

Министерство транспорта Российской Федерации
Федеральное агентство железнодорожного транспорта
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный государственный университет путей сообщения»

Кафедра «Нефтегазовое дело, химия и экология»

Е.В. Муромцева, Н.Ф. Карпович

ХИМИЯ В СПЕЦИАЛЬНЫХ РАЗДЕЛАХ

Методическое пособие
по выполнению лабораторных работ

2-е издание,
исправленное и дополненное

Хабаровск
Издательство ДВГУПС
2014

УДК 54(075.8)
ББК Г1я73
М 915

Рецензент – кандидат химических наук,
доцент кафедры «Нефтегазовое дело, химия и экология» ДВГУПС
С.А. Малиновская

Муромцева, Е.В.

М 915 Химия в специальных разделах : метод. пособие по выполнению лабораторных работ / Е.В. Муромцева, Н.Ф. Карпович. – 2-е изд., испр. и доп. – Хабаровск : Изд-во ДВГУПС, 2014. – 57 с. : ил.

Методическое пособие соответствует ФГОС ВО по направлению 08.03.01 «Строительство», специальности 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений».

Содержит лабораторные работы, составленные по дисциплине «Общая химия», основные понятия, термины, определения и расчетные формулы, а также контрольные вопросы и необходимую информацию для ответов.

Предназначено для студентов 1–2-го курсов очной формы обучения, изучающих дисциплину «Химия».

УДК 54(075.8)
ББК Г1я73

© ДВГУПС, 2007, 2014

ВВЕДЕНИЕ

Для многих специальностей технических вузов требуется более углубленное изучение основных разделов химии.

Главная цель методического пособия состоит в том, чтобы основные разделы химии в том объеме, в каком они излагаются в курсе «Общая химия», нашли отражение в соответствующих лабораторных работах.

Данное методическое пособие состоит из шести лабораторных работ: приготовление растворов разной концентрации, электролитическая диссоциация, гидролиз солей, свойства коллоидных растворов, жесткость воды.

Для работ по курсу общей химии даны краткие теоретические сведения. В конце каждой работы помещены задачи и упражнения, выполнение которых позволит студенту судить о качестве усвоения, им изучаемого материала.

Второе издание дополнено новыми данными, отражающими современное состояние науки. Значительно расширены и переработаны разделы, посвященные электролитам, гидролизу. В пособие добавлены задачи для закрепления полученных практических навыков.

Одним из обязательных требований является индивидуальная работа каждого студента. Для допуска к работе необходимо представить в тетради или на формате А4 заготовку к лабораторной работе, где должно быть отражено:

- цель;
- краткие теоретические сведения;
- название эксперимента;
- заготовки схем, таблиц, куда будут заноситься результаты работы.

После выполнения работы (эксперимента) необходимо записать наблюдения и сделать вывод.

На оформление отчета и выполнение индивидуального задания студенту даётся одна неделя.

ОБЩИЕ ПРАВИЛА В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Перед началом работы необходимо ознакомиться с темой, уяснить цель, если предстоит работа на оборудовании, ознакомиться с принципом действия.

2. В лаборатории запрещается пробовать реактивы на вкус, принимать пищу и напитки, курить, щелкать тумблерами, трогать приборы, не относящиеся к работе.

3. Не загромождать рабочее место посторонними предметами.

4. Реактивы, находящиеся в вытяжном шкафу, нельзя переносить на свое рабочее место.

5. Реактивы, рассыпанные или пролитые на пол, на стол, необходимо нейтрализовать и убрать.

6. Сухие реактивы берут чистым шпателем, реактивы, находящиеся на рабочем столе, предназначены для индивидуального пользования, и их набирают пипеткой. Для каждого реактива своя пипетка.

7. Запрещается брать реактивы, не относящиеся к данной работе, и проводить с ними опыты. При невыполнении данного требования студент отстраняется от занятия.

8. Пробирки при нагревании закрепляют либо в штативной лапке, либо в пробиркодержателе ближе к отверстию. Отверстие пробирки необходимо направлять от себя и окружающих во избежание выброса веществ из неё.

9. Знакомясь с запахом вещества, нельзя наклоняться над сосудом с жидкостью и вдыхать полной грудью. Для этого нужно направить рукой струю воздуха от отверстия сосуда к себе и сделать носом легкий вдох.

10. Запрещается набирать ртом при помощи пипетки или трубки любые вещества. Для этого следует пользоваться сифоном или резиновой грушей.

11. Избегайте попадания реактивов на открытые участки кожи, в глаза, при попадании реактива их необходимо тщательно промыть.

12. По окончании занятия следует убрать свое рабочее место, а химическую посуду помыть.

13. О любом происшествии в лаборатории, даже самом незначительном, необходимо сообщить преподавателю или лаборанту.

Лабораторная работа № 1

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Цель занятия: ознакомиться со способами количественного выражения состава растворов, методиками расчета, приготовления и определения их состава.

1.1. Теоретические сведения

Растворы – однородные (гомогенные) системы переменного состава, состоящие из растворённого вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

Компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, принято считать *растворителем*. Если оба компонента до растворения находились в одинаковом состоянии, то растворителем считается тот компонент, который находится в большем количестве. Если в системе присутствует вода, то часто растворителем называют именно ее. При ограниченной взаимной растворимости растворителем считают тот компонент, структуру которого сохраняет раствор.

Отношение количества или массы вещества, содержащегося в системе, к объему или массе этой системы, называется **концентрацией**.

Известны несколько способов выражения концентрации.

Массовая доля ω – отношение массы $m(x)$ растворенного вещества к массе раствора $m(p-ra)$:

$$\omega = \frac{m(x)}{m(p-ra)}, \quad (1)$$

если известны плотность ρ и объем раствора V_{p-ra} , то

$$\omega = \frac{m(x)}{\rho V_{p-ra}}. \quad (2)$$

Массовая доля показывает содержание растворенного вещества как часть единицы, причем за единицу принимается масса всего раствора. Наиболее часто всю массу раствора принимают за 100 % и тогда концентрацию растворенного вещества выражают в масс, %. Для перевода массовой доли растворенного вещества в процентах величину ω умножают на 100.

Процентная концентрация, масс. %, показывает число граммов растворенного вещества на 100 г раствора.

Молярная концентрация или моляльность M , $c(x)$, выражается отношением числа моль растворенного вещества к объему раствора, моль/дм³,

$$c(x) = \frac{n(x)}{V_{p-pa}} = \frac{m(x)}{M(x) V_{p-pa}}, \quad (3)$$

где $n(x)$ – количество вещества x , моль; $m(x)$ – масса вещества x , г; $M(x)$ – молярная масса вещества x , г/моль; V_{p-pa} – объем раствора, дм³.

Таким образом, молярная концентрация показывает число молей растворенного вещества на 1 л раствора.

Молярная концентрация эквивалента вещества $c\left(\frac{1}{z}x\right)$ или нормальность (n) выражается отношением моль эквивалентов вещества к объему раствора, моль/дм³,

$$c\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}x\right)}{V_{p-pa}} = \frac{m(x)}{M\left(\frac{1}{z}x\right) V_{p-pa}}, \quad (4)$$

где $n\left(\frac{1}{z}x\right)$ – количество моль эквивалентов вещества x ; $M\left(\frac{1}{z}x\right)$ – молярная масса эквивалента вещества x , г/моль; z – число эквивалентности; V_{p-pa} – объем раствора, дм³ (л).

Моляльная концентрация $c_m(x)$ – отношение количества растворенного вещества $n(x)$, моль, к массе растворителя $m_{p-ля}$, моль/кг,

$$c_m(x) = \frac{n(x)}{m_{p-ля}}. \quad (5)$$

Следовательно, моляльная концентрация – это число молей растворенного вещества на 1 кг растворителя. Этот способ выражения концентрации используется реже, чем молярная концентрация.

Титр раствора вещества $T(x)$, г/см³, – отношение массы растворенного вещества $m(x)$, г, к объему раствора V_{p-pa} , см³ (мл):

$$T(x) = \frac{m(x)}{V_{p-pa}}. \quad (6)$$

Концентрация растворов определяется разными способами:

- по плотности раствора – с помощью ареометра;
- методом титрования;
- по оптической плоскости (фотоколориметрически) и другими методами.

1.2. Примеры решения задач

Задача 1. Определить молярную концентрацию эквивалента кислоты, содержащего 9,8 г H_3PO_4 в 2 л раствора.

Решение. Находим молярную массу эквивалента кислоты в граммах:

$$M\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = \frac{3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16}{3} = 32,67 \text{ г/моль.}$$

Используя формулу (4), рассчитаем молярную концентрацию эквивалента кислоты:

$$c\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) V_{p-pa}} = \frac{9,8}{32,67 \cdot 2} = 0,15 \text{ моль/дм}^3.$$

Задача 2. Определить титр, г/см^3 , раствора гашеной извести с молярной концентрацией гидроксида кальция $0,01 \text{ моль/дм}^3$.

Решение. Из формулы (3) найдем массу гидроксида кальция:

$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{M(\text{Ca}(\text{OH})_2) V_{p-pa}};$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c(\text{Ca}(\text{OH})_2) M(\text{Ca}(\text{OH})_2) V_{p-pa};$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,01 \cdot 74 \cdot 1 = 0,74 \text{ г.}$$

Из формулы (6) найдем титр

$$T(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{1000} = \frac{0,74}{1000} = 0,00074 \text{ г/см}^3.$$

Задача 3. Найти массы воды и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимые для приготовления 1 дм^3 раствора, содержащего 8 % ($\omega = 0,08$) безводной соли. Плотность раствора CuSO_4 равна $1,084 \text{ г/см}^3$.

Решение. Масса 1 дм^3 полученного раствора составляет $1000 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г}$.

Из формулы (2) найдем массу безводной соли

$$m(\text{CuSO}_4) = \omega \rho V_{p-pa} = 0,08 \cdot 1,084 \cdot 1000 = 86,7 \text{ г.}$$

Молярная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249,7 \text{ г/моль}$.

Молярная масса $\text{CuSO}_4 = 159,6 \text{ г/моль}$.

Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 249,7 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 159,6 \text{ г CuSO}_4 \\ x & & - 86,7 \text{ г} \end{array}$$

$$x = \frac{249,7 \cdot 86,7}{159,6} = 135,6 \text{ г.}$$

Для приготовления 1 дм³ раствора медного купороса нужно 135,6 г кристаллогидрата CuSO₄ · 5H₂O и 1084 – 135,6 = 948,4 г воды.

Задача 4. Вычислить массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 10 %-го раствора в воде объемом 270 см³.

Решение. Массу NaCl вычисляем по формуле (1):

$$\omega (\%) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})} 100 \%$$

Откуда $m(\text{NaCl}) 100 = \omega (m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}))$ или

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{100 - \omega}.$$

Так как $\rho (\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$, массу воды находим по формуле

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \rho(\text{H}_2\text{O}) = 270 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 270 \text{ г},$$

$$\text{тогда } m(\text{NaCl}) = \frac{10 \cdot 270 \text{ г}}{100 - 10} = 30 \text{ г.}$$

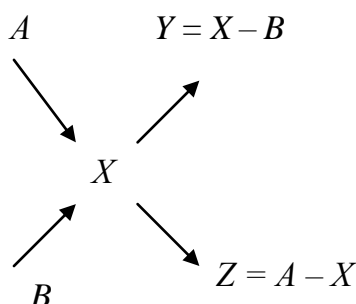
Ответ: Чтобы приготовить раствор с массовой долей хлорида натрия 10 %, необходимо в воде объемом 270 см³ растворить 30 г NaCl.

Для приготовления раствора промежуточной концентрации существует правило смешивания (правило креста).

Схема расчета:

A – концентрация раствора, %, который необходимо разбавить;

B – концентрация раствора, %, используемого для разбавления (если разбавление осуществляется водой, то концентрация раствора равна нулю).



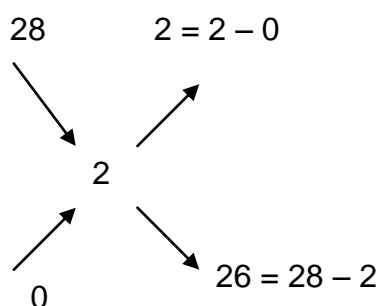
X – требуемая концентрация раствора, %;

Y – разница при вычитании $X - B$;

Z – разница при вычитании $A - X$.

Для получения *X* %-го раствора необходимо *Y* мл раствора *A* смешать с *Z* мл раствора *B*.

Задача 5. В какой пропорции необходимо смешать 28 %-ную уксусную кислоту и воду, чтобы получить 2 %-й раствор уксусной кислоты.



Решение. Воспользуемся правилом креста. Составим схему:

A – концентрация раствора 28 %;

B – концентрация раствора 0 %;

X – 2 %;

Y – разница при вычитании 0 мл;

Z – разница при вычитании 25 мл.

Для получения 2 %-го раствора уксусной кислоты нужно смешать **2 мл 28 %-й** кислоты с **26 мл** воды, или кратное этим объемам количество кислоты и воды.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется раствором?

2. Какие способы выражения концентрации растворов вы знаете?

3. Какова массовая доля раствора хлорида цинка $ZnSO_4$, если имеется

раствор с $c(ZnCl_2) = 0,2$ моль/дм³? Определить $c\left(\frac{1}{2}ZnCl_2\right)$ этого раствора.

4. В 250 см³ раствора сульфата кальция $CaSO_4$ содержится 30 г растворенного вещества. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента этого раствора.

5. В одном литре раствора содержится 111 г хлорида кальция $CaCl_2$. Рассчитайте молярную концентрацию растворенного вещества, молярную концентрацию его эквивалента и титр раствора.

6. Вычислите массу гидроксида натрия $NaOH$, необходимого для приготовления раствора массой 500 г, в котором массовая доля гидроксида натрия равна 8 %.

1.3. Индивидуальные задания

Задание 1. Рассчитайте массовую долю, молярную концентрацию растворенного вещества, молярную концентрацию его эквивалента и титр раствора, согласно своему варианту (табл. 1). Значение плотности см. в табл. 4.

Таблица 1

Исходные данные

| Вариант | Растворенное вещество | Масса растворителя (воды), г | m вещества, г |
|---------|--------------------------------|------------------------------|-----------------|
| 1 | H ₂ SO ₄ | 110 | 5 |
| 2 | H ₂ SO ₄ | 120 | 10 |
| 3 | NaOH | 130 | 15 |
| 4 | HNO ₃ | 140 | 20 |
| 5 | HCl | 150 | 30 |
| 6 | KOH | 160 | 40 |
| 7 | HCl | 170 | 50 |
| 8 | HNO ₃ | 180 | 60 |
| 9 | H ₂ SO ₄ | 190 | 70 |
| 10 | NaOH | 200 | 80 |
| 11 | KOH | 210 | 90 |
| 12 | H ₂ SO ₄ | 300 | 100 |
| 13 | HCl | 400 | 110 |
| 14 | NaOH | 500 | 115 |

Задание 2. Решите задачи своего варианта (табл. 2).

Таблица 2

Варианты контрольного задания

| Вариант | Условия |
|---------|---|
| 1 | <p>1. Какова должна быть массовая доля хлороводорода в соляной кислоте, чтобы в ней на 10 моль приходился 1 моль хлороводорода? (16,86 %).</p> <p>2. Определите молярную концентрацию раствора KOH, в котором массовая доля KOH составляет 8 % ($\rho = 1,064 \text{ г/см}^3$)</p> |
| 2 | <p>1. Слили 325 г раствора азотной кислоты с массовой долей 30 % и 125 г раствора азотной кислоты с массовой долей 60 %. Определить массовую долю азотной кислоты в новом растворе (38,33 %)</p> <p>2. Из раствора соли ($\omega = 16 \%$) массой 640 г выпарили воду массой 160 г и при этом из раствора выпал осадок массой 8 г. Вычислите содержание соли в растворе в массовых долях</p> |
| 3 | <p>1. Какова будет массовая доля азотной кислоты в растворе, если к 40 мл 96 %-го раствора HNO₃ (плотность 1,5 г/мл) прилить 30 мл 48 %-го HNO₃ (плотность 1,3 г/мл)? (77,1 %).</p> <p>2. Определите массовую долю (ω, %) растворенного вещества в растворе: 6M HCl ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$)</p> |
| 4 | <p>1. Как приготовить 300 г 2 %-го раствора сульфата цинка из 6 %-го раствора этой соли и воды? (100 г, 200 мл).</p> <p>2. Определите массовую долю (ω, %) растворенного вещества в растворе 10 н H₂SO₄ ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$)</p> |

Продолжение табл. 2

| Вариант | Условия |
|---------|---|
| 5 | <p>1. Как приготовить 40 г 8 %-го раствора карбоната калия разбавлением 20 %-го раствора? 16 г раствора и 24 мл воды.</p> <p>2. Определите массовую долю (ω, %) растворенного вещества в растворе 15 н H_3PO_4 ($\rho = 1,289 \text{ г/см}^3$)</p> |
| 6 | <p>1. Как приготовить 400 г 4 %-го раствора хлорида калия разбавлением 32 %-го раствора? (50 г и 350 мл).</p> <p>2. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н раствора серной кислоты прибавить 125 см³ 0,2 н раствора KOH?</p> |
| 7 | <p>1. Как приготовить 800 г 20 %-го раствора разбавлением 60 %-го раствора? (200 г и 600 мл).</p> <p>2. Определите массу глауберовой соли ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), необходимую для ее растворения в воде массой 500 г для получения раствора с массовой долей 5 %, считая на безводную соль</p> |
| 8 | <p>1. В лаборатории имеется раствор с массовой долей гидроксида натрия 30 %-го, плотность которого 1,33 г/мл. Какой объем этого раствора надо взять для приготовления раствора объемом 250 мл с массовой долей гидроксида натрия 14 %-го и плотностью 1,15 г/мл? (100,9 мл).</p> <p>2. Определите массовую долю, %, FeSO_4 в растворе, полученном при растворении $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 208,5 г в воде массой 129,5 г</p> |
| 9 | <p>1. Определить массу раствора гидроксида калия с массовой долей 40 %, которую необходимо прибавить к 200 мл воды, чтобы образовался раствор с массовой долей KOH 24 %. (300 г).</p> <p>2. Какую массу $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ нужно растворить в воде массой 350 г, чтобы получить раствор с массовой долей карбоната натрия 0,1?</p> |
| 10 | <p>1. Какая масса воды и раствора с массовой долей хлорида магния 0,2 потребуется для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей хлорида магния 0,04? (60 г раствора и 240 мл воды).</p> <p>2. В производстве аммиачной селитры применяется раствор с массовой долей азотной кислоты 60 %. Выразите концентрацию этого раствора в моль/дм³ ($\rho = 1,373 \text{ г/см}^3$)</p> |
| 11 | <p>1. Как приготовить 300 г 15 %-го раствора смешиванием 25 %-го и 10 %-го растворов? (100 г 25 %-го и 200 г 10 %-го).</p> <p>2. При растворении серной кислоты массой 66,8 г в воде массой 133,2 г получили раствор ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$). Определите: а) молярную концентрацию; б) эквивалентную концентрацию; в) массовую долю, %, серной кислоты в полученном растворе</p> |
| 12 | <p>1. Найти массу H_2SO_4 в ее растворе с массовой долей H_2SO_4 96 %, плотностью 1,84 г/мл, объемом 1 литр (1766,4 г)</p> <p>2. Титр раствора H_2SO_4 равен 0,0049 г/см³. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора H_2SO_4</p> |
| 13 | <p>1. Вычислить массу поваренной соли, необходимой для приготовления раствора с массовой долей NaCl 8 % и с плотностью 1,059 г/мл объемом 5 л (423,6 г)</p> <p>2. На нейтрализацию 60 см³ 0,24 н раствора серной кислоты израсходовано 180 см³ раствора KOH. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора KOH</p> |

| Вариант | Условия |
|---------|---|
| 14 | 1. Серная кислота массой 19,615 г содержится в растворе объемом 100 мл. Какова эквивалентная концентрация этой кислоты? (4,0 моль/л). 2. Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора NaOH с массовой долей 30 % ($\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$)? К 1 дм ³ этого раствора прибавили 5 дм ³ воды. Вычислите (ω , %) NaOH в полученном растворе |
| 15 | 1. К 3 дм ³ раствора азотной кислоты с массовой долей 10 % ($\rho = 1,054 \text{ г/см}^3$) прибавили 5 дм ³ раствора той же кислоты с массовой долей 2 % ($\rho = 1,009 \text{ г/см}^3$). Вычислите массовую долю, %, молярную концентрацию эквивалента и титр полученного раствора. 2. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 90 % ($\rho = 1,81 \text{ г/см}^3$) надо взять, чтобы получить 250 см ³ 2M раствора? |

1.4. Экспериментальная часть

Опыт № 1. Приготовление раствора соли заданной концентрации.

Реактивы: соли хлорид никеля $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, сульфат меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, вода.

Приготовить раствор соли NiCl_2 или CuSO_4 с заданной массовой долей (вариант задания получить от преподавателя по данным табл. 3).

Для этого необходимо рассчитать массу растворенного вещества и воды для приготовления заданного раствора;

- взвесить на лабораторных теххимических весах расчетное количество соли, всыпать через сухую воронку в коническую колбу;
- отмерить цилиндром необходимый объем воды и, постоянно помешивая, прилить в колбу с веществом. Раствор оставить для опыта № 3.

Таблица 3

Исходные данные

| Вариант | Растворенное вещество | ω , % | Масса раствора, г |
|---------|-----------------------|--------------|-------------------|
| 1 | CuSO_4 | 3 | 60 |
| 2 | CuSO_4 | 1 | 100 |
| 3 | CuSO_4 | 2 | 70 |
| 4 | NiCl_2 | 3 | 80 |
| 5 | NiCl_2 | 1 | 80 |
| 6 | NiCl_2 | 2 | 100 |

Опыт № 2. Определение массовой доли растворенного вещества по плотности раствора

Реактивы: растворы кислот и щелочей разной концентрации.

Между плотностью раствора и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная связь. Плотность раствора можно определить с помощью ареометра.

Налейте в мерный цилиндр объемом 50 мл испытуемого раствора и осторожно опустите в него ареометр (рис. 1). Отметьте по шкале ареометра его показание. Во время наблюдения ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Приподняв на 1–2 см ареометр, вновь опустите его в раствор и еще раз определите показание. Раствор вылейте обратно в склянку. Ареометр вымойте.

По табл. 4 и найденному значению плотности определите массовую долю (ω , или %) исследуемого раствора. Если в таблице плотность для данного раствора отсутствует, тогда массовую долю (процентную концентрацию) находят *интерполяцией*.

Пример. После измерения плотность раствора серной кислоты составила $1,073 \text{ г/см}^3$, но в таблице нет значения для ω . Тогда массовую долю находят определением промежуточной величины по двум крайним значениям. Для этого из табл. 4 берут меньшую (1,069) и большую (1,083) величину плотности.

После этого производят расчеты:

1) найти разность величин относительных плотностей d и концентраций растворов по табличным данным:

$$1,083 - 12 \%$$

$$\underline{1,069 - 10 \%}$$

$$0,014 - 2 \%;$$

2) найти разность между величиной, определенной ареометром, и меньшей табличной; $1,073 - 1,069 = 0,004$;

3) составить пропорцию

$$0,014 - 2 \%$$

$$0,004 - x \%$$

$$x = \frac{0,004 \cdot 2}{0,014} = 0,57 \%$$

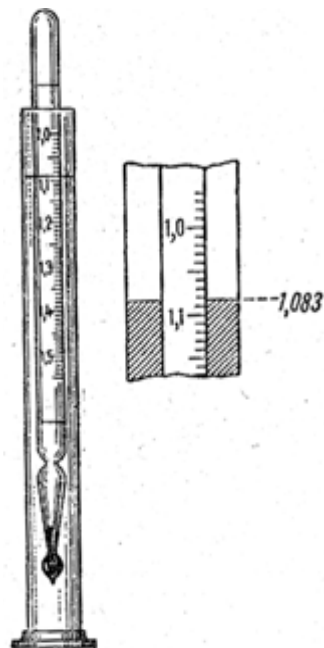


Рис. 1. Измерение плотности раствора ареометром

4) найденное число прибавляют к меньшей величине концентрации, взятой из табл. 3: $12 + 1 = 13\%$ – это отвечает концентрации исследуемого раствора.

Проведите расчеты с данными, полученными при испытании вашего раствора.

Опыт № 3. УИРС. Измерение концентрации раствора фотоэлектроколоритрическим методом

Реактивы: растворы солей из опыта № 1.

Фотоэлектроколориметрический метод определения концентрации основан на способности некоторых веществ изменять свою окраску в зависимости от концентрации (активности) ионов в растворе. Окрашенные соединения характеризуются избирательным поглощением света: зависимость молярного (оптическая плотность) от длины волны (спектр поглощения) является индивидуальной характеристикой веществ.

Оптическую плотность можно измерить визуально или с помощью приборов – фотоэлектроколориметром, спектрофотометром и др. Чтобы ознакомиться с инструкцией к прибору ФЭК, её необходимо взять у преподавателя или лаборанта.

Налить в одну кювету до риски приготовленный раствор хлорида никеля или сульфата меди, а в другую – дистиллированную воду, поставить в каретку фотоэлектроколориметра и измерить оптическую плотность раствора с красным светофильтром ($\lambda = 670$ нм) или оранжевым ($\lambda = 590$ нм). Найти концентрацию раствора по калибровочным графикам (рис. 2 и 3).

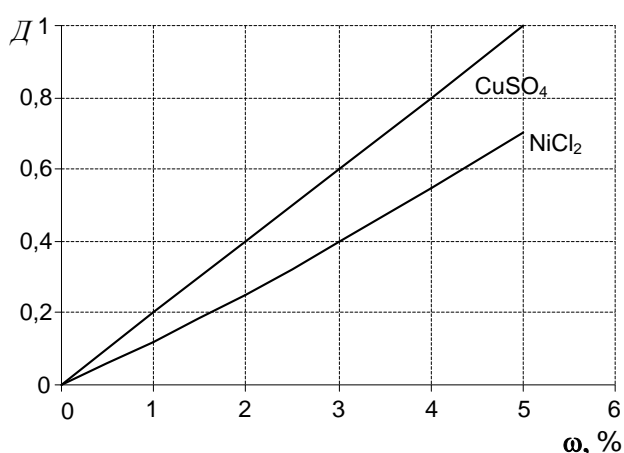


Рис. 2. Калибровочные кривые. Зависимость оптической плотности D растворов солей от массовой доли ω при длине волны λ , равной 670 нм

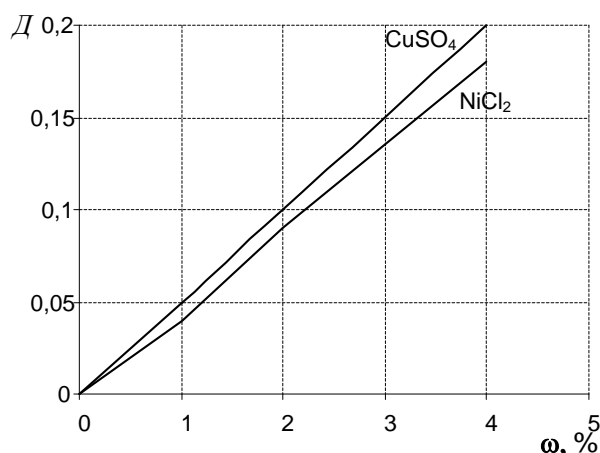


Рис. 3. Калибровочные кривые. Зависимость оптической плотности D растворов солей от массовой доли ω при длине волны λ , равной 590 нм

Таблица 4

**Зависимость массовой доли ω растворенных веществ
от плотности ρ раствора при температуре 20 °С**

| ω , % | ρ , г/см ³ | | | | |
|--------------|--------------------------------|------------------|-------|-------|-------|
| | H ₂ SO ₄ | HNO ₃ | HCl | KOH | NaOH |
| 2 | 1,013 | 1,011 | 1,009 | 1,016 | 1,013 |
| 4 | 1,027 | 1,022 | 1,019 | 1,033 | 1,046 |
| 6 | 1,04 | 1,033 | 1,029 | 1,043 | 1,069 |
| 8 | 1,055 | 1,044 | 1,039 | 1,065 | 1,092 |
| 10 | 1,069 | 1,056 | 1,049 | 1,082 | 1,115 |
| 12 | 1,083 | 1,068 | 1,059 | 1,1 | 1,137 |
| 14 | 1,098 | 1,08 | 1,069 | 1,118 | 1,159 |
| 16 | 1,112 | 1,093 | 1,079 | 1,137 | 1,181 |
| 18 | 1,127 | 1,106 | 1,083 | 1,156 | 1,213 |
| 20 | 1,143 | 1,119 | 1,1 | 1,176 | 1,225 |
| 22 | 1,158 | 1,132 | 1,11 | 1,196 | 1,247 |
| 24 | 1,174 | 1,145 | 1,121 | 1,217 | 1,268 |
| 26 | 1,19 | 1,158 | 1,132 | 1,24 | 1,289 |
| 28 | 1,205 | 1,171 | 1,142 | 1,263 | 1,31 |
| 30 | 1,224 | 1,184 | 1,152 | 1,286 | 1,332 |
| 32 | 1,238 | 1,198 | 1,163 | 1,31 | 1,352 |
| 34 | 1,255 | 1,211 | 1,173 | 1,334 | 1,374 |
| 36 | 1,273 | 1,225 | 1,183 | 1,358 | 1,395 |
| 38 | 1,29 | 1,238 | 1,194 | 1,384 | 1,416 |
| 40 | 1,307 | 1,251 | | 1,411 | 1,437 |
| 42 | 1,324 | 1,264 | | 1,437 | 1,458 |
| 44 | 1,342 | 1,277 | | 1,46 | 1,478 |
| 46 | 1,361 | 1,29 | | 1,485 | 1,499 |
| 48 | 1,38 | 1,303 | | 1,511 | 1,519 |
| 50 | 1,399 | 1,316 | | 1,538 | 1,54 |
| 52 | 1,419 | 1,328 | | 1,564 | 1,56 |
| 54 | 1,439 | 1,34 | | 1,59 | 1,58 |
| 56 | 1,46 | 1,351 | | 1,616 | 1,001 |
| 58 | 1,482 | 1,362 | | | 1,662 |
| 60 | 1,503 | 1,373 | | | 1,643 |
| 62 | 1,525 | 1,384 | | | |
| 64 | 1,547 | 1,394 | | | |
| 66 | 1,571 | 1,403 | | | |
| 68 | 1,594 | 1,412 | | | |
| 70 | 1,617 | 1,421 | | | |
| 72 | 1,64 | 1,429 | | | |
| 74 | 1,664 | 1,437 | | | |
| 76 | 1,687 | 1,445 | | | |
| 78 | 1,71 | 1,453 | | | |
| 80 | 1,732 | 1,46 | | | |
| 82 | 1,775 | 1,467 | | | |
| 84 | 1,776 | 1,474 | | | |
| 86 | 1,868 | 1,486 | | | |
| 90 | 1,819 | 1,491 | | | |
| 92 | 1,83 | 1,496 | | | |
| 94 | 1,837 | 1,5 | | | |
| 96 | 1,841 | 1,51 | | | |
| 100 | 1,838 | 1,552 | | | |

Лабораторная работа № 2 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель занятия: выяснить особенности протекания реакций в растворах электролитов. Научиться составлять ионно-молекулярные уравнения реакций.

2.1. Теоретическая часть

Электролитической диссоциацией называется распад электролитов на ионы в водных растворах или расплавах.

Мерой электролитической диссоциации является степень диссоциации α .

Степень диссоциации α – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы n , к общему числу молекул электролита, введенных в раствор N

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

По величине диссоциации электролиты делятся:

- на **сильные** ($\alpha > 0,3$) – химические соединения, которые при растворении полностью распадаются на ионы. К сильным электролитам относятся все ионные соединения – соли и гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов; хорошо растворимые в воде кислоты – соляная HCl, серная H₂SO₄, азотная HNO₃ и т. д.;

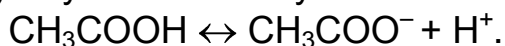
- **слабые** ($\alpha < 0,3$) – химические соединения, которые при растворении диссоциируют в незначительной степени. К слабым электролитам можно отнести следующие кислоты: угольную H₂CO₃, уксусную CH₃COOH;

- гидроксиды цинка Zn(OH)₂, алюминия Al(OH)₃, меди Cu(OH)₂ и т. д. (почти всех металлов, за исключением щелочных и щелочноземельных), а также воду, гидроксид аммония NH₄OH.

Экспериментально степень диссоциации определяется путем измерения электропроводности раствора.

Диссоциация слабых электролитов представляет обратимый процесс, причем равновесие сильно смещено влево.

Например: следует отметить, что перешедшие в раствор ионы находятся не в свободном состоянии, а остаются связанными с молекулами воды, т.е. находятся в гидратированном состоянии. В уравнениях диссоциации обычно воду опускают и пишут только ионы



Данное равновесие характеризуется константой равновесия, которая называется *константой диссоциации* K_D и имеет вид:

$$K_D = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1,754 \cdot 10^{-5},$$

где $[H^+]$, $[CH_3COO^-]$ – концентрация ионов, моль/дм³; $[CH_3COOH]$ – концентрация молекул кислоты, моль/дм³.

Константа диссоциации указывает на прочность молекул в данном растворе. *Чем больше константа диссоциации, тем сильнее диссоциирует электролит, следовательно, менее устойчивы его молекулы.* Величина K_D зависит от природы электролита, температуры и не зависит от концентрации.

Закон разбавления *Оствальда* связывает K_D и α зависимостью: если степень диссоциации электролита очень мала, то

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{c(x)}},$$

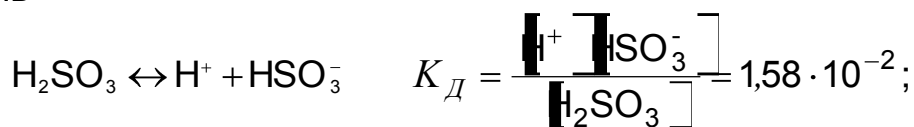
где $c(x)$ – молярная концентрация электролита, моль/дм³.

Равновесие $KA \leftrightarrow K^+ + A^-$ слабых электролитов можно смещать вправо или влево, изменяя концентрацию или температуру, а также изменяя равновесную концентрацию находящихся в растворе ионов. Изменить равновесную концентрацию можно путем введения в раствор слабого электролита одноименных ионов. Равновесие нарушится и, согласно принципу Ле-Шателье, сместится в направлении образования недиссоциированных молекул.

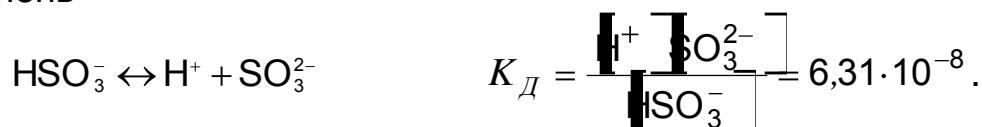
Слабые электролиты – многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют обратимо по ступеням, причем диссоциация протекает главным образом по первой ступени, в меньшей мере по второй и в незначительной степени – по третьей.

Многоосновные кислоты:

I ступень

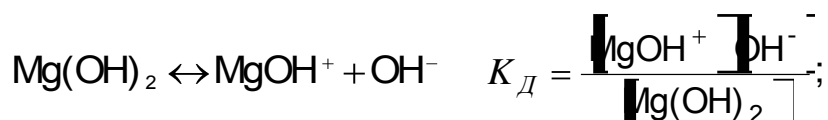


II ступень

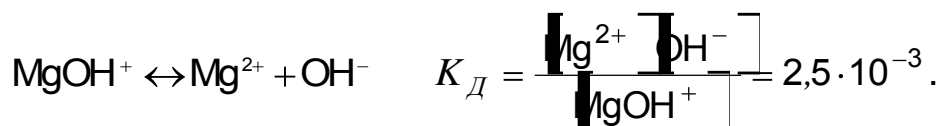


Многокислотные основания:

I ступень



II ступень



Все вяжущие вещества, используемые в строительстве, относятся к числу сравнительно малорастворимых веществ. Поэтому их можно сопоставить с соответствующими труднорастворимыми солями, и основные закономерности их диссоциации на ионы сходны.

В случае разбавленных растворов *сильных электролитов* можно считать, что их диссоциация происходит практически полностью. Например, при диссоциации серной кислоты:

I ступень

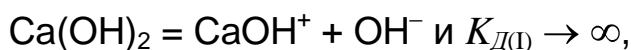


II ступень

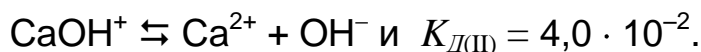


То же относится и к диссоциации сильных оснований, например, $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

I ступень



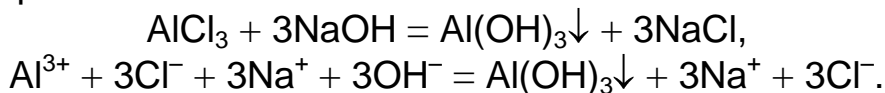
II ступень



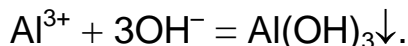
Реакции в растворах электролитов протекают между ионами и направлены в сторону образования легколетучих, нерастворимых, слабодиссоциирующих и комплексных соединений.

При составлении ионно-молекулярных соединений формулу записывают в таком виде, в каком находится в растворе большая часть всего вещества, т. е. формулу слабых электролитов, труднорастворимых и газообразных соединений записывают *в молекулярном виде*, сильных растворимых электролитов – *в ионной*.

Например:

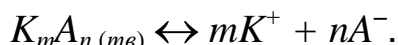


Исключив ионы, не участвующие в реакции, получим сокращенное ионно-молекулярное уравнение



Произведение растворимости малорастворимых соединений.

Считается, что малорастворимые соли могут переходить в раствор только в виде ионов. Поэтому в данной системе в равновесии находятся осадок и насыщенный раствор электролита:



Применяя к этому уравнению закон действия масс и учитывая, что концентрация твердой фазы не входит в выражение константы равновесия, то константа равновесия K_p принимает вид:

$$K_p = [K^+]^m [A^-]^n.$$

Это уравнение показывает, что в насыщенном растворе труднорастворимого электролита произведение концентрации его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Величина эта называется произведением растворимости (PP):

$$K_p = PP = [K^+]^m [A^-]^n.$$

Произведение растворимости как константа равновесия зависит от природы вещества и растворителя, от температуры и не зависит от концентрации ионов в растворе. PP количественно характеризует растворимость вещества. Чем больше PP , тем больше растворимость.

Если $[K^+]^m \cdot [A^-]^n < PP_{KmA_n(mв.)}$, то раствор ненасыщенный;

$[K^+]^m \cdot [A^-]^n = PP_{KmA_n(mв.)}$, раствор насыщенный;

$[K^+]^m \cdot [A^-]^n > PP_{KmA_n(mв.)}$, раствор перенасыщенный.

Добавляя к ненасыщенному раствору электролита электролит с одноименным ионом, можно перевести его в насыщенный и перенасыщенный.

Поскольку величина PP выражает равновесие, то при добавлении избытка одного из ионов, входящих в формулу, концентрация второго иона должна понизиться.

Из величины PP вытекают условия образования и растворения осадков.

Образование осадка происходит, если:

$$[K^+]^m \cdot [A^-]^n > PP_{KmA_n(mв.)}.$$

Это достигается прибавлением избытка электролита, содержащего одноименный ион K^+ или A^- .

Например, если в раствор малорастворимого электролита $CaCO_3$ внести хорошо растворимый сильный электролит Na_2CO_3 , то повысится концентрация иона CO_3^{2-} и понизится концентрация иона Ca^{2+} и, следовательно, снизится растворимость $CaCO_3$, таким путем можно осаждают малорастворимые соединения.

Растворение осадка происходит, если

$$[K^+]^m \cdot [A^-]^n < PP_{KmA_n(mв.)}.$$

Например, растворение электролита FeS происходит при добавлении раствора соляной кислоты HCl . Ионы водорода связывают ионы S^{2-} в молекулы H_2S , которые удаляются в виде газа. Произведение концен-

трации ионов Fe^{2+} и S^{2-} становится меньше произведения растворимости сульфида железа, и осадок растворяется.

Зная величину PP , можно регулировать образование или растворение осадка, также оценить выпадает ли в данных условиях осадок. Для этого концентрацию ионов подставляют в выражение

$$[\text{K}^+]^m \cdot [\text{I}^-]^n = PP_{\text{КмАн(мв.)}}$$

и полученную величину сравнивают со справочной. Осадок выпадет, если полученная величина PP превышает табличную. Важно отметить, что достаточно часто размерность PP не указывается, однако, концентрации ионов, которые входят в выражении для PP , должны быть молярными, моль/л.

Зная произведение растворимости электролита, можно вычислить его растворимость и, наоборот, зная растворимость вещества, можно рассчитать его произведение растворимости.

Растворимость – количественная характеристика растворов, которая численно равна концентрации насыщенного раствора вещества при данной температуре. Растворимость может быть выражена в граммах растворенного вещества на 100 г растворителя или моль/дм³.

Активность и ионная сила растворов сильных электролитов.

Свойства растворов сильных электролитов указывают на формально неполную диссоциацию последних. Это связано с электростатическим (Кулоновским) взаимодействием между окруженными сольватными оболочками ионами. Поэтому при строгой записи всех приведенных выше формул надо пользоваться не концентрациями, а активностями иона a :

$$a = f \cdot c,$$

где f – коэффициент активности, показывает, насколько поведение ионов в растворе сильного электролита при данной концентрации отличается от их поведения при бесконечном разбавлении; c – молярная концентрация иона, моль/дм³.

Для определения f нужно вычислить ионную силу раствора.

Ионной силой раствора называется полусумма произведений концентраций всех ионов, присутствующих в растворе, на квадрат их зарядов:

$$I = 0,5 \sum C(x) z^2,$$

где $C(x)$ – молярная концентрация иона, моль/л, а z – его заряд.

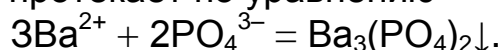
Уравнение Дебая-Хюккеля позволяет найти коэффициент активности:

$$-\lg f = 0,502 z^2 (I)^{1/2}.$$

При разбавлении коэффициент активности увеличивается и при бесконечном разбавлении $a \approx c$.

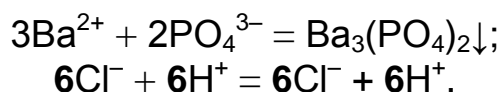
2.2. Примеры решения задач

Задача 1. Реакция протекает по уравнению

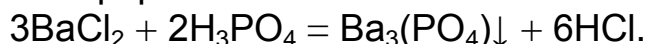


Напишите два разных уравнения в молекулярной форме, соответствующих этой реакции.

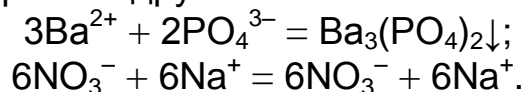
Решение. К ионам в левой части исходного уравнения допишем ионы с противоположным значением заряда с таким коэффициентом, чтобы можно было составить формулы веществ. При этом учитываем, что исходные вещества должны быть достаточно хорошо растворимы в воде. Затем те же ионы, с теми же коэффициентами пишем в правой части уравнения:



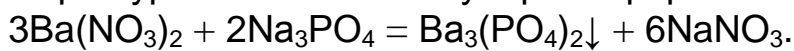
Объединяя ионы обоих равенств в молекулы, получим уравнение реакции в молекулярной форме:



Аналогично подбираем и другие ионы:

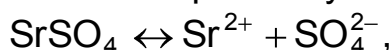


Получаем второе уравнение в молекулярной форме:



Задача 2. Вычислите растворимость соли SrSO_4 в воде, если $PP_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Решение: Обозначим растворимость SrSO_4 через s . В насыщенном растворе труднорастворимого электролита устанавливается равновесие



следовательно, $[\text{Sr}^{2+}] = s$, $[\text{SO}_4^{2-}] = s$.

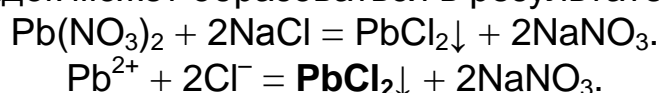
По определению произведение растворимости соли $PP_{\text{SrSO}_4} = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Отсюда $s_{\text{SrSO}_4}^2 = 2,8 \cdot 10^{-7}$,

$$s_{\text{SrSO}_4} = \sqrt{2,8 \cdot 10^{-7}} \approx 5,39 \text{ моль/дм}^3.$$

Задача 3. Выпадает ли осадок при смешении равных объемов 0,2 M растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaCl . ($PP_{\text{PbCl}_2} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ см. приложение).

Решение: Осадок может образоваться в результате реакции



Условием образования осадка является $[Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 > PP_{PbCl_2}$.

При смешении объем раствора возрастает вдвое и концентрация каждого из веществ уменьшится вдвое, т.е. станет $0,1 M$, или $1,0 \cdot 10^{-1}$ моль/л. Таковы же будут концентрации Pb^{2+} и Cl^- .

$$PP = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2.$$

Следовательно, $[Pb^{2+}] [Cl^-]^2 = 1 \cdot 10^{-1} (1 \cdot 10^{-1})^2 = 1 \cdot 10^{-3}$.

Полученная величина превышает PP_{PbCl_2} . Поэтому часть соли $PbCl_2$

выпадает в осадок.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое электролитическая диссоциация?
2. Какое явление служит причиной электролитической диссоциации?
3. Как подразделяются электролиты в зависимости от значения степени диссоциации?
4. Какие растворы относятся к сильным, слабым электролитам?
5. К каким электролитам следует относить растворы вяжущих веществ?
6. Какая величина характеризует процесс ионизации труднорастворимых электролитов?
7. Каковы условия образования и растворения осадков?

2.3. Индивидуальные задания

Задание 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ (табл. 5).

Таблица 5

Варианты контрольного задания

| Вариант | Исходные данные | Вариант | Исходные данные |
|---------|-----------------------|---------|------------------------|
| 1 | K_2SiO_3 и HCl | 9 | $Pb(NO_3)_2$ и KI |
| 2 | $Zn(OH)_2$ и $NaOH$ | 10 | $AgNO_3$ и K_2CrO_4 |
| 3 | $CaCl_2$ и $AgNO_3$ | 11 | $CdSO_4$ и Na_2S |
| 4 | $CuSO_4$ и H_2S | 12 | Ca_2CO_3 и HCl |
| 5 | $FeCl_3$ и KOH | 13 | Na_2SO_3 и H_2SO_4 |
| 6 | $BaSO_4$ и HNO_3 | 14 | AlB_3 и $AgNO_3$ |
| 7 | $NiCl_2$ и H_2S | 15 | Na_3PO_4 и $CaCl_2$ |
| 8 | NH_4Cl и $Ca(OH)_2$ | 16 | $Be(OH)_2$ и $NaOH$ |

Задание 2. Составьте по два молекулярных уравнений реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями (табл. 6).

Таблица 6

Варианты контрольного задания

| Вариант | Исходные данные | Вариант | Исходные данные |
|---------|----------------------------------|---------|---------------------------------------|
| 1 | $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$ | 9 | $Cr^{3+} + 3I^- = CrI_3$ |
| 2 | $Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2$ | 10 | $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$ |
| 3 | $NH_4^+ + OH^- = NH_3 + H_2O$ | 11 | $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$ |
| 4 | $2H^+ + S^{2-} = H_2S$ | 12 | $H^+ + NO_2^- = HNO_2$ |
| 5 | $SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + SO_2$ | 13 | $H^+ + OH^- = H_2O$ |
| 6 | $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$ | 14 | $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$ |
| 7 | $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$ | 15 | $3OH^- + H_3PO_4 = PO_4^{3-} + 3H_2O$ |
| 8 | $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ | 16 | $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$ |

Задание 3. Установите, образуется ли осадок при смешивании равных объемов электролитов различной концентрации (степень диссоциации примите равной единице) (табл. 7 и приложение).

Таблица 7

Варианты контрольного задания

| Вариант | Электролит № 1 | Сэк (1) Н | Электролит № 2 | Сэк (2) Н |
|---------|---|-----------|---------------------------------|-----------|
| 1 | AgNO ₃ | 0,0002 | NaCl | 0,002 |
| 2 | Al ₂ (SO ₄) ₃ | 0,001 | NaOH | 0,002 |
| 3 | CuSO ₄ | 0,005 | K ₂ S | 0,004 |
| 4 | CaCl ₂ | 0,002 | Na ₂ CO ₃ | 0,002 |
| 5 | MgCl ₂ | 0,006 | NaOH | 0,04 |
| 6 | CaCl ₂ | 0,004 | Na ₃ PO ₄ | 0,001 |
| 7 | FeCl ₃ | 0,0008 | NaOH | 0,001 |
| 8 | CaCl ₂ | 0,002 | H ₂ SO ₄ | 0,002 |
| 9 | CuSO ₄ | 0,004 | NaOH | 0,002 |
| 10 | CuSO ₄ | 0,004 | Na ₂ CO ₃ | 0,002 |
| 11 | AgNO ₃ | 0,0001 | NaCl | 0,004 |
| 12 | Al ₂ (SO ₄) ₃ | 0,002 | NaOH | 0,002 |
| 13 | CuSO ₄ | 0,008 | K ₂ S | 0,002 |
| 14 | CaCl ₂ | 0,004 | Na ₂ CO ₃ | 0,001 |
| 15 | MgCl ₂ | 0,003 | NaOH | 0,08 |
| 16 | CaCl ₂ | 0,002 | Na ₃ PO ₄ | 0,002 |
| 17 | FeCl ₃ | 0,0004 | NaOH | 0,002 |
| 18 | CaCl ₂ | 0,004 | H ₂ SO ₄ | 0,001 |
| 19 | CuSO ₄ | 0,002 | NaOH | 0,004 |
| 20 | CuSO ₄ | 0,002 | Na ₂ CO ₃ | 0,004 |

2.4. Экспериментальная часть

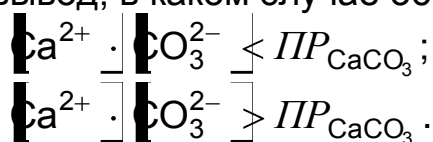
Опыт № 1. Необратимые реакции

Реактивы: растворы солей: карбоната натрия Na_2CO_3 , хлорида кальция CaCl_2 , сульфата меди CuSO_4 , хлорида алюминия AlCl_3 , гидроксида натрия NaOH , соляной кислоты HCl , ацетата калия (натрия) CH_3COOK .

А. Получение осадков

Используя растворы карбоната натрия и хлорида кальция, получить осадок карбоната кальция. Используя растворы гидроксида натрия и сульфата меди, получить осадок гидроксида меди. Отметить цвета образующихся осадков. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. В каком направлении происходит реакция? Сохраните осадки для опыта **Б**.

Пользуясь значением произведения растворимости CaCO_3 , сделайте вывод, в каком случае образуется осадок карбоната кальция:



Б. Образование легколетучих соединений

К осадку карбоната кальция, полученного в опыте **А**, прилить раствор соляной кислоты. Что происходит? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В каком направлении идет реакция?

В. Образование комплексных соединений

Внести в пробирку 4–5 капель раствора хлорида алюминия AlCl_3 , добавить по каплям раствор гидроксида натрия NaOH (до начала выпадения осадка). Написать уравнение реакции получения гидроксида алюминия в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Добавить в пробирку с осадком еще гидроксида натрия.

Что происходит с осадком? Как объяснить растворение осадка гидроксида алюминия в щелочи? Записать соответствующие уравнения реакций.

Г. Образование малодиссоциирующего вещества

В пробирку налить несколько капель ацетата калия (или натрия) и добавить такое же количество соляной кислоты. По запаху определить образовавшееся вещество. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В каком направлении идет реакция?

Сделать вывод о необратимости реакций в растворах электролитов.

Опыт № 2. Полнота осаждения иона

Реактивы: раствор нитрата свинца ($c(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,25$ моль/дм³), раствор хлорида натрия ($c(\text{NaCl}) = 0,5$ моль/дм³), раствор гидроксида аммония ($c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,25$ моль/дм³), раствор иодида калия ($c(\text{KI}) = 0,5$ моль/дм³).

А. В две пробирки внесите по 4 капли нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте к нему 6 капель раствора хлорида натрия NaCl . Какая реакция идет в пробирке с нитратом свинца при добавлении хлорида натрия? Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций.

Б. Дайте осадку отстояться, жидкую фазу с пробирок осторожно слейте в две пробирки. В одну из пробирок с жидкой фазой добавьте 2–3 капли раствора хлорида натрия NaCl , а в другую – иодида калия KI . В каком из двух случаев вновь образуется осадок?

На основании опыта сделайте вывод о сравнительной величине *ПР* хлорида и иодида свинца. Приведите табличные данные и проверьте по ним свое значение

Опыт № 3. Смещение химического равновесия в растворах электролитов

Реактивы: раствор уксусной кислоты $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1$ моль/дм³, раствор гидроксида аммония $c(\text{NH}_4\text{OH}) = 1$ моль/дм³; соли ацетат натрия CH_3COONa , хлорид аммония NH_4Cl ; индикаторы раствор метилового оранжевого, раствор фенолфталеина.

А. Налейте в две пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по три капли метилоранжа. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического ацетата натрия CH_3COONa . Хорошо перемешайте. Сравните цвет растворов в пробирках, наблюдение запишите. Объясните изменение окраски.

Сделайте вывод о смещении равновесия в растворе кислоты в сторону образования малодиссоциированных молекул.

Б. В две пробирки налейте по 10 мл воды и 2 мл раствора гидроксида аммония NH_4OH и по три капли фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического хлорида аммония NH_4Cl . Хорошо перемешайте содержимое пробирок. Сравните цвет растворов в пробирках, наблюдение запишите. Объясните наблюдаемое изменение окраски.

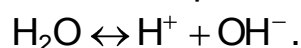
Сделайте вывод о смещении равновесия в растворе основания в сторону образования малодиссоциированных молекул.

Лабораторная работа № 3 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель занятия: понять сущность гидролиза. Научиться оценивать pH среды при гидролизе, записать уравнения реакций гидролиза.

3.1. Теоретическая часть

Вода слабый электролит, но некоторая часть молекул ионизируется



Для обратимого процесса запишем константу диссоциации

$$K_D = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

где $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ – концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов; K_D – константа диссоциации воды, при 22 °С равна $1,8 \cdot 10^{-16}$; $[\text{H}_2\text{O}]$ – концентрация недиссоциированных молекул воды.

Так как вода – слабый электролит, то концентрацию можно считать величиной постоянной (численное значение равно 55,56 моль/л), тогда

$$K_D \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w;$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14},$$

где K_w – ионное произведение воды.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется *ионным произведением воды* и численно равно $1 \cdot 10^{-14}$ при 22 °С.

Ионное произведение воды – величина постоянная не только для воды, но и для водных растворов. С изменением температуры K_w меняется.

При комнатной температуре в чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль / дм³, тогда растворы, в которых $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ называются нейтральными.

В кислых растворах $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, в щелочных наоборот. Зная концентрацию одного из ионов воды, можно рассчитать концентрацию второго

иона $[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$; $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}$. Таким образом, реакция среды любого

водного раствора может быть количественно охарактеризована концентрацией одного из ионов. Так, для растворов:

нейтрального $[\text{H}^+] = 10^{-7}$;

кислого $[\text{H}^+] > 10^{-7}$;

щелочного $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.

На практике вместо концентрации ионов водорода используют **водородный показатель**, или **pH**. pH – это десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Аналогично концентрацию OH^- ионов можно выразить через показатель pOH

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

В нейтральных растворах $\text{pH} = 7$, в кислых $\text{pH} < 7$, в щелочных $\text{pH} > 7$.
 $14 = \text{pH} + \text{pOH}$.

Гидролиз – это химическая реакция ионного обмена между водой и растворенным в ней веществом с образованием слабого электролита или газа. В большинстве случаев гидролиз солей сопровождается изменением pH. Практически все реакции гидролиза обратимы.

Способность солей подвергаться гидролизу зависит от двух факторов: свойств ионов, образующих соль; условий процесса (температуры, pH среды).

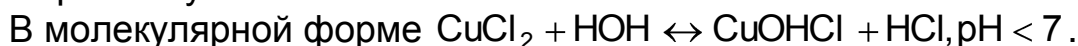
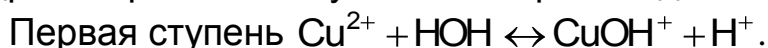
Гидролиз всегда идет по тому иону, который образует *слабый электролит*.

Отсутствие гидролиза в растворах. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты ($\text{KCl}, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$), гидролизу не подвергаются, так как при взаимодействии с водой ни катион, ни анион не могут образовывать молекулы слабых электролитов. Водные растворы таких солей имеют нейтральную реакцию среды ($\text{pH} \approx 7$). Мало-растворимые соли также не гидролизуются ($\text{CaCO}_3, \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$).

Различают три случая реакции гидролиза:

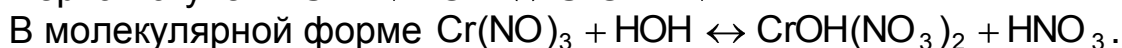
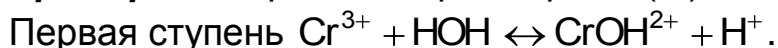
1. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой – это **гидролиз по «катиону»**. Например, соли $\text{NH}_4\text{Cl}, \text{ZnSO}_4, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и др.

Пример 1. Гидролиз хлорида меди CuCl_2 . Соль образована катионом многоосновного слабого основания и анионом сильной кислоты будет гидролизироваться ступенчато через стадию образования основной соли.



По второй ступени гидролиз идет не значительно, за счет накопления ионов водорода.

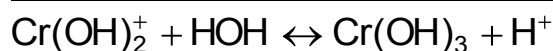
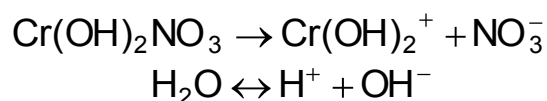
Пример 2. Гидролиз нитрата хрома (III).



Вторая ступень $\text{CrOH}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$.

В молекулярной форме: $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{HNO}_3$.

Третья ступень



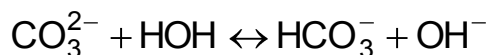
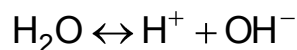
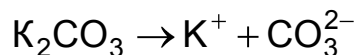
В молекулярной форме $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$, $\text{pH} < 7$.

Гидролиз протекает активно по первой ступени, слабо – по второй и совсем слабо – по третьей ступени. Более полному гидролизу способствует разбавление раствора и повышение температуры. Чтобы провести гидролиз до конца, нужно добавить в раствор ионы гидроксогрупп. Чтобы подавить гидролиз, нужно добавить в раствор один из продуктов гидролиза, т. е. кислоту.

2. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, – это **гидролиз по «аниону»**. Например, соли Na_2CO_3 , K_2SO_3 , RbNO_2 и др.

Пример. Гидролиз карбоната калия. Соль образована сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуется ступенчато с образованием кислых солей.

Первая ступень



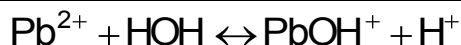
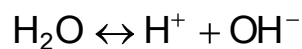
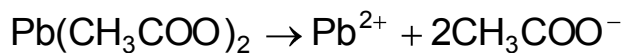
В молекулярной форме $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$, $\text{pH} > 7$.

По второй ступени гидролиз идет незначительно, за счет накопления ионов OH^- .

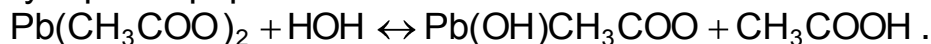
3. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием. Здесь гидролизу подвергаются и катион, и анион. Это – **катионно-анионный гидролиз** практически идет сразу и до конца. Например, соли CuCO_3 , Al_2S_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ и др.

Пример. Гидролиз ацетата свинца

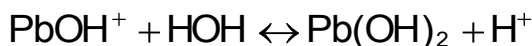
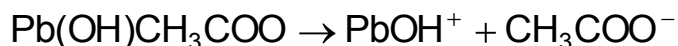
Первая ступень



В молекулярной форме



Вторая ступень



В молекулярной форме



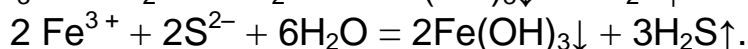
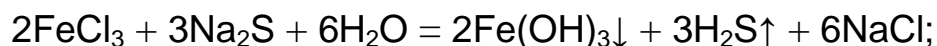
Растворы солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, могут иметь слабокислую или слабощелочную реакцию в зависимости от констант диссоциации (K_D) кислоты и основания.

Если K_D (основания) $>$ K_D (кислоты), $\text{pH} > 7$.

Если K_D (основания) $<$ K_D (кислоты), $\text{pH} < 7$.

Если K_D (основания) \approx K_D (кислоты), $\text{pH} \approx 7$.

4. При совместном гидролизе двух солей образуется слабое основание и слабая кислота:



Количественные характеристики реакции гидролиза. Показателем глубины протекания гидролиза является **степень гидролиза** β , представляющая собой отношение концентрации гидролизированных молекул $c_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации растворенных молекул электролита c . Степень гидролиза может выражаться в процентах:

$$\beta = \frac{c_{\text{ГИДР}}}{c} 100 \%$$

Степень гидролиза зависит от температуры и концентрации. Степень гидролиза увеличивается при повышении температуры, так как процесс эндотермический и при разбавлении раствора.

Гидролитическое равновесие можно описать соответствующей константой равновесия – **константой гидролиза** K_G . Чем больше эта величина, тем сильнее протекает гидролиз. Константа гидролиза связана с ионным произведением воды и константой диссоциации слабого электролита.

Для солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, константа гидролиза связана с константой диссоциации кислоты $K_{D, \text{кисл}}$:

$K_{\Gamma} = \frac{K_W}{K_{\text{д.кисл}}}$, а для солей, образованных слабым основанием и сильной

кислотой – с константой диссоциации основания $K_{\text{д.основ}}$:

$K_{\Gamma} = \frac{K_W}{K_{\text{д.основ}}}$, для солей, образованных слабой кислотой и слабым ос-

нованием, – с обеими этими константами $K_{\Gamma} = \frac{K_W}{K_{\text{д.кисл}} K_{\text{д.основ}}}$, где

K_W – ионное произведение воды: $K_W = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Из уравнений следует, что чем слабее кислота или основание, тем в большей степени подвергается гидролизу образованные ими соли.

Степень гидролиза связана с константой гидролиза соотношением

$$K_{\Gamma} = \beta^2 \cdot c(x) \quad \text{или} \quad \beta = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{c(x)}},$$

где $c(x)$ – концентрация растворенного вещества, моль/дм³.

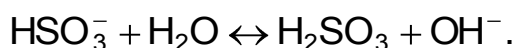
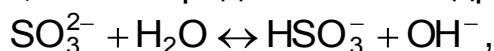
Реакция гидролиза обратима. К ней применимы все положения и законы учения о химическом равновесии. Равновесие процесса гидролиза подвижно и может быть смещено вправо или влево, в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Например: при повышении температуры равновесие гидролиза смещается в сторону прямой реакции, так как это реакция эндотермическая ($\Delta H > 0$). При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить в сторону прямой реакции, уменьшая концентрацию раствора (разбавляя раствор), что следует из закона разведения Оствальда. Гидролиз можно подавить или усилить, изменяя pH раствора.

3.2. Примеры решения задач

Задача 1. Рассчитайте константу гидролиза K_{Γ} сульфит-иона SO_3^{2-} по двум ступеням.

Решение. Сульфит-ион SO_3^{2-} – кислотный остаток слабой сернистой кислоты, поэтому он взаимодействует с молекулами воды с образованием слабого электролита, многозарядные ионы гидрализуются ступенчато:



В результате образуются ионы OH^- , среда будет основная $\text{pH} > 7$.

Константы гидролиза описывают гидролитическое равновесие соответствующих стадий:

- для первой ступени

$$K_{Г_1} = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]} = \frac{K_W}{K_{Д,\text{HSO}_3^-}} = \frac{10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-8}} = 1,59 \cdot 10^{-7}.$$

- для второй ступени

$$K_{Г_2} = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HSO}_3^-]} = \frac{K_W}{K_{Д,\text{H}_2\text{SO}_3}} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-2}} = 5,9 \cdot 10^{-13}.$$

В данном случае $K_{Д,\text{H}_2\text{SO}_3}$ соответствует константе диссоциации H_2SO_3 по первой ступени $\text{H}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$, а $K_{Д,\text{HSO}_3^-}$ равна константе диссоциации H_2SO_3 по второй ступени $\text{HSO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$, и берется из справочника.

Задача 2. Вычислить константу гидролиза K_r , степень гидролиза β и pH раствора ацетата натрия CH_3COONa с концентрацией его раствора $0,1$ моль/дм³.

Решение. $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

$$1) K_r = \frac{K_W}{K_{Д,\text{КИСЛ}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10};$$

$$2) \beta = \sqrt{\frac{K_r}{c(x)}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5};$$

3) для вычисления pH следует принять во внимание, что в результате гидролиза каждого иона CH_3COO^- образуется один гидроксоион OH^- . Если исходная концентрация гидролизующихся ионов с моль/дм³, а гидролизу подверглась доля этих анионов, то при этом образовалось $c' = \beta \cdot c$ моль/дм³, ионов OH^- , т. е. $[\text{OH}^-] = \beta \cdot c = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³.

Следовательно, $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 7,5 \cdot 10^{-6} = 5,12$.

Отсюда $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,88$.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно?
2. Что такое pH раствора? Какой раствор называется нейтральным, кислым, щелочным?
3. Что называется гидролизом солей?
4. Как можно провести гидролиз до конца и, наоборот, замедлить процесс гидролиза?

5. Что называется степенью гидролиза, как рассчитывается?
6. Что такое константа гидролиза, как рассчитать?
7. Что такое совместный гидролиз? Приведите примеры совместного гидролиза.

3.3. Индивидуальные задания

Задание 1. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза соли, рассчитайте константу, степень гидролиза и pH раствора для соли вашего варианта (табл. 8).

Таблица 8

Исходные данные

| № варианта | Соль | Молярная концентрация соли, $C_{(x)}$, моль/дм ³ | Константа диссоциации слабой кислоты или основания, K_0 |
|------------|-----------------|--|---|
| 1, 15 | K_2CO_3 | 0,05 | $K_{ДI}(H_2CO_3) = 4,27 \cdot 10^{-7}$ |
| 2, 16 | $Al_2(SO_4)_3$ | 0,1 | $K_{ДIII}(Al(OH)_3) = 1,38 \cdot 10^{-9}$ |
| 3, 17 | NH_4Cl | 0,15 | $K_{ДI}(NH_4OH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$ |
| 4, 18 | $Ca(NO_2)_2$ | 0,2 | $K_{ДI}(HNO_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}$ |
| 5, 19 | $AgCl$ | 0,05 | $K_{ДI}(AgOH) = 5 \cdot 10^{-3}$ |
| 6, 20 | Na_2S | 0,1 | $K_{ДI}(H_2S) = 1,05 \cdot 10^{-7}$ |
| 7, 21 | $Mg(CH_3COO)_2$ | 0,15 | $K_{ДI}(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| 8, 22 | $Mn(NO_3)_2$ | 0,2 | $K_{ДII}(Mn(OH)_2) = 5,0 \cdot 10^{-4}$ |
| 9, 23 | Rb_2SO_3 | 0,05 | $K_{ДI}(H_2SO_3) = 1,4 \cdot 10^{-2}$ |
| 10, 24 | $PbSO_4$ | 0,1 | $K_{ДI}(Pb(OH)_2) = 9,55 \cdot 10^{-11}$ |
| 11, 25 | Li_3PO_4 | 0,15 | $K_{ДI}(H_3PO_4) = 7,3 \cdot 10^{-3}$; |
| 12, 25 | $CuCl_2$ | 0,2 | $K_{ДII}(Cu(OH)_2) = 3,4 \cdot 10^{-7}$ |
| 13, 27 | PbF_2 | 0,1 | $K_{ДII}(Pb(OH)_2) = 3,0 \cdot 10^{-8}$ |
| 14, 28 | $Fe(ClO_4)_2$ | 0,15 | $K_{ДIII}(Fe(OH)_3) = 1,35 \cdot 10^{-12}$ |

Задание 2. Решите задачу своего варианта (табл. 9).

Таблица 9

Варианты контрольного задания

| Вариант | Условие |
|---------|--|
| 1 | Написать все возможные уравнения гидролиза соли арсената натрия (Na_3AsO_4) |
| 2 | Запишите уравнения гидролиза солей и определите среду водных растворов pH и тип гидролиза Na_2SiO_3 , $AlCl_3$, K_2S |
| 3 | Составьте уравнения гидролиза солей, определите тип гидролиза и среду раствора: сульфита калия, хлорида натрия, бромиды железа (III) |

| Вариант | Условие |
|---------|--|
| 4 | Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ: сульфат аммония – $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, бромид бария – BaBr_2 |
| 5 | Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ: сульфид галлия – K_2S , бромид алюминия – AlBr_3 , хлорид лития – LiCl |
| 6 | Составьте уравнения гидролиза, определите тип гидролиза и среду водного раствора соли для следующих веществ: фосфат натрия – Na_3PO_4 , сульфат калия – K_2SO_4 , хлорид цинка – ZnCl_2 , сульфит натрия – Na_2SO_3 |
| 7 | Какие из солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы этих солей? |
| 8 | Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и CrCl_3 . Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты |
| 9 | При смешивании растворов FeCl_3 и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями |
| 10 | К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl ; б) NaOH ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей |
| 11 | Какое значение pH ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы солей Na_2S , TlCl_3 , NiSO_4 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей |
| 12 | Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Какое значение pH ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы этих солей? |
| 13 | Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CH_3COOK , ZnSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы этих солей? |
| 14 | Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CuCl_2 , Cs_2CO_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Какое значение pH ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы этих солей? |
| 15 | Какие из солей RbCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH ($7 < \text{pH} < 7$) имеют растворы этих солей? |

3.4. Экспериментальная часть

Опыт № 1. Определение реакции среды растворов солей

Реактивы: растворы солей: Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.

Нанести на четыре полоски универсальной индикаторной бумаги по 1–2 капли растворов следующих солей: Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. Определить pH растворов, сравнив окраску бумаги с прилагаемой цветной шкалой. Записать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей.

Опыт № 2. Смещение равновесия гидролиза

Реактивы: концентрированный раствор нитрата висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, раствор азотной кислоты HNO_3 .

Определить pH концентрированного раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с помощью универсальной индикаторной бумаги (см. опыт № 1).

Налить в пробирку несколько капель $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, затем по каплям приливать дистиллированную воду до выпадения белого осадка.

Написать уравнение реакции гидролиза (ступень 1) в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Разбавить концентрированный раствор в 4–5 раз дистиллированной водой. Что наблюдается?

К полученному осадку добавить 1–2 капли азотной кислоты. Что происходит с осадком? Записать соответствующие реакции. Как влияет добавление кислоты на смещение равновесия гидролиза соли?

Опыт № 3. Влияние температуры на гидролиз солей

Реактивы: раствор хлорида аммония NH_4Cl , ($c(\frac{1}{1}\text{NH}_4\text{Cl}) = 1$ моль/дм³),

индикаторы: раствор лакмуса, раствор метилового оранжевого.

Налить в две пробирки 2 см³ раствора хлорида аммония NH_4Cl . Добавить в одну пробирку 1–2 капли лакмуса, в другую метилового оранжевого. Определить pH исходного раствора. Содержимое пробирок нагреть. Наблюдать изменение окраски индикатора. Как изменяется pH? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделать вывод о влиянии температуры на гидролиз соли.

Опыт № 4. Совместный гидролиз двух солей (гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты)

Реактивы: растворы солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 .

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата алюминия и 1 мл раствора карбоната натрия. Наблюдайте выделение пузырьков углекислого газа и образование осадка. Запишите молекулярные и ионные уравне-

ния реакций: а) для образования карбоната алюминия; б) гидролиза карбоната алюминия. Почему гидролиз карбоната алюминия практически идет до конца?

Опыт № 5. УИРС. Определение pH растворов некоторых солей с помощью pH-метра.

Реактивы: раствор сульфата натрия Na_2SO_4 , $(c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4\right) = 1 \text{ моль/дм}^3)$, раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , $(c\left(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = 1 \text{ моль/дм}^3)$, раствор сульфата меди CuSO_4 , $(c\left(\frac{1}{2}\text{CuSO}_4\right) = 1 \text{ моль/дм}^3)$, раствор ацетата аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $(c\left(\frac{1}{1}\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}\right) = 1 \text{ моль/дм}^3)$.

Промыть электроды дистиллированной водой и аккуратно промокнуть фильтрованной бумагой. Налить в стаканчик раствор соли (Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$) и поставить на столик прибора. Погрузить в стаканчик электроды произвести отсчет pH раствора (в соответствии с инструкцией к прибору). Результаты изменения занести в табл. 10.

Таблица 10

Результаты опыта

| № п/п | Формула соли | Значения pH | Реакция среды (кислая, щелочная, нейтральная) |
|-------|--------------|-------------|---|
| | | | |

Объяснить, чем обусловлена реакция среды водных растворов солей, составить уравнения реакций гидролиза.

Лабораторная работа № 4. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

Цель занятия: ознакомиться с методами получения коллоидных растворов, изучить их свойства.

4.1. Теоретическая часть

Дисперсные системы – гетерогенные системы, в которых одно вещество (дисперсная фаза) равномерно распределено в другом (дисперсионная среда). Свойства вещества в раздробленном (*дисперсном*) со-

стоянии значительно отличаются от свойств того же вещества, находящегося в виде твердого тела или некоторого объема жидкости.

Существует несколько различных классификаций дисперсных систем: *по размеру частиц, агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, характеру взаимодействия частиц дисперсной фазы с молекулами дисперсионной среды, термодинамической и кинетической устойчивости.*

В зависимости от размеров частиц дисперсной фазы a выделяют следующие дисперсные системы (табл. 11).

Таблица 11

Дисперсные системы

| Размер частицы | Название |
|------------------------------|-------------------------|
| $a \leq 10^{-9}$ м | Истинные растворы |
| $a = 10^{-9} - 10^{-7}$ м | Коллоидные системы |
| $a \geq 10^{-7} - 10^{-5}$ м | Грубодисперсные системы |

Классификация дисперсных систем по агрегатным состояниям дисперсной фазы и дисперсионной среды приведена в табл. 12.

Таблица 12

Классификация дисперсных систем

| Дисперсная фаза | Дисперсионная среда | | |
|-----------------|---------------------|------------------|------------------|
| | Газ | Жидкость | Твердое тело |
| Газ | Не образуется | Пена | Твердая пена |
| Жидкость | Аэрозоль | Эмульсия | Твердая эмульсия |
| Твердое тело | Аэрозоль, порошок | Суспензия и золь | Твердый золь |

Золи – типичные коллоидные системы, которые наиболее ярко проявляют свойства, присущие веществу в коллоидном состоянии. По размеру частиц и ряду свойств золи занимают промежуточное положение между истинными растворами и грубодисперсными системами – *суспензиями*. В реакциях, протекающих с получением и растворением осадков одной из промежуточных стадий, является образование и разрушение коллоидных частиц.

В коллоидных растворах, или золях, дисперсной фазой является твердое тело. В отличие от истинных растворов, золи не являются в строгом смысле слова растворами, так как являются гетерогенными системами, обладающими межфазной поверхностью.

Важнейшей отличительной особенностью коллоидного состояния вещества является большая площадь поверхности раздела фаз. Из-за

этого частицы дисперсной фазы и дисперсионной среды сильно взаимодействуют, что приводит к тому, что частицы дисперсной фазы окружены молекулами и ионами дисперсной среды (растворителя).

По интенсивности взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой коллоидные системы разделяют на *лиофобные* и *лиофильные* растворы.

В *лиофильных* коллоидах частицы дисперсной фазы интенсивно взаимодействуют с молекулами окружающей их жидкости. Лиофильные коллоиды образуются в результате самопроизвольного диспергирования крупных кусков твёрдого тела или капель жидкости на мельчайшие коллоидные частицы, или мицеллы. Лиофильные дисперсные системы устойчивы, они всегда высокодисперсные и при сохранении условий их возникновения могут существовать сколь угодно долго. Типичные лиофильные системы – микроэмульсии, ПАВ. К лиофильным дисперсным системам относят также набухающие и самопроизвольно диспергирующиеся в водной среде минералы, например, глины.

В *лиофобных дисперсных* системах межмолекулярное взаимодействие в дисперсионной среде и в дисперсной фазе существенно различно, удельная свободная поверхностная энергия (поверхностное натяжение) велика, граница фаз выражена достаточно четко.

Лиофобные дисперсные системы неустойчивы; большой избыток поверхностной энергии обуславливает протекание в них процессов перехода в более энергетически выгодное состояние. В изотермических условиях возможна **коагуляция** – сближение и объединение частиц, сохраняющих первоначальную форму и размеры, в плотные агрегаты, а также укрупнение первичных частиц вследствие **коалесценции** – слияния капель или пузырьков газа и т.д. Неустойчивые лиофобные дисперсные системы непрерывно изменяют свой дисперсный состав в сторону укрупнения частиц вплоть до полного расслоения на макрофазы. Типично лиофобные коллоиды – гидро- и органозоли металлов, окисей, сульфидов, предельно высокодисперсные эмульсии, латексы.

Методы получения коллоидных растворов. Коллоидные растворы могут быть получены *диспергационными* или *конденсационными* методами.

Диспергационные методы основаны на дроблении, или диспергировании крупных частиц вещества до коллоидных размеров. Диспергирование можно осуществить механическим методом (измельчение), физическим (электрическое распыление, ультразвук) и химическим (*пептизация*).

Метод пептизации основан на образовании золей из гелей или рыхлых осадков при действии на них *пептизаторов* (в большинстве случаев электролитов), адсорбирующихся на поверхности коллоидных ядер и способствующих их взаимодействию с дисперсионной средой.

Конденсационные методы основаны на агрегации (укрупнении) молекул или ионов в более крупные частицы. Агрегацию частиц можно осуществлять различными способами. Так, для получения золей гидроксидов металлов чаще всего пользуются методом гидролиза. Например, золь гидроксида железа (III) легко образуется, когда раствор хлорида железа (III) приливают в кипящую воду. Объясняется это тем, что холодный раствор FeCl_3 содержит слабо диссоциированные продукты неполного гидролиза трехвалентного железа $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{OH})^+$, которые при разбавлении в кипящей воде гидролизуются полностью с образованием гидроксида железа (III).

При конденсационном методе рост частиц прекращается задолго до образования термодинамически устойчивой поверхности раздела. Поэтому коллоидные системы, независимо от способа получения, являются *термодинамически неустойчивыми*. Со временем, в результате стремления к термодинамически более выгодному состоянию, коллоидные системы прекращают существование вследствие коагуляции – процесса укрупнения частиц.

Механизм образования коллоидной частицы. *Мицелла* – это структурная коллоидная единица. Необходимыми условиями образования мицеллы являются:

а) образование в результате реакции труднорастворимого вещества, множество m молекул которого образуют *агрегат* коллоидной частицы.

Например: $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$;

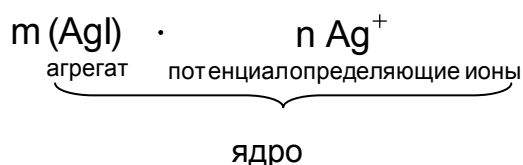


б) наличие *стабилизатора* – электролита, предоставляющего ионы, адсорбируемые поверхностью труднорастворимого соединения.

Согласно правилу **Панетта–Фаянса**, *лучше всего адсорбируется тот ион, который входит в состав кристаллической решетки адсорбента и находится в растворе в избытке*. Адсорбируемые ионы, достраивающие кристаллическую решетку труднорастворимого соединения, называют *потенциал определяющими ионами коллоидной частицы*, поскольку заряд частицы совпадает по знаку с зарядом этих ионов. Адсорбция потенциалопределяющих ионов происходит самопроизвольно, сопровождаясь уменьшением свободной энергии поверхности ядра ΔG_s .

Стабилизатором, как правило, является исходное вещество, взятое в избытке. Если в рассматриваемой реакции в избытке берется соль AgNO_3 , то она будет стабилизатором. И тогда адсорбируемым ионом будет ион Ag^+ .

Ионы, сообщаемые поверхности агрегата определенный заряд, называются *потенциалопределяющими ионами*. Потенциалопределяющие ионы удерживаются на поверхности агрегата за счет межмолекулярных взаимодействий. Агрегат вместе со слоем потенциалопределяющих ионов принято называть *ядром коллоидной частицы*.



При избытке соли KI, стабилизатор KI предоставляет иодид-ионы, избирательно адсорбируемые поверхностью AgI:



Другие ионы стабилизатора (*противоионы*, их заряд противоположен заряду потенциалопределяющим ионам) образуют около твердой поверхности два слоя: *адсорбционный* (неподвижный), прочно связанный с ядром, и *диффузионный* (подвижный), расположенный на определенном расстоянии от ядра в дисперсионной среде. Ядро совместно с адсорбционным слоем противоионов называется *коллоидной частицей (гранулой)*. Коллоидная частица и противоионы диффузного слоя образуют *мицеллу*. Мицелла – нейтральная частица.

Строение мицеллы удобно представлять в виде формулы. Для золя AgI формула мицеллы пишется так, если стабилизатором будет AgNO_3 :

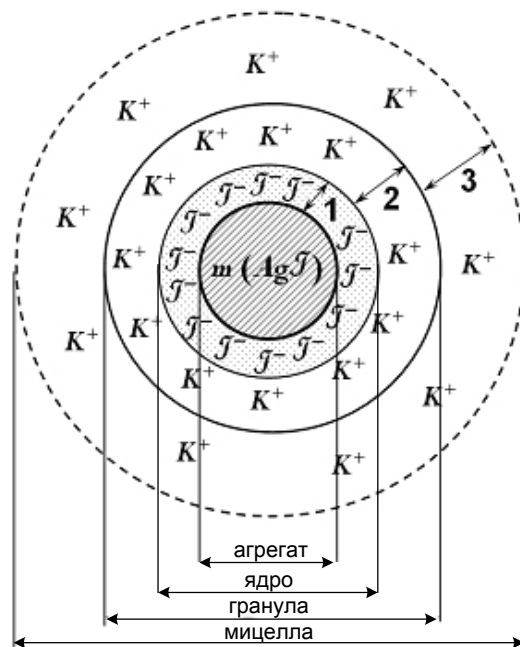
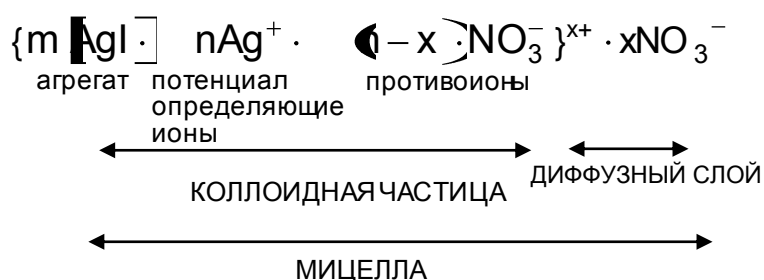


Рис. 4. Схема строения коллоидной мицеллы: 1 – адсорбционный слой; 2 – слой противоионов; 3 – диффузный слой

Разрушение коллоидных растворов. Процесс укрупнения коллоидных частиц, приводящий к уменьшению степени дисперсности диспергированного вещества, называется *коагуляцией*. Коагуляция, или слипание частиц, приводит к осаждению крупных агрегатов в виде осадка. Коагуляция – самопроизвольный процесс, возникающий из-за стремления системы перейти в состояние с более низкой поверхностной энергией и более низким значением изобарного потенциала.

Снижение устойчивости коллоидных систем вызывают введением электролитов, которые изменяют структуру диффузного слоя ионов.

Правило Шульце – Гарди или правило значности: коагулирующим действием обладает тот из ионов электролита, заряд которого противоположен заряду коллоидных частиц, причем коагулирующее действие иона тем сильнее, чем больше его заряд.

Правило значности имеет приближенный характер и справедливо только для неорганических ионов; некоторые однозарядные органические ионы обладают более сильным коагулирующим действием, чем двухзарядные неорганические ионы, что обусловлено их сильной специфической адсорбируемостью.

Минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию, называется *порогом коагуляции*. Экспериментально порог коагуляции определяют добавлением растворов электролита разных концентраций молярных концентраций к серии одинаковых коллоидных растворов; после некоторой экспозиции устанавливают минимальную концентрацию иона, вызвавшую коагуляцию.

Коагуляция также возникает при смещении двух золь с различными знаками зарядов частиц. Это явление называется взаимной коагуляцией.

Оптические свойства коллоидных растворов. Прохождение света через дисперсные системы сопровождается такими явлениями, как поглощение, отражение, преломление и рассеяние света. Преобладание какого-либо из этих явлений определяется соотношением между размером частиц дисперсной фазы и длиной волны падающего света. В *грубодисперсных системах* наблюдается *отражение* света от поверхности частиц. В *коллоидных растворах* размеры частиц сравнимы с длиной волны видимого света, что предопределяет *рассеивание* света за счёт дифракции световых волн.

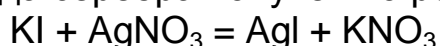
Светорассеяние в коллоидных растворах проявляется в виде *опалесценции* – матового свечения (обычно голубоватых оттенков), которое хорошо заметно на тёмном фоне при боковом освещении золя. Причиной опалесценции является рассеяние света на коллоидных частицах за счёт дифракции. С опалесценцией связано характерное для коллоидных систем явление – **эффект Тундаля**: при пропускании пучка света через коллоидный раствор с направлений, перпендикулярных лучу, наблюдается образование в растворе светящегося конуса.

4.2. Примеры решения задач

Задача 1. Пороги коагуляции для некоторого гидрозоля равны $c_{\text{пор}}(\text{CaCl}_2) = 0,3$ моль/л, $c_{\text{пор}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,0209$ моль/л. Определите заряд коллоидной частицы.

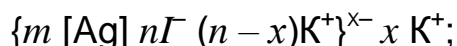
Решение. Коагулирующая способность сульфата натрия по отношению к золю выше коагулирующей способности хлорида кальция (по правилу Шульце-Гарди). У Na_2SO_4 заряд анионов больше, чем у CaCl_2 . Значит, коагулирующими ионами являются *анионы*. Следовательно, частицы золя заряжены положительно.

Задача 2. Золь иодида серебра получен по реакции



при некотором избытке KI. Его коагулируют растворами фосфата натрия и ацетата кальция. У какого электролита коагулирующая способность больше?

Решение. Так как стабилизатором золя является KI, то мицелла имеет строение



гранула заряжена отрицательно. Следовательно, коагулирующими ионами являются катионы электролитов. Так как заряд иона Ca^{2+} больше заряда иона Na^+ , то коагулирующая способность ацетата кальция больше, чем фосфата натрия.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое степень дисперсности? Как классифицируются дисперсные системы по размеру частиц дисперсной фазы?
2. Как классифицируются дисперсные системы по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды?
3. Какими способами можно различить раствор низкомолекулярного вещества и коллоидный раствор? На каких свойствах основаны эти способы?
4. Какими способами можно отличить золь от грубодисперсной системы? На каких свойствах основаны эти способы?
5. Что называют коагуляцией? Каковы внешние признаки коагуляции?
7. Что такое порог коагуляции? Как экспериментально определить порог коагуляции?
6. Какие методы получения коллоидных растворов вы знаете?
7. К водному раствору NiCl_2 медленно прилили избыток водного раствора H_2S . Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд коллоидной частицы (гранулы) и ионы, которые при добавлении в раствор, могут вызывать коагуляцию.

4.3. Индивидуальные задания

Задание. Решите задачи своего варианта (табл. 13).

Таблица 13

Варианты контрольного задания

| Вариант | Условие |
|---------|---|
| 1 | <p>1. К водному раствору NiCl_2 медленно прилили избыток водного раствора K_2S. Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд гранулы и ионы, которые при добавлении в раствор могут вызывать коагуляцию.</p> <p>2. Потенциалоопределяющими ионами золя бромида серебра оказались ионы серебра. Напишите схему строения мицеллы этого золя</p> |
| 2 | <p>1. К водному раствору BaCl_2 медленно прилили избыток водного раствора K_2SO_4. Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд гранулы и ионы, которые при добавлении в раствор могут вызывать коагуляцию.</p> <p>2. Противоионами золя хлорида серебра оказались ионы натрия. Напишите схему строения мицеллы этого золя</p> |
| 3 | <p>1. Золя сульфата бария был получен смешиванием равных объемов растворов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и серной кислоты H_2SO_4. Напишите формулу мицеллы золя, если в электрическом поле гранула перемещается к аноду (+)?</p> <p>2. К золю, гранулы которого заряжены отрицательно, порознь добавлялись растворы электролитов: хлорида натрия, сульфата натрия, хлорида алюминия, хлорида кальция. Расположите эти электролиты по их убывающей коагулирующей способности. Ответ поясните</p> |
| 4 | <p>1. К водному раствору KI медленно прилили избыток водного раствора AgNO_3. Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд гранулы и ионы, которые при добавлении в раствор могут вызывать коагуляцию.</p> <p>2. Пороги коагуляции золя хлоридом цинка и сульфатом магния примерно одинаковы. Каков знак заряда частиц золя? Приведите примеры электролитов, для которых значения порога коагуляции будут меньше; больше</p> |
| 5 | <p>1. Золя сульфата бария был получен смешиванием равных объемов растворов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4. Напишите формулу мицеллы золя, если в электрическом поле гранула перемещается к катоду (-)?</p> <p>2. Золя иодида серебра был получен при смешивании растворов нитрата серебра и иодида аммония. Коагулирующая способность хлорида магния по отношению к этому золю больше коагулирующей способности сульфата натрия. Напишите формулу мицеллы этого золя</p> |

| Вариант | Условие |
|---------|--|
| 6 | <p>1. Напишите формулу мицеллы золя, полученного сливанием 60 см³ раствора нитрата серебра AgNO₃ с молярной концентрацией 0,05 моль/дм³ и 30 см³ раствора иодида калия KI с молярной концентрацией 0,01 моль/дм³.</p> <p>2. Золя бромида свинца (H) получен при смешивании растворов ацетата свинца и бромида кальция. Коагулирующая способность нитрата магния по отношению к этому золю больше коагулирующей способности сульфата аммония. Напишите формулу мицеллы этого золя</p> |
| 7 | <p>1. К водному раствору KCl медленно прилили избыток водного раствора AgNO₃. Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд гранулы и ионы, которые при добавлении в раствор могут вызывать коагуляцию.</p> <p>2. Коагулирующая способность электролитов по отношению к некоторому золю уменьшается в последовательности: Na₃PO₄ >> K₂SO₄ > NH₄NO₃. Каков знак заряда коллоидных частиц? Приведите примеры электролитов, коагулирующая способность которых будет примерно равной указанным выше</p> |
| 8 | <p>1. К водному раствору Na₂SiO₃ медленно прилили раствор соляной кислоты. Образовался коллоидный раствор. Составьте схему мицеллы, укажите заряд гранулы и ионы, которые при добавлении в раствор могут вызывать коагуляцию.</p> <p>2. К 0,005 моль/л водному раствору AsCl₃ медленно прилили водный раствор с молярной концентрацией 0,01 моль/л Na₂S. Образовался коллоидный раствор. Напишите формулу мицеллы золя. Укажите заряд гранулы</p> |
| 9 | <p>1. Напишите формулу мицеллы золя, полученного сливанием 30 см³ раствора нитрата серебра AgNO₃ с молярной концентрацией 0,01 моль/дм³ и 40 см³ раствора иодида калия KI с молярной концентрацией 0,05 моль/дм³.</p> <p>2. К водному раствору NaOH медленно приливается раствор FeCl₃, образуется коллоидный раствор. Составьте схему строения мицеллы золя. Напишите химическую формулу гидрозоль</p> |
| 10 | <p>1. Написать химическую формулу коллоидного раствора оксида олова (IV), где стабилизатором является раствор SnCl₄.</p> <p>2. Золя сульфата бария был получен смешиванием равных объемов растворов Ba(NO₃)₂ и Na₂SO₄. Напишите формулу мицеллы золя, если в электрическом поле гранула перемещается к аноду (+)</p> |
| 11 | <p>1. Какой из растворов солей обладает повышенными коагулирующими свойствами: HCl, MgCl₂, AlCl₃? Почему?</p> <p>2. Золя иодида серебра был получен при добавлении избытка KI к раствору AgNO₃. Определите заряд частиц полученного золя и напишите формулу его мицеллы</p> |

| Вариант | Условие |
|---------|---|
| 12 | <p>1. Написать химическую формулу золя кремниевой кислоты, имея в виду, что он был получен при сливании растворов K_2SiO_3 и HCl. Какой из электролитов был в избытке, если противоионы в электрическом поле движутся к катоду (–)?</p> <p>2. К 0,04 моль/л водному раствору $AsCl_3$ медленно прилили водный раствор с молярной концентрацией 0,001 моль/л Na_2S. Образовался коллоидный раствор. Напишите формулу мицеллы золя. Укажите заряд гранулы</p> |
| 13 | <p>1. Золь бромида серебра был получен путем смешивания равных объёмов 0,008 моль/л KBr и 0,003 моль/л $AgNO_3$. Определите знак заряда частиц золя и напишите формулу мицеллы.</p> <p>2. Золь кремниевой кислоты H_2SiO_3 был получен при взаимодействии растворов K_2SiO_3 и HCl. Напишите формулу мицеллы золя и определите, какой из электролитов был в избытке, если гранула в электрическом поле движется к аноду (+)</p> |
| 14 | <p>1. К 0,01 моль/л водному раствору $AsCl_3$ медленно прилили водный раствор с молярной концентрацией 0,001 моль/л Na_2S. Образовался коллоидный раствор. Напишите формулу мицеллы золя. Укажите заряд гранулы.</p> <p>2. Золь кремниевой кислоты был получен при взаимодействии растворов K_2SiO_3 и HCl. Напишите формулу мицеллы золя и определите, какой из электролитов был в избытке, если гранула в электрическом поле движется к катоду (–)</p> |
| 15 | <p>1. Напишите схему строения мицеллы золя жидкого стекла Na_2SiO_3 в водном растворе. Какими ионами, возможно, осуществить явление коагуляции гидрозоль стекла</p> <p>2. Золь бромида серебра был получен путем смешивания равных объёмов 0,001 моль/л KBr и 0,004 моль/л $AgNO_3$. Определите знак заряда частиц золя и напишите формулу мицеллы</p> |

4.3. Экспериментальная часть

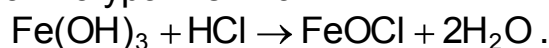
Опыт № 1. Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III).

Реактивы: раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$ ($\omega = 2\%$), дистиллированная вода, раствор гидроксида натрия $NaOH$.

А. Метод конденсации

В коническую колбу налить 30 мл дистиллированной воды, нагреть до кипения. В кипящую воду медленно прибавить 18–20 капель раствора хлорида железа (III) до получения коллоидного раствора гидроксида железа (III) красно-коричневого цвета.

Написать уравнения гидролиза хлорида железа (III) в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Почему не наблюдается осадка гидроксида железа (III). Написать химическую формулу мицеллы золя гидроксида железа (III), учитывая, что потенциалобразующие ионы дает хлор окись железа, образующаяся по уравнению



Указать составные части мицеллы. Гидрозолю оставить для выполнения опытов 2 и 3.

Б. Метод пептизации

К 10 каплям раствора хлорида железа (III) добавить 1–2 капли раствора гидроксида натрия. Дать осадку отстояться и отметить его цвет. Осторожно слить раствор с осадка. К осадку прилить 3–4 капли раствора хлорида железа (III). Содержимое пробирки нагреть до кипения. Сравнить цвет образующегося раствора с цветом коллоидного раствора гидрозоля гидроксида железа (III), полученного методом конденсации.

Опыт № 2. Изучение оптических свойств коллоидных растворов

Взять пробирки с раствором гидрозоля железа (III), полученным в опыте № 1 и раствором хлорида натрия, который является истинным. Вставить в держатель прибора для наблюдения эффекта Тиндаля. В каком из растворов виден след проходящего пучка света? О чем свидетельствует этот эффект?

Опыт № 3. Коагуляция золь электролитами

Реактивы: коллоидный раствор гидроксида железа (III), раствор фосфата натрия Na_3PO_4 , раствор хлорида натрия NaCl .

Коллоидный раствором гидроксида железа (III), полученный в опыте № 1, поместить в две пробирки. В первую пробирку добавить 5–6 капель раствора фосфата натрия Na_3PO_4 , а в другую такое же количество хлорида натрия NaCl . В какой из пробирок наблюдается выпадение осадка. Дать определение процессу коагуляции. В каком случае коагуляция происходит? Объясните причину. Какие ионы могут вызвать коагуляцию?

Лабораторная работа № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Цель занятия: изучить теоретически и практически научиться определять и устранить жесткость воды.

5.1. Теоретическая часть

В природе идет непрерывный круговорот воды. Вода находится в постоянном взаимодействии с окружающей средой: реагирует с атмосферой, почвой, растительностью, горными породами и т. д. При этом в воде растворяются органические и неорганические соединения.

Все примеси природных вод делятся на три группы в зависимости от размера частиц: истинно-растворенные, коллоидные и взвешенные. Истинно-растворенные вещества диспергированы в растворе до ионов и молекул и делятся по химическому составу на органические и неорганические. Среди неорганических соединений в природной воде чаще всего встречаются растворимые соли кальция, магния и частично железа (II). Их называют солями жесткости воды.

Соли жесткости могут появиться в воде в результате взаимодействия природной воды с горными породами (известняки, доломиты, магнезиты, гипс и др.), а также при растворении в воде CO_2 атмосферы:



Таким образом, суммарную концентрацию в воде ионов: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} называют **общей жесткостью** $J_{\text{общ.}}$, ммоль/дм³,

$$J_{\text{общ.}} = \frac{m \cdot 1000}{M \sum x V}, \quad (7)$$

где m – масса иона или вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости, г; $M \sum x$ – молярная масса эквивалента вещества или иона г/моль; V – объем воды, дм³.

Один миллимоль на кубический метр соответствует 20,04 мг/дм³ Ca^{2+} или 12,153 мг/дм³ Mg^{2+} .

Для измерения жесткости иногда использовалась молярная концентрация эквивалента ионов кальция и магния, выраженная в миллиграммах эквивалента на литр, мг-экв/л. Один мг-экв/л соответствует содержанию в литре воды 20,04 миллиграмм Ca^{2+} или 12,16 миллиграмм Mg^{2+} (атомная масса делённая на валентность).

Различают следующие виды жесткости:

1. **Карбонатная жесткость J_k** – этот вид жесткости обуславливается наличием в воде гидрокарбонатов кальция, магния, железа (II).

Карбонатную жесткость по отношению к способам устранения называют *временной* потому, что она может быть устранена простым кипячением.

2. **Некарбонатная жесткость $J_{нк}$** обуславливается присутствием в воде сульфатов, хлоридов, указанных выше металлов ($CaSO_4$, $MgSO_4$, $FeCl_2$, $CaCl_2$ и др.).

Некарбонатную жесткость по отношению к способам устранения называют *постоянной* потому, что она не может быть устранена простым кипячением, а требует специальных методов.

3. **Общая жесткость воды $J_{общ.}$** складывается из суммы карбонатной и некарбонатной жесткости

$$J_{общ.} = J_k + J_{нк.}$$

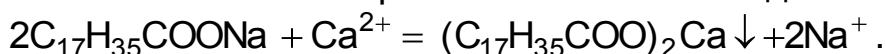
В зависимости от содержания ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} природные воды делятся на следующие группы (табл. 14).

Таблица 14

Характеристика жесткости воды

| Общая жесткость воды, ммоль/дм ³ | Группа жесткости воды |
|---|-----------------------|
| <1,5 | Очень мягкая |
| 1,53,0 | Мягкая |
| 3,0–5,4 | Средняя |
| 5,4–10,7 | Жесткая |
| >10,7 | Очень жесткая |

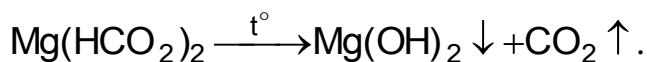
Если в санитарно-гигиеническом отношении жесткость воды не представляет опасности, то для промышленного водоснабжения, питания котельных установок, систем водяного охлаждения – она крайне вредна, так как образуется накипь. Соли постоянной жесткости (хлориды, сульфаты) вызывают коррозию стальных конструкций, В строительной практике необходимо учитывать жесткость воды, контактирующей с бетоном, так как это приводит к коррозии бетона. В жесткой воде, растворенные ионы кальция и магния препятствуют образованию мыльной пены при стирке или мытье рук. Пена не образуется, потому что нерастворимые кальциевые и магниевые соли высших карбоновых кислот выпадают в осадок



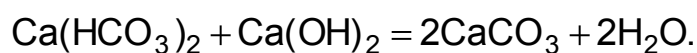
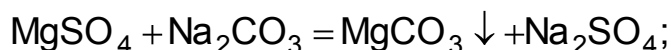
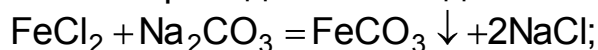
Поэтому перед использованием жесткую воду необходимо умягчать.

Для умягчения воды применяют методы: *кипячение, осаждение ионного обмена и обработки комплексонами.*

При кипячении соли карбонатной жесткости переводят в малорастворимые или нерастворимые соединения, которые выпадают в осадок и отфильтровываются:

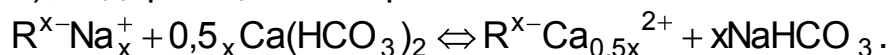


При химическом (реагентном) методе умягчения чаще всего в качестве осадителя используют известь или соду. При этом соли кальция, магния и железа также переводятся в осадок:



Методом осаждения можно удалить из воды как соли временной, так и постоянной жесткости.

Для устранения общей жесткости воды методом ионного обмена воду пропускают через слой ионообменной смолы (катионита). При этом ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , находящиеся в воде, обмениваются на катионы Na^+ (иногда H^+), содержащиеся в применяемом катионите:



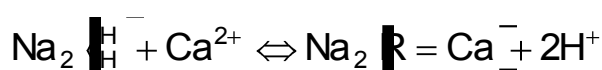
катионит р-р

катионит р-р

Когда процесс ионного обмена доходит до равновесия, катионит перестает работать, т. е. утрачивает способность умягчать воду. Его подвергают регенерации, пропуская через него концентрированный раствор NaCl .

К современному методу умягчения технической воды относится метод обработки воды комплексонами.

Комплексоны – это сложные органические вещества (чаще всего относящихся к группе аминополикарбоновых или фосфорных кислот), содержащие несколько функциональных групп, которые способны вступить в координационное взаимодействие с катионами солей жесткости воды, образуя прочные, растворимые и малодиссоциированные комплексные соединения, в которых ионы металлов удерживаются во внутренней сфере комплексного соединения. Наиболее распространенным комплексом является трилон-Б-динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты. Образование комплексов с ионами металлов чаще всего протекают по схеме:



Для связывания в комплекс различных ионов металлов необходимо регулировать реакцию среды.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется жесткостью воды, в каких единицах измеряется?
2. Какие виды жесткости бывают, чем они обусловлены?
3. Как классифицируется природная вода по величине общей жесткости?
4. Какие методы умягчения воды существуют? Охарактеризуйте существующие реагентные методы умягчения.
5. Рассчитать жесткость воды, если в 5 л ее содержится 250 мг $MgCl_2$ и 180 мг $Ca(HCO_3)_2$.

5.2. Примеры решения задач

Пример 1. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $Ca(HCO_3)_2$.

Решение: подставим в формулу (7) значения

$$Ж = \frac{202,5 \cdot 1000}{\frac{40 + 2(1 + 12 + 3 \cdot 16)}{2} \cdot 500} = 5 \text{ ммоль/дм}^3.$$

Пример 2. Какую массу соды надо добавить к 500 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 ммоль?

Решение. В 500 л воды содержится $500 \cdot 5 = 2500$ моль солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить $2500 \cdot 53 = 132\,500$ мг = 132,5 г соды (53 г/моль – молярная масса эквивалента Na_2CO_3).

5.3. Индивидуальные задания

1. Какую массу Na_3PO_4 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 ммоль/л?
2. Какие соли обуславливают жесткость природной воды? Какую жесткость называют карбонатной, некарбонатной? Как можно устранить карбонатную, некарбонатную жесткость?
3. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08 моль/л раствора HCl.
4. В одном литре воды содержится ионов магния 36,47 мг и ионов кальция 50,1 мг. Чему равна жесткость этой воды?
5. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 3 мэкв?

6. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 ммоль/л. Какая масса сульфата магния содержится в 300 л этой воды?

7. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 сульфата кальция.

8. В 220 л воды содержится 11 г сульфата магния. Чему равна жесткость этой воды?

9. Жесткость воды в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 ммоль/л. Какой объем 0,1 моль/л раствора HCl потребуются для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см³ этой воды?

10. В 1 м³ содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

11. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 мэкв. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

12. К 1 м³ жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость?

13. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

14. Какая масса CaSO₄ содержится в 200л воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна 8 ммоль/л?

15. Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 9 ммоль/л. Какая масса гидрокарбоната кальция содержится в 500 л воды?

16. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций. Какую массу Ca(OH)₂ надо прибавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,473 ммоль/л.

17. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 0,1 дм³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 ммоль/л.

18. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. На сколько понизилась карбонатная жесткость?

19. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

20. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 ммоль/л?

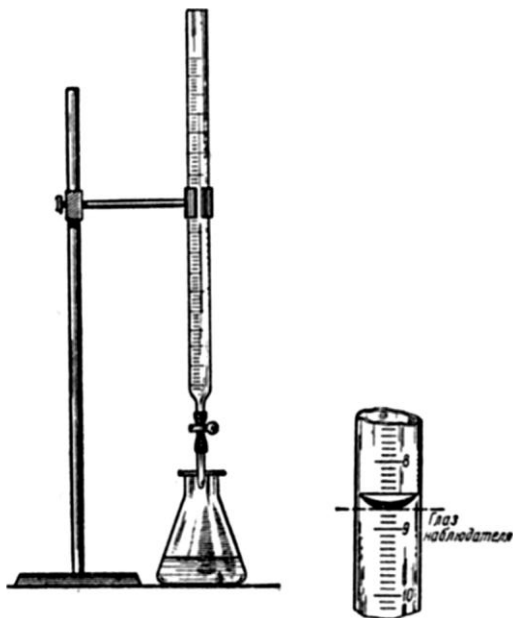
5.4. Экспериментальная часть

Приборы и материалы: мерная посуда: цилиндры на 10:100 см³; 250 см³; пипетки на 50:100 см³; конические колбы на 250 см³; раствор жидкости; бюретки; стеклянные воронки; бумажные фильтры; технические весы с разновесами.

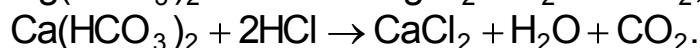
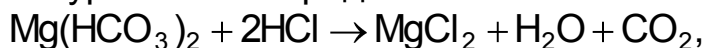
Опыт № 1. Определение карбонатной жесткости воды

Реактивы: пробы воды; раствор соляной кислоты HCl

$\left(c\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right)\right) = 0,1$ моль/л), метиловый оранжевый.



Определение основано на титровании пробы воды раствором соляной кислоты известной концентрации с индикатором метиловым оранжевым. Стехиометрические уравнения определения



Бюретку сполоснуть титрованным раствором соляной кислоты с молярной концентрацией $0,1$ моль/дм³ и заполнить её этим раствором до нулевого деления. Отмерить 100 см³ исследуемой воды, перенести в коническую колбу, добавить 3–4 капли индикатора метилоранжа и титровать раствором кислоты из бюретки

Рис. 5. Установка для титрования (рис. 5) до перехода желтой окраски раствора в оранжево-красную. Записать объем раствора соляной кислоты, пошедшей на титрование.

Опыт повторить, для расчета надо взять среднее значение объема кислоты в миллилитрах. Допустимое расхождение объемов раствора соляной кислоты при проведении параллельных опытов не должно превышать $0,1$ см³. Если расхождение выше, то опыт следует повторить.

По полученным данным рассчитать карбонатную (временную) жесткость воды, ммоль/дм³,

$$Ж_k = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot c(1/1\text{HCl})_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \quad (8)$$

где $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем воды и V_{HCl} – объем кислоты, брать в см³.

Опыт № 2. Определение общей жесткости воды

Реактивы: пробы воды; раствор трилона-Б

$c\left(\frac{1}{2}(\text{трилон Б})\right) = 0,1$ моль/дм³), метиловый оранжевый, щелочной буферный раствор (pH 10-12), индикатор эриохром темно-синий.

Определение общей жесткости воды основано на реакциях между трилоном-Б и солями общей жесткости воды (см. теоретическую часть).

Подготовленную бюретку наполнить титрованным раствором трилона-Б с молярной концентрацией эквивалента $0,1$ моль/дм³ до нулевого деления.

Отмерить цилиндром 100 см³ исследуемой воды (той же, что и в опыте № 1) и перенести в чистую коническую колбу. Прибавить к воде 5 см³ буферного раствора (рН 10-12), а затем 6 капель индикатора эриохром темно-синий.

К подготовленной пробе жесткой воды из бюретки по капле прибавлять раствор трилона-Б, хорошо взбалтывая после добавления каждой капли. Опыт продолжать до тех пор, пока красно-малиновая окраска индикатора не начнет изменяться в фиолетово-синюю.

Записать конечное положение уровня в бюретке. Найти объем трилона-Б, пошедший на титрование воды. Опыт повторить и для расчета взять среднее значение объема трилона-Б в см³.

Общую жесткость, ммоль/дм³, рассчитать по формуле

$$Ж_{общ} = \frac{V_{тр.Б} C_{(1/2тр.Б)} 1000}{V_{H_2O}}, \quad (9)$$

где $V_{тр.Б}$ – объем трилона-Б, затраченный на титрование пробы воды, см³; $C_{(1/2тр.Б)}$ – молярная концентрация эквивалента трилона-Б моль/дм³; V – объем воды, мл.

Взять объем воды и трилона-Б, так же как и в предыдущем опыте, см³. Найти постоянную (некарбонатную) жесткость воды:

$$Ж_{нк} = Ж_{общ} - Ж_{к}.$$

По величине общей жесткости дать заключение о группе жесткости воды: мягкая, средней жесткости, очень жесткая и т.д.

Опыт № 3. Умягчение воды реагентным методом.

По величине общей жесткости воды, полученной в опыте № 2, рассчитать количество соды Na_2CO_3 в граммах, необходимое для умягчения 250 см³ этой воды на 75 %. Для расчета использовать формулу (1).

Отмерить цилиндром 250 см³ исследуемой воды и перенести в колбу на 500 см³. Взвесить на весах необходимое количество соды и засыпать в воду для умягчения. Перемешивать содержимое колбы в течение нескольких минут. Для полноты протекания реакции и отстоя осадка выдержать колбу еще 5 минут. В осветленном слое отобрать 100 см³ воды и определить общую жесткость по методике опыта № 2. Определить эффект очистки по формуле, %,

$$\mathcal{E} = \frac{(Ж_{общ}^{нач.} - Ж_{общ}^{кон.}) 100}{Ж_{общ}^{нач.}}. \quad (10)$$

Сделайте вывод об эффективности данного метода умягчения воды.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Общая химия [Текст] : учеб. для технических направлений и спец. вузов / Н.В. Коровин. – М. : Высш. шк., 2009. – 558 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. для вузов / Н.Л. Глинка – Л. : Химия, 1990. – 650 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка ; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Л. : Химия, 1990. – 280 с.
4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст] : учеб. для вузов / Н.С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2001. – 743 с.
5. Киреев, В.А. Курс химии [Текст] : учеб. для вузов / В.А. Киреев. – М. : Высш. шк., 1975. – 236 с.
6. Толстоусов, В.Н. Задачник по количественному анализу [Текст] : учеб. пособие для вузов / В.Н. Толстоусов, С.М. Эфрос. – Л. : Химия, 1986. – 160 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ

ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ
ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ СОЕДИНЕНИЙ

| Формула соединения | Произведение растворимости | Формула соединения | Произведение растворимости |
|-------------------------------------|----------------------------|---|----------------------------|
| Бромиды | | Гидроксиды | |
| <i>AgBr</i> | $5,3 \cdot 10^{-13}$ | <i>Al(OH)₃</i> | $3,2 \cdot 10^{-34}$ |
| <i>Hg₂Br₂</i> | $5,8 \cdot 10^{-23}$ | <i>Ba(OH)₂</i> | $5,0 \cdot 10^{-3}$ |
| <i>PbBr₂</i> | $9,1 \cdot 10^{-6}$ | <i>Ca(OH)₂</i> | $6,5 \cdot 10^{-6}$ |
| Иодиды | | <i>Cd(OH)₂</i> | $2,2 \cdot 10^{-14}$ |
| <i>AgI</i> | $8,3 \cdot 10^{-17}$ | <i>Co(OH)₂</i> | $6,3 \cdot 10^{-15}$ |
| <i>BiI₃</i> | $8,1 \cdot 10^{-19}$ | <i>Co(OH)₃</i> | $4,0 \cdot 10^{-45}$ |
| <i>CuI</i> | $1,1 \cdot 10^{-12}$ | <i>Cr(OH)₃</i> | $6,3 \cdot 10^{-31}$ |
| <i>Hg₂I₂</i> | $4,5 \cdot 10^{-29}$ | <i>Cu(OH)₂</i> | $8,3 \cdot 10^{-20}$ |
| <i>PbI₂</i> | $1,1 \cdot 10^{-9}$ | <i>Fe(OH)₂</i> | $7,1 \cdot 10^{-16}$ |
| Карбонаты | | <i>Fe(OH)₃</i> | $6,3 \cdot 10^{-38}$ |
| <i>Ag₂CO₃</i> | $1,2 \cdot 10^{-12}$ | <i>Mg(OH)₂</i> | $6,0 \cdot 10^{-10}$ |
| <i>BaCO₃</i> | $4,0 \cdot 10^{-10}$ | <i>Mn(OH)₂</i> | $1,9 \cdot 10^{-13}$ |
| <i>CaCO₃</i> | $3,8 \cdot 10^{-9}$ | <i>Ni(OH)₂</i> | $2,0 \cdot 10^{-15}$ |
| <i>CdCO₃</i> | $1,0 \cdot 10^{-12}$ | <i>Pb(OH)₂</i> | $7,9 \cdot 10^{-16}$ |
| <i>CoCO₃</i> | $1,05 \cdot 10^{-10}$ | <i>Sn(OH)₂</i> | $6,3 \cdot 10^{-27}$ |
| <i>CuCO₃</i> | $2,5 \cdot 10^{-10}$ | <i>Sn(OH)₄</i> | $1,0 \cdot 10^{-57}$ |
| <i>FeCO₃</i> | $3,5 \cdot 10^{-11}$ | <i>Sr(OH)₂</i> | $3,2 \cdot 10^{-4}$ |
| <i>Hg₂CO₃</i> | $8,9 \cdot 10^{-17}$ | <i>Zn(OH)₂</i> | $1,4 \cdot 10^{-17}$ |
| <i>MgCO₃</i> | $2,1 \cdot 10^{-5}$ | Оксалаты | |
| <i>MnCO₃</i> | $1,8 \cdot 10^{-11}$ | <i>Ag₂C₂O₄</i> | $3,5 \cdot 10^{-11}$ |
| <i>NiCO₃</i> | $1,3 \cdot 10^{-7}$ | <i>BaC₂O₄</i> | $1,1 \cdot 10^{-7}$ |
| <i>PbCO₃</i> | $7,5 \cdot 10^{-14}$ | <i>CaC₂O₄</i> | $2,3 \cdot 10^{-9}$ |
| <i>SrCO₃</i> | $1,1 \cdot 10^{-10}$ | <i>SrC₂O₄</i> | $1,6 \cdot 10^{-7}$ |
| <i>ZnCO₃</i> | $1,4 \cdot 10^{-11}$ | Сульфиты | |
| Сульфаты | | <i>Ag₂SO₃</i> | $1,5 \cdot 10^{-14}$ |
| <i>Ag₂SO₄</i> | $1,6 \cdot 10^{-5}$ | <i>BaSO₃</i> | $8,0 \cdot 10^{-7}$ |
| <i>BaSO₄</i> | $1,1 \cdot 10^{-10}$ | <i>CaSO₃</i> | $3,2 \cdot 10^{-7}$ |
| <i>CaSO₄</i> | $2,5 \cdot 10^{-5}$ | <i>Hg₂SO₃</i> | $1,0 \cdot 10^{-27}$ |
| <i>Hg₂SO₄</i> | $6,8 \cdot 10^{-7}$ | <i>MgSO₃</i> | $3,0 \cdot 10^{-3}$ |
| <i>PbSO₄</i> | $1,6 \cdot 10^{-8}$ | <i>SrSO₃</i> | $4,0 \cdot 10^{-8}$ |
| <i>SrSO₄</i> | $3,2 \cdot 10^{-7}$ | Фосфаты | |
| Хлориды | | <i>Ag₃PO₄</i> | $1,3 \cdot 10^{-20}$ |
| <i>AgCl</i> | $1,78 \cdot 10^{-10}$ | <i>AlPO₄</i> | $5,8 \cdot 10^{-19}$ |

Окончание приложения

| Формула соединения | Произведение растворимости | Формула соединения | Произведение растворимости |
|--------------------|----------------------------|--------------------|----------------------------|
| Hg_2Cl_2 | $1,3 \cdot 10^{-18}$ | $Ba_3(PO_4)_2$ | $6,0 \cdot 10^{-39}$ |
| $PbCl_2$ | $1,6 \cdot 10^{-5}$ | $Ca_3(PO_4)_2$ | $2,0 \cdot 10^{-29}$ |
| Хроматы | | $CrPO_4$ | $1,0 \cdot 10^{-17}$ |
| Ag_2CrO_4 | $1,1 \cdot 10^{-12}$ | $FePO_4$ | $1,3 \cdot 10^{-22}$ |
| $BaCrO_4$ | $1,2 \cdot 10^{-10}$ | $Pb_3(PO_4)_2$ | $7,9 \cdot 10^{-43}$ |
| $CaCrO_4$ | $7,1 \cdot 10^{-4}$ | $Sr_3(PO_4)_2$ | $1,0 \cdot 10^{-31}$ |
| $PbCrO_4$ | $1,8 \cdot 10^{-14}$ | $Zn_3(PO_4)_2$ | $9,1 \cdot 10^{-33}$ |
| $SrCrO_4$ | $3,6 \cdot 10^{-5}$ | | |

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|--|----|
| ВВЕДЕНИЕ | 3 |
| Лабораторная работа № 1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ..... | 5 |
| Лабораторная работа № 2. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ | 16 |
| Лабораторная работа № 3. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ | 26 |
| Лабораторная работа № 4. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ | 35 |
| Лабораторная работа № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ..... | 47 |
| БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК | 54 |
| ПРИЛОЖЕНИЕ. ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ СОЕДИНЕНИЙ | 55 |

Учебное издание

Муромцева Елена Владимировна
Карпович Наталья Федоровна

ХИМИЯ В СПЕЦИАЛЬНЫХ РАЗДЕЛАХ

Методическое пособие по выполнению лабораторных работ

2-е издание, исправленное и дополненное

Редактор *А.А. Иванова*
Технический редактор *С.С. Заикина*

План 2014 г. Поз. 9.24. Подписано в печать 31.05.2014.
Уч.-изд. л. 3,5. Усл. печ. л. 3,2. Зак. 78. Тираж 100 экз. Цена 137 руб.

Издательство ДВГУПС
680021, г. Хабаровск, ул. Серышева, 47.



КАФЕДРА «НЕФТЕГАЗОВОЕ ДЕЛО, ХИМИЯ И ЭКОЛОГИЯ»

Е.В. Муромцева, Н.Ф. Карпович

ХИМИЯ

В СПЕЦИАЛЬНЫХ РАЗДЕЛАХ

Методическое пособие
по выполнению лабораторных работ

Хабаровск – 2014

