


Рис 1.1. Пример зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Масштабы на координатных осях следует выбирать так, чтобы координаты любой точки на графике определялись легко и быстро без ненужных расчетов. Наиболее удобно расстояние между двумя соседними делениями выбирать так, чтобы оно составляло одну, две, пять, десять единиц измеренной величины, или же равнялось тем же числам, умноженным на постоянный множитель $10^{\pm n}$, где n – целое число.

Масштаб должен быть таким, чтобы угол наклона кривых на графике был близок 45° (рис.1.1).

5). Сделайте вывод о влиянии концентрации тиосульфата натрия на скорость реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

**РОЛЬ ГИДРОЛИЗА В ФОРМИРОВАНИИ
ОТРИЦАТЕЛЬНОЙ ОБРАТНОЙ СВЯЗИ**

ЦЕЛИ РАБОТЫ

1. Получить представление об отрицательной обратной связи в живом организме на примере реакции гидролиза, служащей для поддержания кислотно-основного состояния крови.
2. Ознакомиться со способом определения рН среды и изучить особенности процесса реакции гидролиза солей различной природы.

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Обратная связь (англ. *feedback* — «фидбэк» — «обратное питание») — в широком смысле означает отзыв, отклик, ответную реакцию на какое-либо действие или событие

Различают:

- Отрицательную обратную связь
- Положительную обратную связь

Отрицательная обратная связь — тип обратной связи, при которой выходной сигнал передается обратно на вход для погашения части входного сигнала. Отрицательные обратные связи обеспечивают сохранение структуры и близкого к равновесию состояния системы

Положительная обратная связь — тип обратной связи, при котором изменение выходного сигнала системы приводит к

такому изменению входного сигнала, которое способствует дальнейшему отклонению выходного сигнала от первоначального значения.

Отрицательной обратной связью обусловлена саморегуляция процессов жизнедеятельности в живых системах. Примером отрицательной обратной связи является поддержание постоянства внутренней среды организма (кислотно-основного равновесия, водно-электролитного баланса и др.).

Тело человека на 70% состоит из воды, поэтому вода - одна из наиболее важных его составляющих. Тело человека имеет определенное кислотно-щелочное соотношение, характеризуемое рН (водородным) показателем. Значение показателя рН зависит от соотношения между положительно заряженными катионами водорода H^+ (формирующими кислую среду) и отрицательно заряженными гидроксид-ионами и OH^- (формирующими щелочную среду). Организм постоянно стремится уравновесить это соотношение, поддерживая строго определенный уровень рН.

рН крови является одной из самых жестких физиологических констант организма. В норме рН – 7,36. При различных физиологических состояниях рН крови может изменяться от 7,3 до 7,5. Крайние пределы рН крови, совместимые с жизнью, равны 7,0 – 7,8. Нормальное значение рН крови поддерживается путем сдвига равновесия реакции гидролиза солей, содержащихся в крови, в прямом или обратном направлении.

Если в кровь поступает кислота, более сильная, чем угольная, то в реакцию вступает, например, бикарбонат натрия. Образуются нейтральная соль и слабодиссоциированная угольная кислота. Угольная кислота под действием карбоангидразы эритроцитов распадается на H_2O и CO_2 , последний выделяется легкими в окружающую среду. Если в кровь поступает основание, то в реакцию вступает угольная кислота, образуя гидрокарбонат натрия и воду. Избыток бикарбоната натрия удаляется через почки.

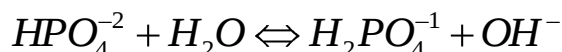
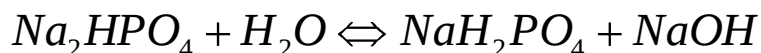
Гидролиз гидрокарбоната натрия протекает по уравнению:



или в сокращенном ионно-молекулярном виде:

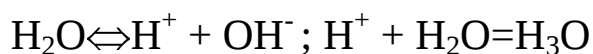


Аналогично, гидролиз гидроортофосфата натрия описывается уравнениями:



Таким образом реакцию гидролиза, протекающего в крови, можно рассматривать как пример проявления отрицательной обратной связи в живом организме.

Ионное произведение воды. Водородный показатель. В чистой воде в незначительной степени протекает *электролитическая диссоциация* (автодиссоциация воды):



Свободные ионы водорода H^+ не способны к существованию в водном растворе, они мгновенно гидратируются водой до катионов

оксония H_3O^+ . Однако для простоты записи часто используется обозначение H^+ .

В 1 л чистой воды содержится $1 \cdot 10^{-7}$ моль катионов H^+ (H_3O^+) и $1 \cdot 10^{-7}$ моль анионов OH^- .

Между концентрациями ионов H^+ и OH^- как в чистой воде, так и в разбавленных водных растворах имеется следующая взаимосвязь:

$$C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = \text{const} = f(T)$$

Т. е. при постоянной температуре произведение молярных концентраций ионов H^+ и OH^- в воде и в разбавленных водных растворах постоянно.

В приведенном уравнении обычно записывают равновесные молярные концентрации, обозначаемые формулой иона, заключенной в квадратные скобки:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} = f(T)$$

Это произведение молярных концентраций ионов H^+ и OH^- , постоянное при заданной температуре, называется **ионным произведением воды** и обозначается K_w .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} = f(T)$$

$$\text{При } 25^\circ\text{C}, K_w = 10^{-7} \text{ (моль/л)} \times 10^{-7} \text{ (моль/л)} = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2.$$

В водных растворах электролитов молярные концентрации ионов H^+ и OH^- не обязательно равны 10^{-7} моль/л (как в чистой воде), однако их произведение при 25°C всегда равно 10^{-14} . Следовательно, если задано значение $[\text{H}^+]$, то легко определить и $[\text{OH}^-]$.

В кислых растворах преобладают ионы H^+ :

$H^+ > 10^{-7}$ моль/л и $[OH^-] < 10^{-7}$ моль/л

В **щелочных растворах** преобладают ионы OH^- ;

$H^+ < 10^{-7}$ моль/л и $[OH^-] > 10^{-7}$ моль/л

По предложению датского физика-химика Серенсена вместо значения $[H^+]$ используют значения **водородного показателя pH** . *Водородный показатель есть отрицательный десятичный логарифм числового значения молярной концентрации катионов водорода, выраженной в моль/л.*

$$pH = -\lg [H^+]$$

Таким образом, значение pH легко вычислить, если известна концентрация ионов H^+ (или H_3O^+).

Величина pH используется как мера кислотности, нейтральности или основности водных растворов:

кислотная среда отвечает **$pH < 7$** ,

нейтральная среда отвечает **$pH = 7$** ,

щелочная среда отвечает **$pH > 7$** .

На практике для оценки pH разбавленных водных растворов, в которых $0,1 \geq [H_3O^+]$ моль/л или $0,1 \geq [OH^-]$ моль/л, используется шкала pH от 1 до 13 (при значениях $pH < 1$ значения $[H_3O^+] > 0,1$ моль/л, а при значениях $pH > 13$ значения $[OH^-] > 0,1$ моль/л).

Значения pH растворов могут быть точно определены только электрохимическим путем. Для менее точной оценки pH используют кислотно-основные индикаторы.

Кислотно-основные индикаторы. Существуют различные методы определения концентрации (точнее активности) ионов водорода (и, соответственно, концентрации гидроксид-ионов).

Один из простейших (колориметрический) основан на использовании **кисотно-основных индикаторов**. В качестве таких индикаторов могут служить многие органические кислоты и основания, которые изменяют свою окраску в некотором узком интервале значений рН.

Индикаторы представляют собой слабые кислоты или основания, которые в недиссоциированной и в диссоциированной (ионной) формах имеют разную окраску.

В табл.2.1 показаны интервалы перехода некоторых часто используемых индикаторов.

Таблица 2.1

Кислотно-основные индикаторы

Индикатор	Значение рН															
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
Тимоловый синий	красная	1,2-2,8		желтая						8,0-9,6		синяя				
Метиловый оранжевый	красная			3,0-4,4		желто-оранжевая										
Бромфеноловый синий	желтая			3,0-4,6		синяя										
Ализариновый красный	желтая				4,0-5,8		фиолетовая									
Метиловый красный	красная				4,3-6,2		желтая									
Лакмус	красная					5,0-8,0				синяя						

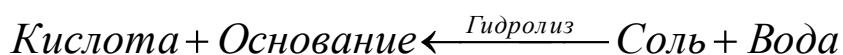
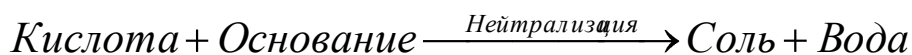
Феноловый красный	желтая	6,8- 8,4	красная	
Фенолфтале ин	бесцветная		8,1- 9,8	красная (розовая)
Ализаринов ый желтый	бледно-желтая			10,0- 12,0 желто- коричн -евая
Индиго карминовый	синяя			11,6-14,0 >14- желтая

Для быстрого определения pH удобно также пользоваться раствором универсального индикатора, представляющего собой смесь различных индикаторов и имеющего большой интервал перехода (значения pH от 1 до 10).

Гидролиз солей различных типов. Растворы солей, образованных катионами слабых оснований или анионами слабых кислот, показывают либо кислую реакцию ($\text{pH} < 7$), либо щелочную ($\text{pH} > 7$). В рамках ионной теории Аррениуса это объясняется протеканием реакции гидролиза. В общем случае гидролиз определяется как взаимодействие соли с водой:



Гидролиз — это реакция, обратная нейтрализации:



Возможность и характер протекания гидролиза определяется природой соли, т. е. природой кислоты и основания, из которых образована соль.

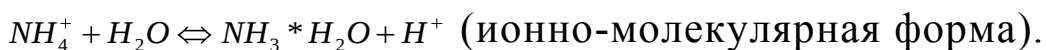
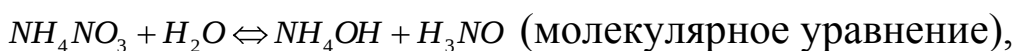
1. Соли, образованные **сильной кислотой и сильным основанием**, гидролизу не подвергаются и их водные растворы нейтральные (табл.2.2, №1).

Пример: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (pH = 7)

2. Водные растворы солей, образованных **анионами сильных кислот и катионами слабых оснований** имеют кислую реакцию (табл.2,1. №2).

Пример. Нитрат аммония NH_4NO_3 — соль слабого основания (гидрата аммиака) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и сильной азотной кислоты

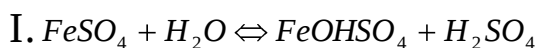
Процесс гидролиза можно описывать в виде системы двух уравнений – молекулярного и ионного:



В результате гидролиза раствор нитрата аммония показывает кислую реакцию (pH < 7).

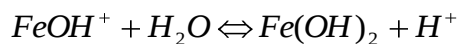
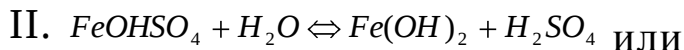
Если соль образована катионами **слабого основания многовалентного металла**, то продуктом гидролиза будет гидроксokатион основания. Гидролиз подобных солей протекает ступенчато.

Пример. Гидролиз сульфата железа(II) протекает по первой ступени с образованием сульфата гидроксожелеза:



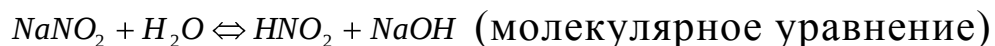
или $Fe^{2+} + H_2O \rightleftharpoons FeOH^+ + H^+$

Гидролиз по второй ступени происходит в ничтожно малой степени:



3. Водные растворы солей, образованных анионами **слабых кислот** и катионами **сильных оснований**, имеют щелочную реакцию (табл.2.1, №3).

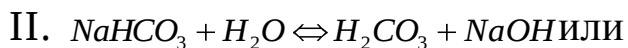
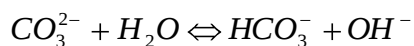
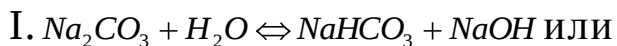
Пример. Нитрит натрия $NaNO_2$ — соль сильного основания $NaOH$ и слабой кислоты HNO_2



В результате гидролиза реакция раствора нитрита натрия щелочная ($pH > 7$).

Если соль образована анионами **многоосновной слабой кислоты**, то продуктом реакции гидролиза будет гидроанион — анион кислотного остатка, содержащий водород. Гидролиз солей такого типа протекает ступенчато.

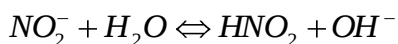
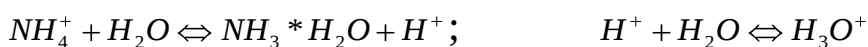
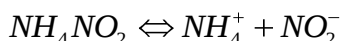
Пример. Первая ступень гидролиза карбоната натрия протекает согласно уравнению:



4. Для хорошо растворимых солей, образованных анионами *слабой кислоты* и катионами *слабого основания*, реакция растворов зависит от степени протекания обратимых стадий взаимодействия с водой (табл.2.1, №4).

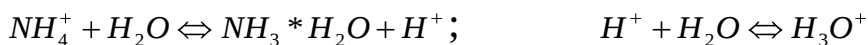
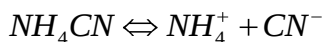
Примеры.

4а). Гидролиз нитрита аммония протекает по следующим стадиям:

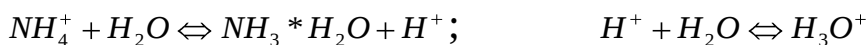
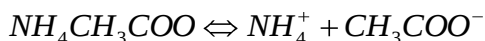


Известно, что гидролиз катионов аммония протекает полнее, чем нитрит-ионов, следовательно, больше образуется катионов H^+ (по сравнению с анионами OH^-), поэтому раствор будет слабокислотным ($pH < 7$).

4б). Раствор цианида аммония имеет сильнощелочную реакцию ($pH > 7$) вследствие большей степени протекания второй из обратимых реакций гидролиза:



4в). Гидролиз ацетата аммония протекает по следующим стадиям:



Степень протекания обеих обратимых реакций одинаковая, поэтому раствор ацетата аммония нейтральный ($pH \approx 7$). Обратимая реакция гидролиза соли протекает тем полнее, чем более слабыми являются образующие соль основание или (и) кислота. Таким образом:

если соль образована более сильной кислотой (по сравнению с силой основания), то раствор соли будет кислым;

если соль образована более сильным основанием (по сравнению с силой кислоты), то раствор соли будет щелочным.

Таблица 2.2.

Реакция водных растворов солей

№	Образующие соль		Реакция	РН
	Кислота	Основание		
1.	Сильная	Сильное	Нейтральная	7
2.	Сильная	Слабое	Кислая	< 7
3.	Слабая	Сильное	Щелочная	> 7
4.	Слабая	Слабое		
4а).	Сильнее основания		Кислая	< 7
4б).		Сильнее кислоты	Щелочная	> 7
4в).	Одинаково слабые		Практически нейтральная	≈ 7

Все реакции гидролиза протекают с поглощением теплоты. Поскольку выход эндотермических реакций с ростом температуры увеличивается, то в соответствии с принципом Ле Шателье, *степень гидролиза растет с повышением температуры.*

ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ

Опыт 1. Определение окраски индикаторов

1. В три пробирки налить по 2 мл. дистиллированной воды и прибавить в одну пробирку 2 капли раствора HCl , в другую - 2 капли раствора гидроксида натрия. Третья пробирка остается с чистой водой.
2. В каждую из пробирок внести по 2 капли индикатора. Опыт повторить для следующих указанных индикаторов.

По таблице областей перехода индикатора и по окраске универсального индикатора определить значение pH раствора в каждой из трех пробирок.

Результаты опытов оформить в виде табл.2.3

Таблица 2.3

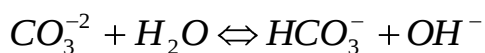
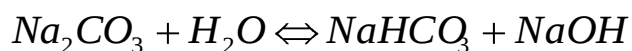
<i>Индикаторы</i>	<i>Цвет раствора в пробирке</i>		
	№1 ($\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}$) $\text{pH} < 7$	№2 ($\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$) $\text{pH} > 7$	№3 (H_2O) $\text{pH} = 7$
1.Тимоловый синий			
2.Метиловый оранжевый			

3.Бромфеноловый			
4.Метиловый красный			
5.Лакмус			
6.Фенолфталеин			
7.Универсальная индикаторная бумага			

Опыт 2. Определение РН растворов солей

1. В пробирках растворить в небольшом количестве воды (2 мл) следующие соли: карбонат натрия, ортофосфат натрия, хлорид аммония.
2. Каждый раствор разделить на 2 части: в одной из них лакмусовой бумажкой или конго определить РН среды (больше, равно или меньше), в другой универсальным индикатором (У.И.) определить значение РН.
3. Результаты опытов оформить химическими уравнениями в молекулярной и ионной формах.

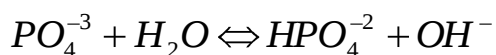
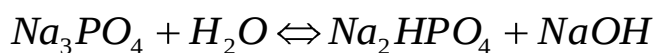
Опыт 2.1. Гидролиз карбоната натрия.



Цвет лакмуса.....РН.....

Цвет У.И.....РН.....

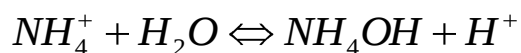
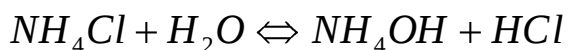
Опыт 2.2. Гидролиз ортофосфата натрия.



Цвет лакмуса.....РН.....

Цвет У.И.....РН.....

Опыт 2.3. Гидролиз хлорида аммония.

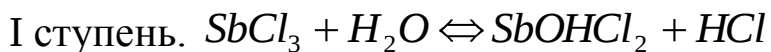


Цвет лакмуса.....РН.....

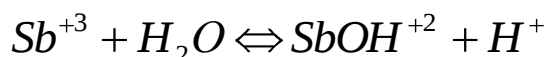
Цвет У.И.....РН.....

**Опыт 3. Влияние концентрации на смещение
равновесия реакции гидролиза хлорида сурьмы.**

1) В пробирку налить прозрачный водный раствор гидролизованного хлорида сурьмы (III) $SbCl_3$ (1 мл).



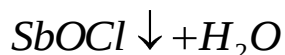
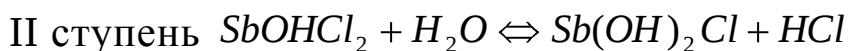
$\begin{matrix} \uparrow & \uparrow \\ \text{конц.} & \text{мало} \end{matrix}$



Цвет У.И.....

РН.....

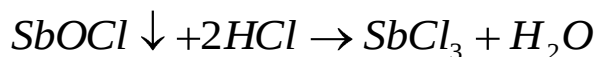
2) Для изучения влияния разбавления на степень гидролиза разбавить раствор дистиллированной водой (в 4 - 6 раз). Наблюдается появление осадка основной соли $Sb(OH)_2Cl$, переходящей в осадок $SbOCl$, т.к. от нее отщепляется молекула воды



Цвет У.И.....

РН.....

3) К полученному осадку хлорида оксосурьмы прилить несколько капель концентрированной кислоты HCl до его растворения, т.е. до подавления процесса гидролиза.



4) Сделать вывод о влиянии концентрации на смещение равновесия реакции гидролиза.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Зайцев О.С. Исследовательский практикум по общей химии. Учеб.пособие. М.: Изд-во МГУ, 1994, 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов./ Под ред. В.А.Рабиновича. Л.: Химия, 1983, 704 с.
3. Химия: Справ. изд. / В. Шретер, К.-Х. Лаутеншлегер, Х. Бибрак и др.: Пер. с нем. – М.: Химия, 1989. – 648 с.
4. Базаров И. П. Термодинамика. М.: Высшая школа, 1991, 376 с.
5. Стромберг А.Г., Лельчук Х.А., Картушинская А.И. Сборник задач по химической термодинамике. М.: Высшая школа, 1985.
6. Краткий справочник физико-химических величин./ Под ред. К.П.Мищенко и А.А. Равделя. М.: Госхимиздат, 1979.
7. [http://ru.wikipedia.org/wiki/ Обратная_связь](http://ru.wikipedia.org/wiki/Обратная_связь)
8. http://www.medicinform.net/human/fisiology4_1.htm

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа №1. Кинетика и равновесие.....	3
Лабораторная работа №2. Роль гидролиза в формировании отрицательной обратной связи.....	16
Список литературы.....	31

Белова Светлана Борисовна
Мамонов Игорь Михайлович
Белов Сергей Павлович

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«КОНЦЕПЦИИ СОВРЕМЕННОГО ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ»
МОДУЛЬ 2

СТУПИНСКИЙ ФИЛИАЛ МАИ
2015