



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Н.Л. Медяник
Э.Р. Муллина
О.А. Мишурина

РАСТВОРЫ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума*

Магнитогорск
2019

УДК 544.35 (076.5)
ББК 24.1я7

Рецензенты:

начальник ПТО обогатительной фабрики
АО «Учалинский горно-обогатительный комбинат»
В.В. Закопайло

кандидат химических наук,
доцент кафедры прикладной и теоретической физики,
ФГБОУ ВО Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
В.А. Дозоров

Медяник Н.Л., Муллина Э. Р., Мишурина О.А.

Растворы [Электронный ресурс] : практикум / Надежда Леонидовна Медяник, Эльвира Ринатовна Муллина, Ольга Алексеевна Мишурина ; ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова». – Электрон. текстовые дан. (1,47 Мб). – Магнитогорск : ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2019. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем. требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS Windows XP и выше ; Adobe Reader 8.0 и выше ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь. – Загл. с титул. экрана.

Содержит изложение теоретического материала по разделу «Растворы». В практикуме рассмотрены примеры решения типовых задач и даны многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения. Практикум включает методику проведения лабораторных работ по данной теме и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторных работ. В практикуме приведены тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы по данному разделу. Практикум также включает необходимый справочный материал.

Практикум предназначен для обучающихся, изучающих дисциплины «Химия», «Физическая и коллоидная химия», «Аналитическая химия», а также для преподавателей, ведущих данные дисциплины.

УДК 544.35 (076.5)
ББК 24.1я7

© Медяник Н.Л., Муллина Э.Р., Мишурина О.А., 2019
© ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова», 2019

Содержание

ВВЕДЕНИЕ	5
1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ.....	6
1.1. Контрольные задания для самостоятельной работы.....	17
1.2. Задания повышенной сложности	24
1.3. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Приготовление растворов и установление их точной концентрации»....	25
1.4. Вопросы для самоконтроля.....	28
2. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	28
2.1. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабого электролита.....	28
2.1.1. Вычисление концентрации ионов и степени диссоциации слабого электролита	31
2.1.2. Вычисление константы диссоциации слабого электролита	32
2.1.3. Вычисления, связанные со смещением равновесия диссоциации слабого электролита	32
2.1.4. Контрольные задания для самостоятельной работы	33
2.1.5. Задания повышенной сложности	35
2.2. Сильные электролиты. Активность. Ионная сила.....	36
2.2.1. Контрольные задания для самостоятельной работы	39
2.3. Сильные электролиты. Изотонический коэффициент	40
2.3.1. Контрольные задания для самостоятельной работы	41
2.4. Реакции ионного обмена	42
2.4.2. Составление молекулярных уравнений по ионно-молекулярным.....	43
2.4.3. Контрольные задания для самостоятельной работы	45
2.4.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Электролитическая диссоциация».....	50
2.4.5. Вопросы для самоконтроля	52
2.5. Диссоциация воды. Водородный показатель	52
2.5.1. Ионное произведение воды	52
2.5.2. Водородный показатель	53
2.5.3. Примеры решения задач	54
2.5.4. Контрольные задания для самостоятельной работы	56
2.6. Гидролиз солей.....	59
2.6.1. Количественные характеристики процесса гидролиза.....	62
2.6.2. Примеры решения задач	64
2.6.3. Контрольные задания для самостоятельной работы	64

2.6.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Гидролиз солей»	66
2.6.5. Вопросы для самоконтроля	67
2.7. Производство растворимости.....	68
2.7.1. Контрольные задания для самостоятельной работы	72
2.7.2. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Смещение ионного равновесия в растворе малорастворимого электролита»..	75
2.7.3. Вопросы для самоконтроля	76
3. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ АУДИТОРНОЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ	77
4. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	90
ЗАКЛЮЧЕНИЕ	92
ГЛОССАРИЙ.....	93
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	94
ПРИЛОЖЕНИЯ	95
Приложение 1	95
Приложение 2	95
Приложение 3	95
Приложение 4	97

ВВЕДЕНИЕ

Практикум предназначен для обучающихся, изучающих дисциплины «Химия», «Физическая и коллоидная химия», «Аналитическая химия», а также может быть полезен преподавателям, ведущим данные дисциплины. Практикум содержит изложение теоретического материала по важнейшим темам раздела «Растворы»: «Способы выражения концентрации растворов» и «Растворы электролитов».

Рассмотрение именно этой тематики обусловлено тем, что в практической деятельности человек чаще всего имеет дело не с чистыми веществами, а с растворами. Все, что окружает нас - это растворы: питьевая вода, вода рек, озер, морей, грунтовые воды, минералы, напитки, лекарства. Все процессы, обеспечивающие жизнедеятельность человека, сводятся к химическим реакциям в водном растворе. В основе всех промышленных производств лежат процессы, протекающие в растворах. В связи с этим, изучение свойств растворов позволяет не только находить экономически эффективные, но и безопасные условия протекания производственных процессов.

В данном практикуме к каждой теме приводятся примеры решения типовых задач и даны многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения, поскольку приобретение навыков в решении задач является одним из критериев прочного усвоения дисциплин. Справочный материал, необходимый для решения задач, приводится в приложении.

Отличием данного практикума от уже существующих является наличие методик проведения лабораторных работ и контрольных вопросов для самостоятельной подготовки обучающихся к защите лабораторных работ, поскольку, лабораторные занятия — это одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса, имеющие целью практическое освоение обучающимися теоретического материала, овладение ими техникой экспериментальных исследований и анализа полученных результатов, а также привитие навыков работы с лабораторным оборудованием, контрольно-измерительными приборами и вычислительной техникой.

Помимо этого, авторами разработана система остаточного контроля знаний по изучаемому разделу, включающая совокупность теоретических вопросов и задач. А также представлен глоссарий, который включает в себя основные химические термины по данному разделу.

Практикум содержит дополнительную информацию к теоретическому материалу лекций. Предназначен для помощи обучающимся в освоении практических навыков и умений. Практикум способствует организации как аудиторной, так и самостоятельной работы обучающихся.

1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Концентрацией называют количественную характеристику раствора, определяющую относительное содержание в нём растворённого вещества и растворителя.

В химии общеприняты следующие способы выражения концентрации растворенного вещества в растворах:

- 1) массовая доля растворённого вещества;
- 2) молярная концентрация растворённого вещества;
- 3) молярная концентрация эквивалентов растворённого вещества;
- 4) моляльная концентрация растворённого вещества;
- 5) титр;
- 6) мольная доля растворённого вещества.

Массовая доля растворённого вещества B (символ - $\omega(B)$, безразмерная величина, выражается в долях единицы или процентах) - показывает, какую часть массы всего раствора составляет масса растворённого вещества.

Массовую долю $\omega(B)$ находят как отношение массы растворенного вещества $m(B)$ к массе всего раствора m_p :

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_p} \text{ [доли ед.]}; \quad (1)$$

$$\omega_{\%}(B) = \frac{m(B)}{m_p} \cdot 100\%, \text{ [\%]}. \quad (2)$$

Массу раствора m_p можно найти, зная объём раствора V_p (мл) и его плотность ρ (г/мл):

$$m_p = V_p \cdot \rho, \quad (3)$$

или, зная для раствора массу растворённого вещества $m(B)$ и массу растворителя m_s :

$$m_p = m(B) + m_s. \quad (4)$$

Пример 1. Раствор хлорида железа (III) объёмом 200 мл и плотностью 1,015 г/мл содержит 4,06 г FeCl_3 . Определите массовую долю FeCl_3 в растворе.

Дано:

$$V_p = 200 \text{ мл}$$

$$\rho = 1,015 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 4,06 \text{ г}$$

$$\omega(\text{FeCl}_3) - ?$$

Решение:

1. Найдём массу раствора:

$$m_p = V_p \cdot \rho = 1,015 \cdot 200 = 203,00 \text{ г.}$$

2. Найдём массовую долю FeCl_3 :

$$\omega(\text{FeCl}_3) = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{m_p} = 4,06 / 203,00 = 0,02.$$

Ответ: $\omega(\text{FeCl}_3) = 0,02$ (2%).

Молярная концентрация растворённого вещества B - молярность - показывает, какое количество растворённого вещества содержится в 1 л раствора (символ – $C(B)$; размерность - моль/л).

Молярную концентрацию $C(B)$ рассчитывают как отношение количества растворённого вещества $n(B)$ (моль) в растворе к объёму V_p (л) этого раствора:

$$C(B) = \frac{n(B)}{V_p} \cdot \left(\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right). \quad (5)$$

Количество растворённого вещества $n(B)$ находят, зная массу растворённого вещества $m(B)$ (г) и молярную массу растворённого вещества $M(B)$ (г/моль):

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} \quad [\text{моль}]. \quad (6)$$

Сокращённая форма записи единицы молярной концентрации: $M \equiv \text{моль/л}$. Например, 2 М раствор - двумолярный раствор – это раствор, в 1 л которого содержится 2 моль растворённого вещества, т.е. $C(B) = 2 \text{ моль/л}$.

Пример 2. Рассчитайте массу растворённого вещества в 300 мл 1,36 М раствора сульфата меди (II).

Дано:

$$V_p = 300 \text{ мл} = 0,3 \text{ л}$$

$$C(\text{CuSO}_4) = 1,36 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{CuSO}_4) - ?$$

Решение:

1. Найдём количество сульфата меди (II)

в 300 мл 1,36 М раствора:

$$n(\text{CuSO}_4) = C(\text{CuSO}_4) \cdot V_p = 1,36 \cdot 0,3 = 0,408 \text{ моль}$$

2. Рассчитаем молярную массу вещества:

$$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль}$$

3. Рассчитаем массу вещества:

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= M(\text{CuSO}_4) \cdot n(\text{CuSO}_4) = \\ &= 160 \cdot 0,408 = 65,28 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{CuSO}_4) = 65,28 \text{ г.}$

Молярная концентрация эквивалентов вещества B - нормальность, нормальная или эквивалентная концентрация - показывает, какое количество эквивалентов растворённого вещества B содержится в l л раствора (символ – $C(f_{\text{экв}}(B)B)$, размерность – *моль/л*; сокращённое обозначение единицы – «н.», $n \equiv \text{моль/л.}$).

Молярная концентрация эквивалентов вещества B - отношение количества эквивалентов вещества к объёму раствора (l):

$$C(f_{\text{экв}}(B)B) = \frac{n(f_{\text{экв}}(B)B)}{V(p)}. \quad (7)$$

Количество эквивалентов вещества рассчитывают как отношение его массы к молярной массе эквивалентов:

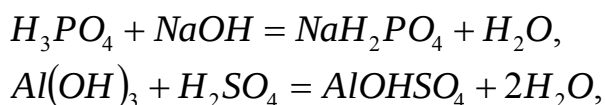
$$n(f_{\text{экв}}(B)B) = \frac{m(B)}{M(f_{\text{экв}}(B)B)}. \quad (8)$$

Молярная масса эквивалентов вещества B - масса одного моля эквивалентов этого вещества, равная произведению фактора эквивалентности $f_{\text{экв}}(B)$ на молярную массу вещества B :

$$M(f_{\text{экв}}(B)B) = f_{\text{экв}}(B) \cdot M(B). \quad (9)$$

В реакциях ионного обмена, протекающих с участием кислот и оснований, фактор эквивалентности вычисляется с учетом числа вступающих в реакцию катионов водорода кислоты или ионов гидроксидов основания, т. е. $f_{\text{экв}}$ находят по формуле $f_{\text{экв}} = 1/n$, где n - число катионов водорода H^+ или число гидроксильных групп OH^- , участвующих в кислотно-основной реакции.

Например, в реакциях, выражаемых уравнениями:



молярная масса эквивалентов ортофосфорной кислоты и гидроксида натрия равна их молярной массе ($n = 1$, $f_{\text{экв}} = 1$), т.к. в реакции участвует один катион H^+ и одна группа OH^- .

$$\begin{aligned} M(H_3PO_4) &= \frac{M(H_3PO_4)}{1} = 98 \text{ г/моль}; \\ M(NaOH) &= \frac{M(NaOH)}{1} = 40 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Молярная масса эквивалентов гидроксида алюминия и серной кислоты равна $1/2$ их молярной массы $n = 2$, $f_{\text{экв}} = 1/2$ из-за участия в реакции двух групп OH^- и двух катионов H^+ :

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Al}(\text{OH})_3\right) = \frac{78}{2} = 39 \text{ г/моль};$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

Фактор эквивалентности при вычислении молярной массы эквивалентов соли равен:

$$f_{\text{экв}}(\text{соли}) = \frac{1}{\left(\frac{\text{число катионов}}{\text{металла}}\right) \cdot \left(\frac{\text{заряд катионов}}{\text{металла}}\right)} \quad (10)$$

Так, молярная масса эквивалентов фосфата кальция равна

$$M\left(\frac{1}{6}\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\right) = \frac{1}{3 \cdot 2} \cdot M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{310,2}{6} = 51,7 \text{ г/моль}.$$

Массу вещества в растворе находят по формуле:

$$m(B) = C(f_{\text{экв}}(B)B) \cdot M(f_{\text{экв}}(B)B) \cdot V(p). \quad (11)$$

Молярную концентрацию эквивалентов выражают в тех же единицах, что и молярную концентрацию (в моль/дм^3 или в моль/л). Например, $C(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/л}$.

При использовании сокращенного обозначения молярной концентрации эквивалентов (нормальности) «н.» необходимо указать фактор эквивалентности. Например, $0,1 \text{ н. H}_2\text{SO}_4$ ($f_{\text{экв}} = 1/2$).

Использование термина «нормальная концентрация» имеет смысл, когда фактор эквивалентности меньше единицы. В тех случаях, когда $f_{\text{экв}} = 1$, надо пользоваться термином «молярная концентрация». Например, вместо $0,1 \text{ н. HCl}$ ($f_{\text{экв}} = 1$) следует писать $0,1 \text{ М HCl}$.

Перевод молярной концентрации эквивалентов в молярную концентрацию и обратно осуществляют по формуле:

$$C(B) = C(f_{\text{экв}}(B)B) \cdot f_{\text{экв}}(B). \quad (12)$$

Пример 3. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов сульфата железа (III) в растворе, полученном при растворении 60 г $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в 240 мл воды. Плотность раствора 1,181 г/мл.

Дано:

$$m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 60 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 240 \text{ мл}$$

$$\rho_p = 1,181 \text{ г/мл}$$

$$C(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = ?$$

Решение:

1. Найдём массу воды:

$$\text{т.к. } \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл, то } m(\text{H}_2\text{O}) = 240 \text{ г}$$

2. Найдём массу раствора:

$$m_p = m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = 60 + 240 = 300 \text{ г.}$$

3. Найдём объём раствора:

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{300}{1,181} = 254 \text{ мл} = 0,254 \text{ л.}$$

4. Рассчитаем молярную массу эквивалентов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$f_{\text{экв}}(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6};$$

$$M(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} \cdot 400 = 66,67 \text{ г/моль.}$$

5. Найдём количество эквивалентов вещества в растворе:

$$n(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{60}{66,67} = 0,9 \text{ моль.}$$

6. Рассчитаем молярную концентрацию эквивалентов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$C(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{n(\frac{1}{6}\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)}{V_p} = \frac{0,9}{0,254} = 3,543 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 3,543 моль/л.

Моляльная концентрация вещества B - моляльность - показывает, какое количество растворённого вещества B приходится на 1 кг растворителя (символ $C_m(B)$; размерность - моль/кг); сокращенное обозначение единицы – "m", $m \equiv \text{моль/кг}$.

Моляльность вещества B – $C_m(B)$ - рассчитывают как отношение количества вещества в растворе $n(B)$ к массе растворителя m_s (кг) в этом растворе:

$$C_m(B) = \frac{n(B)}{m_s} \left(\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right). \quad (13)$$

Массу растворителя можно найти, зная массу всего раствора m_p и массу растворённого вещества $m(B)$:

$$m_s = m_p - m(B). \quad (14)$$

Пример 4. Рассчитайте моляльность раствора сульфата железа (III), приведенного в примере 3.

Дано:

$$m(Fe_2(SO_4)_3) = 60 \text{ г}$$

$$V(H_2O) = 240 \text{ мл}$$

$$\rho_p = 1,181 \text{ г/мл}$$

$$C_m(Fe_2(SO_4)_3) = ?$$

Решение:

1. Найдём массу растворителя:

учитывая, что $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$, находим

$$m(H_2O) = 240 \text{ г} = 0,240 \text{ кг}.$$

2. Найдём количество $Fe_2(SO_4)_3$:

$$n(Fe_2SO_4)_3 = \frac{m(Fe_2(SO_4)_3)}{M(Fe_2(SO_4)_3)} = \frac{60}{400} = 0,15 \text{ моль}.$$

3. Рассчитаем моляльную концентрацию сульфата железа (III) в растворе:

$$C_m(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{n(Fe_2(SO_4)_3)}{m(H_2O)} = \frac{0,15}{0,240} = 0,625 \text{ моль/кг}.$$

Ответ: 0,625 моль/кг.

Титр вещества B это величина, показывающая, сколько граммов растворённого вещества B содержится в 1 мл раствора (символ – $T(B)$, размерность - г/мл).

Титр $T(B)$ рассчитывают как отношение массы растворенного вещества в растворе $m(B)$ (г) к объёму этого раствора V_p (мл):

$$T(B) = \frac{m(B)}{V_p} \left[\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right]. \quad (15)$$

Пример 5. Определите титр гидроксида калия в 11 %-ом растворе КОН. Плотность раствора 1,10 г/мл.

Дано:

$$\omega(KOH) = 11\%$$

$$\rho_p = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$T(KOH) = ?$$

Решение:

Пусть масса раствора $m_p = 100 \text{ г}$, тогда по определению массовой доли $m(KOH) = 11 \text{ г}$.

1. Найдём объём 100 г раствора:

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{100}{1,10} = 90,9 \text{ мл}.$$

2. Рассчитаем титр КОН:

$$T(KOH) = \frac{m(KOH)}{V_p} = \frac{11}{90,9} = 0,12 \text{ г/мл}.$$

Ответ: 0,12 г/мл.

Мольная доля растворённого вещества B (символ - $\chi(B)$, безразмерная величина) показывает, какую часть от суммарного количества всех веществ, входящих в состав раствора, составляет количество вещества B :

$$\chi(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}, \text{ где } \sum n_i = n(B) + n_s + \dots + n_i. \quad (16)$$

Пример 6. Рассчитайте мольную долю каждого вещества в 11 %-м растворе КОН.

Дано:

$$\omega(\text{KOH}) = 11\%$$

$$\chi(\text{KOH}) = ?$$

Решение:

В 100 г раствора масса гидроксида калия $m(\text{KOH}) = 11$ г; масса воды $m(\text{H}_2\text{O}) = 89$ г.

1. Найдём молярные массы веществ:

$$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ г/моль},$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль}.$$

2. Найдём количества веществ в растворе:

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{11}{56} = 0,196 \text{ моль},$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{89}{18} = 4,944 \text{ моль},$$

$$\sum n_i = n(\text{KOH}) + n(\text{H}_2\text{O}) = 0,196 + 4,944 = 5,140 \text{ моль}.$$

3. Рассчитаем мольные доли веществ:

$$\chi(\text{KOH}) = \frac{n(\text{KOH})}{\sum n_i} = \frac{0,196}{5,140} = 0,038,$$

$$\chi(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{\sum n_i} = \frac{4,944}{5,140} = 0,962.$$

Сумма мольных долей всех веществ раствора равна единице:

$$\sum \chi_i = 1.$$

Ответ: $\chi(\text{KOH}) = 0,038$; $\chi(\text{H}_2\text{O}) = 0,962$.

Зная значение одной из концентраций, можно рассчитать все остальные виды концентраций. Для такого **пересчёта концентраций** необходимо выбрать определённое количество раствора или растворителя. Если известны $C(B)$, $C(f_{\text{экв}}(B)B)$ или $T(B)$, удобнее взять для расчётов 1 л (1000 мл) раствора, для $\omega(B)$ - 100 г раствора, а для $C_m(B)$ - 1 кг растворителя. Для растворённого

вещества следует рассчитать $m(B)$, $n(B)$, $n(f_{\text{экв}}(B)B)$, для растворителя - m_s , n_s , а для раствора в целом - m_p , V_p и $\sum n_i$.

Пример 7. Плотность 0,804 т раствора K_2CO_3 равна 1,09 г/мл. Для растворенного вещества карбоната калия K_2CO_3 рассчитайте все известные концентрации.

Дано:

$$C_m(K_2CO_3) = 0,804 \text{ моль/кг}$$

$$\omega(K_2CO_3) = ?$$

$$C(K_2CO_3) = ?$$

$$C(\frac{1}{2}K_2CO_3) = ?$$

$$T(K_2CO_3) = ?$$

$$\chi(K_2CO_3) = ?$$

Решение:

Молярная концентрация K_2CO_3 $\rho = 1,09 \text{ г/мл}$

равна 0,804 моль/кг. Тогда на 1 кг

растворителя приходится 0,804 моль K_2CO_3 ,

и для пересчёта концентраций удобно принять массу растворителя:

$$m_s = m(H_2O) = 1 \text{ кг} = 1000 \text{ г}.$$

Количество карбоната калия K_2CO_3 по определению молярной концентрации равно $n(K_2CO_3) = 0,804 \text{ моль}$

1. Рассчитаем молярную массу K_2CO_3 :

$$M(K_2CO_3) = 2 \cdot 39 + 12 + 3 \cdot 16 = 138 \text{ г/моль}.$$

2. Рассчитаем молярную массу эквивалентов K_2CO_3 :

$$f_{\text{экв}}(K_2CO_3) = \frac{1}{2};$$

$$M(\frac{1}{2}K_2CO_3) = \frac{1}{2} M(K_2CO_3) = \frac{1}{2} \cdot 138 = 69 \text{ г/моль}.$$

3. Найдём массу растворённого вещества:

$$m(K_2CO_3) = M(K_2CO_3) \cdot n(K_2CO_3) = 138 \cdot 0,804 = 111 \text{ г}.$$

4. Найдём количество эквивалентов K_2CO_3 в растворе:

$$n(\frac{1}{2}K_2CO_3) = \frac{n(K_2CO_3)}{f_{\text{экв}}(K_2CO_3)} = \frac{0,804}{1/2} = 1,608 \text{ моль}.$$

5. Найдём массу раствора:

$$m_p = m(K_2CO_3) + m(H_2O) = 111 + 1000 = 1111 \text{ г}.$$

6. Найдём объем раствора:

$$V_p = \frac{m_p}{\rho_p} = \frac{1111}{1,09} = 1019 \text{ мл} = 1,019 \text{ л}.$$

7. Определим количество вещества растворителя в растворе:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000}{18} = 55,556 \text{ моль}.$$

8. Найдём общее количество всех веществ в растворе:

$$\sum n_i = n(K_2CO_3) + n(H_2O) = 0,804 + 55,556 = 56,360 \text{ моль.}$$

Таким образом, мы определили все необходимые для расчетов характеристики:

- для растворённого вещества:

$$m(K_2CO_3) = 111 \text{ г};$$

$$n(K_2CO_3) = 0,804 \text{ моль};$$

$$n(\frac{1}{2} K_2CO_3) = 1,608 \text{ моль};$$

- для растворителя:

$$m(H_2O) = 1000 \text{ г};$$

$$n(H_2O) = 55,556 \text{ моль};$$

- для раствора в целом:

$$m_p = 1111 \text{ г};$$

$$V_p = 1019 \text{ мл} = 1,019 \text{ л};$$

$$\sum n_i = 56,360 \text{ моль.}$$

Подставим найденные значения в формулы для расчета концентрации:

$$\omega(K_2CO_3) = \frac{m(K_2CO_3)}{m_p} = \frac{111}{1111} = 0,10 \quad (10\%);$$

$$C(K_2CO_3) = \frac{n(K_2CO_3)}{V_p} = \frac{0,804}{1,019} = 0,79 \text{ моль/л};$$

$$C(\frac{1}{2} K_2CO_3) = \frac{n(\frac{1}{2} K_2CO_3)}{V_p} = \frac{1,608}{1,019} = 1,58 \text{ моль/л};$$

$$T(K_2CO_3) = \frac{m(K_2CO_3)}{V_p} = \frac{111}{1019} = 0,109 \text{ г/мл};$$

$$\chi(K_2CO_3) = \frac{n(K_2CO_3)}{\sum n_i} = \frac{0,804}{56,360} = 0,014;$$

$$\chi(H_2O) = \frac{n(H_2O)}{\sum n_i} = \frac{55,556}{56,360} = 0,986.$$

Ответ: $\omega(K_2CO_3) = 0,10 \quad (10\%); \quad C(K_2CO_3) = 0,79 \text{ моль/л}; \quad C(\frac{1}{2} K_2CO_3) = 1,58 \text{ моль/л};$

$$T(K_2CO_3) = 0,109 \text{ г/мл}; \quad \chi(K_2CO_3) = 0,014; \quad \chi(H_2O) = 0,986.$$

Приготовление раствора определенной концентрации

Приготовить водный раствор какого-либо вещества можно в результате одной из следующих операций:

- 1) растворения безводного вещества в воде;
- 2) растворения кристаллогидрата в воде;
- 3) разбавления более концентрированного раствора;
- 4) смешения растворов разных концентраций и т.д.

Для приготовления раствора заданной концентрации необходимо произвести соответствующие расчёты.

Пример 8. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ и воды необходимо взять для приготовления 500 г раствора с массовой долей CoCl_2 0,13?

Дано:

$$m_p = 500 \text{ г}$$

$$\omega(\text{CoCl}_2) = 0,13 \text{ (13\%)}$$

$$m(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

1. Найдём массу CoCl_2 в 500 г 13%-ного

раствора:

$$m(\text{CoCl}_2) = \omega(\text{CoCl}_2) \cdot m_p = 0,13 \cdot 500 = 65 \text{ г.}$$

2. Рассчитаем молярную массу CoCl_2 :

$$M(\text{CoCl}_2) = 59 + 2 \cdot 35,5 = 130 \text{ г/моль.}$$

3. Найдём количество CoCl_2 в растворе:

$$n(\text{CoCl}_2) = \frac{m(\text{CoCl}_2)}{M(\text{CoCl}_2)} = \frac{65}{130} = 0,5 \text{ моль.}$$

4. Из формулы видно, что при растворении 1 моль кристаллогидрата $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ образуется 1 моль CoCl_2 , т.е.

$$n(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CoCl}_2) = 0,5 \text{ моль.}$$

5. Найдём молярную массу кристаллогидрата:

$$M(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 130 + 6 \cdot 18 = 238 \text{ г/моль.}$$

6. Найдём массу $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления раствора:

$$m(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = M(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 238 \cdot 0,5 = 119 \text{ г.}$$

7. Найдём массу воды, необходимой для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_p - m(\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 500 - 119 = 381 \text{ г.}$$

Ответ: 119 г $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ и 381 г H_2O .

Пример 9. Сколько миллилитров 96%-го раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25 М раствора?

Дано:

Имеется раствор:

$$\omega^0(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\% (0,96)$$

$$\rho^0 = 1,84 \text{ г/мл}$$

Требуется приготовить раствор:

$$V_p = 2 \text{ л}$$

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль/л}$$

$$V_p = ?$$

Решение:

1. Найдём массу серной кислоты, содержащейся в 2 л 0,25 М раствора:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_p = 0,25 \cdot 98 \cdot 2 = 49 \text{ г.}$$

2. Найдём массу 96%-го раствора, содержащего столько же растворённого вещества:

$$m^0 = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega^0(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{49}{0,96} = 51 \text{ г.}$$

3. Найдём объём 96%-го раствора, содержащего 51 г серной кислоты:

$$V_p^0 = \frac{m_p^0}{\rho^0} = \frac{51}{1,84} = 27,7 \text{ мл} (28 \text{ мл}).$$

Ответ: 28 мл.

Пример 10. Сколько миллилитров концентрированного раствора соляной кислоты с плотностью 1,18 г/мл следует добавить к 500 мл 5 %-го раствора с плотностью 1,025 г/мл, чтобы концентрация HCl в растворе возросла до 10 %?

Дано:

1-й раствор:

$$V_{1p} = 500 \text{ мл}$$

$$\omega_1(\text{HCl}) = 0,05 (5\%)$$

$$\rho_1 = 1,025 \text{ г/мл}$$

2-й раствор:

$$\omega_2(\text{HCl}) = 0,36 (36\%)$$

$$\rho_2 = 1,18 \text{ г/мл}$$

Полученный

3-й раствор:

$$\omega_3(\text{HCl}) = 0,10 (10\%)$$

$$V_{2p} = ?$$

Решение:

Для полученного раствора:

$$m_{3p} = m_{1p} + m_{2p};$$

$$m_3(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) + m_2(\text{HCl}).$$

1. Определим для 1-го раствора:

а) массу раствора:

$$m_{1p} = \rho_1 \cdot V_{1p} = 1,025 \cdot 500 = 512,5 \text{ г};$$

б) массу растворённого вещества:

$$m_1(\text{HCl}) = \omega_1(\text{HCl}) \cdot m_{1p} = 0,05 \cdot 512,5 = 25,6 \text{ г}.$$

2. Обозначим объём добавленного (2-го) раствора за x : $V_{2p} = x(\text{мл})$.

3. Выразим для 2-го раствора:

а) массу раствора:

$$m_{2p} = \rho_2 \cdot V_{2p} = 1,18 \cdot x (\text{г});$$

б) массу растворённого вещества:

$$m_2(\text{HCl}) = \omega_2 \cdot m_{2p} = 0,36 \cdot 1,18 \cdot x = 0,42 \cdot x (\text{г}).$$

4. Выразим для полученного раствора:

а) массу раствора:

$$m_{3p} = m_{1p} + m_{2p} = 512,5 + 1,18 \cdot x (\text{г});$$

б) массу растворённого вещества:

$$m_3(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) + m_2(\text{HCl}) = 25,6 + 0,42 \cdot x (\text{г}).$$

5. Запишем выражение для массовой доли полученного раствора:

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m_3(\text{HCl})}{m_{3p}};$$
$$0,1 = \frac{25,6 + 0,42 \cdot x}{512,5 + 1,18 \cdot x}.$$

Отсюда, решая уравнение, получаем: $x = 88,2$, т.е. $V_{2p} = 88,2 \text{ мл} \approx 88 \text{ мл}$.

Ответ: $\approx 88 \text{ мл}$.

1.1. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Рассчитайте:

- а) массовую растворенного вещества;
 - б) молярную концентрацию растворенного вещества;
 - в) молярную концентрацию эквивалентов;
 - г) моляльность;
 - д) мольную долю растворенного вещества и растворителя;
 - е) титр раствора,
- если:

1.1. В воде объемом 100 мл растворили $0,125$ моль йодноватой кислоты HIO_3 . Плотность полученного раствора $\rho = 1,174\text{ г/мл}$.

1.2. В воде массой $172,8\text{ г}$ растворили газообразный аммиак массой $19,2\text{ г}$ и получили нашатырный спирт, плотность которого равна $\rho = 0,96\text{ г/мл}$.

Растворенное вещество - гидроксид аммония NH_4OH .

1.3. В 2350 г раствора нитрата железа (III) плотностью $\rho = 1,175\text{ г/мл}$ содержится $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в количестве $1,95$ моль.

1.4. В 2 л раствора гидроксида кальция содержится $478,8\text{ г}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Плотность раствора $\rho = 1,14\text{ г/мл}$.

1.5. Растворимость сульфата алюминия при 20°C равна $36,4\text{ г}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в 100 г воды. Плотность насыщенного раствора $\rho = 1,32\text{ г/мл}$.

1.6. В 640 мл воды растворили 160 г хлорида железа (III) FeCl_3 . Плотность полученного раствора составляет $\rho = 1,032\text{ г/мл}$.

1.7. Из 108 г воды и 27 г сульфата железа (II) приготовили раствор, объем которого составил $111,2\text{ мл}$.

1.8. В растворе ортофосфорной кислоты массой 1200 г и плотностью $\rho = 1,153\text{ г/мл}$ содержится 312 г H_3PO_4 .

1.9. В растворе нитрата натрия объемом 300 мл и плотностью $\rho = 1,01\text{ г/мл}$ содержится $0,06$ моль NaNO_3 .

1.10. В $85,6\text{ мл}$ воды растворили $1,07$ моль плавиковой кислоты HF . Плотность полученного раствора $\rho = 1,070\text{ г/мл}$.

1.11. В 335 г раствора хлорида олова (II) с плотностью $\rho = 1,415\text{ г/мл}$ содержится 135 г хлорида олова (II) SnCl_2 .

1.12. В растворе хлорида кальция объемом 200 мл и плотностью $\rho = 1,12\text{ г/мл}$ содержится $0,28$ моль хлорида кальция CaCl_2 .

1.13. В $5,6\text{ л}$ воды растворили 30 моль нитрата аммония NH_4NO_3 . Плотность полученного раствора $\rho = 1,128\text{ г/мл}$.

1.14. Из $156,2\text{ г}$ воды и $88,0\text{ г}$ азотной кислоты HNO_3 приготовили раствор азотной кислоты объемом 200 мл .

1.15. В растворе сульфата железа (III) объемом 800 мл и плотностью $\rho = 1,181\text{ г/мл}$ содержится 189 г $\text{Fe}_2(\text{SO})_4$.

1.16. В 2450 г раствора сульфата натрия, плотность которого $\rho = 1,115$ г/мл, содержится 3,14 моль Na_2SO_4

1.17. В 100 мл воды растворили 25 г бромида натрия NaBr и получили раствор с плотностью $\rho = 1,175$ г/мл.

1.18. Из 4568 г воды и 1612 г гидроксида калия KOH приготовили раствор с плотностью $\rho = 1,24$ г/мл.

1.19. В 150 г раствора сульфата аммония, плотность которого $\rho = 1,057$ г/мл, содержится 1,5 г сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

1.20. В растворе сульфата хрома (III) объемом 1800 мл и плотностью $\rho = 1,096$ г/мл содержится 0,5 моль сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задача 2

2.1. Для раствора нитрата стронция $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ с плотностью $\rho = 1,048$ г/мл и титром 0,0636 г/мл рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, мольную долю растворенного вещества.

2.2. Для раствора сульфата лития с массовой долей Li_2SO_4 0,1 и плотностью $\rho = 1,086$ г/мл рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, мольную долю растворенного вещества.

2.3. Молярность раствора карбоната калия K_2CO_3 с плотностью $\rho = 1,414$ г/мл равна 4,1 моль/л. Рассчитайте: массовую долю K_2CO_3 , молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, мольную долю растворенного вещества.

2.4. Для 3,95 н. раствора хлорида аммония NH_4Cl , плотность которого $\rho = 1,056$ г/мл, рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, титр, моляльность, мольную долю растворенного вещества.

2.5. Для раствора хлорида цинка ZnCl_2 плотностью $\rho = 1,292$ г/мл, титр которого равен 0,3876, рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, мольную долю растворенного вещества.

2.6. Для 0,736 т раствора сульфата марганца (II) MnSO_4 плотностью $\rho = 1,102$ г/мл рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр, мольную долю растворенного вещества.

2.7. Молярная концентрация эквивалентов в растворе хлорида калия KCl плотностью $\rho = 1,023$ г/мл равна 0,55. Рассчитайте: молярную концентрацию, массовую долю, моляльность, титр, мольную долю растворенного вещества.

2.8. Рассчитайте для 0,7 М раствора хлорида натрия NaCl с плотностью $\rho = 1,026$ г/мл: массовую долю, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, мольную долю растворенного вещества.

2.9. Плотность водного раствора соды, массовая доля Na_2CO_3 в котором составляет 6 %, равна $\rho = 1,060$ г/мл. Рассчитайте: молярную концентрацию,

молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.10. Плотность $1,071 \text{ г/мл}$ раствора сульфата железа (III) равна $\rho = 1,307 \text{ г/мл}$. Рассчитайте: массовую долю $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.11. Плотность водного 20 %-го (по массе) раствора нитрата серебра AgNO_3 равна $1,194 \text{ г/мл}$. Рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.12. Массовая доля сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в растворе плотностью $\rho = 1,019 \text{ г/мл}$ равна 0,06. Рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.13. В растворе хлорида бария плотностью $\rho = 1,034 \text{ г/мл}$ молярная концентрация эквивалентов BaCl_2 равна 0,4 моль/л. Рассчитайте: молярную концентрацию, массовую долю, моляльность, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.14. Для раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ плотностью $\rho = 1,026 \text{ г/мл}$, моляльная концентрация которого равна 0,142 моль/кг, рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.15. Титр раствора бромида калия KBr с плотностью $1,074 \text{ г/мл}$ равен 0,1071. Рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, молярную долю растворенного вещества.

2.16. Плотность водного 0,31 М раствора хлорида алюминия AlCl_3 равна $1,034 \text{ г/мл}$. Рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию эквивалентов, титр, моляльность, молярную долю растворенного вещества.

2.17. Для 0,4 М раствора сульфата меди (II) CuSO_4 с плотностью $\rho = 1,062 \text{ г/мл}$ рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию эквивалентов, моляльность, титр, молярную долю растворенного вещества.

2.18. Плотность 2,4 н. раствора нитрата свинца (II) равна $1,328 \text{ г/мл}$. Рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, моляльность, титр, молярную долю $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в растворе.

2.19. Моляльность раствора хлорида железа (III) плотностью $\rho = 1,015 \text{ г/мл}$ равна 0,126. Рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр, молярную долю FeCl_3 в растворе.

2.20. Для раствора перманганата калия плотностью $\rho = 1,027 \text{ г/мл}$ титр равен 0,0411. Рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов ($f_{\text{экв}} = \frac{1}{5}$), моляльность, молярную долю KMnO_4 в растворе.

Задача 3

3.1. Какой объем концентрированного раствора едкого натра с массовой долей NaOH 0,234 и плотностью $\rho = 1,260 \text{ г/мл}$ и воды потребуется для приготовления 500 мл 1 М раствора NaOH ($\rho = 1,042 \text{ г/мл}$)?

3.2. Какой объем 0,3 н. раствора хлорида меди (II) ($\rho = 1,017 \text{ г/мл}$) можно получить из 75 мл 2,47 М раствора CuCl_2 ($\rho = 1,278 \text{ г/мл}$)? Рассчитайте массу растворенного вещества и воды в приготовленном растворе.

3.3. Какой объем воды необходимо добавить к 45 мл концентрированного 20 %-го (по массе) раствора сульфата хрома (III) ($\rho = 1,222 \text{ г/мл}$), чтобы получить 0,106 М раствор ($\rho = 1,039 \text{ г/мл}$)? Рассчитайте массовую долю $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ в полученном растворе.

3.4. К 100, мл 3,3 н. раствора нитрата алюминия ($\rho = 1,175 \text{ г/мл}$) добавили 350 мл воды. Определите массовую долю $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и молярную концентрацию приготовленного раствора ($\rho = 1,039 \text{ г/мл}$).

3.5. Какой объем 63 %-го (по массе) раствора азотной кислоты ($\rho = 1,38 \text{ г/мл}$) и воды потребуется для приготовления 5 л 2 н. раствора HNO_3 ($\rho = 1,066 \text{ г/мл}$)?

3.6. Какой объем раствора с массовой долей LiNO_3 0,04 ($\rho = 1,029 \text{ г/мл}$) можно получить из 25 мл 4,4 М раствора нитрата лития ($\rho = 1,169 \text{ г/мл}$)? Рассчитайте молярную концентрацию разбавленного раствора.

3.7. Какой объем воды необходимо добавить к 45 мл раствора хлорной кислоты с массовой долей HClO_4 18 % и плотностью $\rho = 1,113 \text{ г/мл}$, чтобы получить 10 %-й (по массе) раствор кислоты ($\rho = 1,060 \text{ г/мл}$). Рассчитайте молярную концентрацию полученного раствора.

3.8. К 230 мл 1,53 М раствора сульфата цинка ($\rho = 1,232 \text{ г/мл}$) добавили 500 мл воды. Для приготовленного раствора ($\rho = 1,073 \text{ г/мл}$) рассчитайте массовую долю ZnSO_4 и молярную концентрацию эквивалентов.

3.9. Какой объем 1,29 М раствора нитрата кобальта (II) ($\rho = 1,184 \text{ г/мл}$) и воды потребуется для приготовления 200 мл 5 %-го (по массе) раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ($\rho = 1,041 \text{ г/мл}$)?

3.10. Какой объем 0,33 М раствора нитрата свинца ($\rho = 1,094 \text{ г/мл}$) можно получить из 35 мл 1,21 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($\rho = 1,336 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

3.11. Какой объем воды следует добавить к 100 мл 1,37 М раствора бромиды хрома (III) ($\rho = 1,34 \text{ г/мл}$), чтобы получить раствор с массовой долей CrBr_3 0,06 ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$). Рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов для получения раствора.

3.12. К 5 мл 30 %-го (по массе) раствора пероксида водорода H_2O_2 ($\rho = 1,1122 \text{ г/мл}$) прилили 50 мл воды. Рассчитайте массовую долю H_2O_2 и молярную концентрацию полученного раствора ($\rho = 1,0095 \text{ г/мл}$).

3.13. Какой объем концентрированного 0,98 М раствора бромиды алюминия ($\rho = 1,193 \text{ г/мл}$) и воды потребуется для приготовления 200 мл раствора с массовой долей AlBr_3 0,04 ($\rho = 1,029 \text{ г/мл}$)?

3.14. Какой объем раствора с массовой долей NH_4Cl 0,04 ($\rho = 1,0107 \text{ г/мл}$) можно приготовить из 150 мл 22 %-го (по массе) раствора хлорида аммония ($\rho = 1,0621 \text{ г/мл}$)? Рассчитайте молярную концентрацию полученного раствора.

3.15. Какой объем воды необходимо добавить к 400 мл 3,7 н. раствора хлорида кобальта (II) ($\rho = 1,20 \text{ г/мл}$), чтобы получить раствор, молярность которого равна 0,49 ($\rho = 1,055 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массовую долю CoCl_2 в полученном растворе.

3.16. К 15 мл раствора сульфата кадмия с массовой долей CdSO_4 0,1 и плотностью $\rho = 1,102 \text{ г/мл}$ прилили 25 мл воды. Рассчитайте молярную концентрацию и массовую долю CdSO_4 в приготовленном растворе ($\rho = 1,038 \text{ г/мл}$).

3.17. Какой объем 1 М раствора хлорида хрома (III) ($\rho = 1,1316 \text{ г/мл}$) необходимо взять для приготовления 0,3 л 0,385 н. раствора CrCl_3 ($\rho = 1,0166 \text{ г/мл}$)? Определите массовую долю CrCl_3 в приготовленном растворе.

3.18. Какой объем 0,6 н. раствора сульфата калия ($\rho = 1,039 \text{ г/мл}$) можно получить из 150 мл 10 %-го (по массе) раствора K_2SO_4 ($\rho = 1,081 \text{ г/мл}$). Рассчитайте массу вещества и воды в приготовленном растворе.

3.19. Какой объем воды необходимо добавить к 145 мл 6,8 М раствора бромоводородной кислоты HBr ($\rho = 1,37 \text{ г/мл}$), чтобы получить 0,51 н. раствор ($\rho = 1,028 \text{ г/мл}$)? Рассчитайте титр полученного раствора.

3.20. К 185 мл 3,24 н. раствора хлорида бериллия ($\rho = 1,080 \text{ г/мл}$) прилили 400 мл воды. Для приготовленного раствора рассчитайте массовую долю BeCl_2 и моляльность.

Задача 4

4.1. Какой объем 3,3 н. раствора сульфата никеля NiSO_4 ($\rho = 1,19 \text{ г/мл}$) следует добавить к 200 мл 0,66 М раствора ($\rho = 1,08 \text{ г/мл}$), чтобы получить 12 %-й (по массе) раствор NiSO_4 ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$)? Для полученного раствора рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.2. Какой объем 0,51 М раствора ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$) гидроксида натрия необходимо взять, чтобы при добавлении к нему 16,5 г твердого NaOH массовая доля гидроксида натрия возросла до 11 %? Для полученного раствора ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$) рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.3. К 1149 мл 2,87 М раствора соляной кислоты HCl ($\rho = 1,047 \text{ г/мл}$) прилили 1047 мл 9,44 М раствора HCl ($\rho = 1,149 \text{ г/мл}$). Для полученного раствора ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$) рассчитайте: массовую долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.4. В лаборатории имеются: 60 %-й (по массе) раствор ($\rho = 1,5 \text{ г/мл}$) и 30 %-й (по массе) раствор ($\rho = 1,2 \text{ г/мл}$) серной кислоты H_2SO_4 . Какой объем каждого раствора нужно взять, чтобы при их смешении получить 240 г раствора с массовой долей H_2SO_4 0,5 ($\rho = 1,4 \text{ г/мл}$)? Для полученного раствора

рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.5. При охлаждении насыщенного при 100°C раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ до 20°C выкристаллизовалось 100 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и получился раствор ($\rho = 1,068 \text{ г/мл}$) объемом 264 мл , массовая доля $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, в котором составляет $0,1$. Определите растворимость $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при 100°C (в граммах на 100 г воды). Рассчитайте для полученного после охлаждения раствора: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.6. Какой объем раствора бромида цинка ($\rho = 1,2 \text{ г/мл}$), титр которого равен $0,24 \text{ г/мл}$, необходимо добавить к 400 мл $0,56 \text{ н.}$ раствора ZnBr_2 ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$), чтобы массовая доля бромида цинка в растворе стала равной 10% ? Для полученного раствора ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$) рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.7. Какой объем $0,5 \text{ н.}$ раствора оксалата натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\rho = 1,03 \text{ г/мл}$) необходимо взять, чтобы при добавлении к нему $7,07 \text{ г}$ $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ титр стал равным $0,108 \text{ г/мл}$? Для полученного раствора ($\rho = 1,08 \text{ г/мл}$) рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, массовую долю $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, титр.

4.8. Смешали два раствора сульфата кадмия CdSO_4 : 500 мл 25% -го (по массе) ($\rho = 1,289 \text{ г/мл}$) и 550 мл 40% -го (по массе) ($\rho = 1,574 \text{ г/мл}$). Для полученного раствора ($\rho = 1,430 \text{ г/мл}$) рассчитайте: массовую долю CdSO_4 , молярную концентрацию, моляльную концентрацию, титр.

4.9. В лаборатории имеются растворы красной кровяной соли, титр $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в которых составляет $0,041 \text{ г/мл}$ ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$) и $0,151 \text{ г/мл}$ ($\rho = 1,08 \text{ г/мл}$). Какие объемы растворов необходимо смешать, чтобы получился раствор объемом 200 мл с массовой долей $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $0,1$ и плотностью $\rho = 1,05 \text{ г/мл}$? Для полученного раствора рассчитайте: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.10. При охлаждении $2,4 \text{ кг}$ насыщенного при 45°C раствора бромида калия KBr ($\rho = 1,4 \text{ г/мл}$) выделилось 400 г твердого KBr и получился раствор, в котором на 100 г воды приходится 50 г KBr . Рассчитайте для исходного раствора: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, массовую долю KBr , титр.

4.11. Какой объем раствора вольфрамата натрия ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$), титр Na_2WO_4 в котором равен $0,11 \text{ г/мл}$, необходимо взять, чтобы при добавлении к нему 30 г Na_2WO_4 молярная концентрация стала равной $0,63 \text{ моль/л}$? Для полученного раствора ($\rho = 1,16 \text{ г/мл}$) рассчитайте: массовую долю Na_2WO_4 , молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.12. В лаборатории имеются $0,84 \text{ н.}$ ($\rho = 1,08 \text{ г/мл}$) и $1,82 \text{ н.}$ ($\rho = 1,16 \text{ г/мл}$) растворы ацетата бария $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Какой объем каждого раствора нужно взять, чтобы после их смешения получить 250 мл 14% -го (по массе) раствора $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$)? Для полученного раствора рассчитайте: молярную

концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.13. К 577 мл 0,51 М раствора ($\rho = 1,04$ г/мл) перхлората натрия NaClO_4 прилили 336 мл раствора ($\rho = 1,19$ г/мл), титр NaClO_4 в котором равен 0,3094 г/мл. Для полученного раствора ($\rho = 1,09$ г/мл) рассчитайте: массовую долю NaClO_4 , молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию, титр.

4.14. При упаривании 1,76 М раствора ($\rho = 1,1$ г/мл) хлорной кислоты HClO_4 из него испарилось 3,35 моль воды и получился 2 М раствор ($\rho = 1,113$ г/мл). Определите для исходного раствора: объём, молярную концентрацию эквивалентов, массовую долю HClO_4 моляльную концентрацию, титр.

4.15. Какой объём 1,3 М раствора молибдата натрия Na_2MoO_4 ($\rho = 1,217$ г/мл) нужно добавить к 150 мл 8 %-го (по массе) раствора Na_2MoO_4 ($\rho = 1,071$ г/мл), чтобы получить раствор, титр Na_2MoO_4 в котором равен 0,184 г/мл? Для полученного раствора ($\rho = 1,15$ г/мл) рассчитайте: массовую долю Na_2MoO_4 , молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, моляльную концентрацию.

4.16. Какой объём 1 %-го (по массе) раствора силиката натрия Na_2SiO_3 ($\rho = 1,007$ г/мл) необходимо взять, чтобы при добавлении к нему 1,7 г Na_2SiO_3 получился раствор, моляльность которого равна 0,167 моль/кг H_2O ? Для полученного раствора ($\rho = 1,015$ г/мл) рассчитайте: массовую долю Na_2SiO_3 , молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр.

4.17. В лаборатории имеются 20 %-й (по массе) ($\rho = 1,16$ г/мл) и 12 %-й (по массе) ($\rho = 1,1$ г/мл) растворы нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Какие объёмы растворов необходимо взять, чтобы после их смешивания получить 100 мл 2,2 н. раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? Для полученного раствора ($\rho = 1,13$ г/мл) рассчитайте: массовую долю $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, молярную концентрацию, моляльную концентрацию, титр.

4.18. При упаривании 8 %-го (по массе) раствора ($\rho = 1,067$ г/мл) хлорида железа (III) испарилось 53,5 г воды и получился 2 н. раствор ($\rho = 1,085$ г/мл). Определите объём исходного раствора. Для раствора, полученного после упаривания, рассчитайте: массовую долю FeCl_3 , молярную концентрацию, моляльную концентрацию, титр.

4.19. К 195 мл 4 %-го (по массе) раствора хлорида натрия ($\rho = 1,026$ г/мл) прибавили 428 мл 1,83 М раствора ($\rho = 1,070$ г/мл). Для полученного раствора ($\rho = 1,056$ г/мл), рассчитайте: массовую долю NaCl , молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов.

4.20. Какой объём 20 %-го (по массе) раствора гидроксида калия KOH ($\rho = 1,176$ г/мл) необходимо добавить к 100 мл 50 %-го (по массе) раствора ($\rho = 1,525$ г/мл) KOH , чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида калия 0,25 ($\rho = 1,229$ г/мл). Для полученного раствора рассчитайте: моляльную

концентрацию, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов, титр.

1.2. Задания повышенной сложности

1. Какой объём 0,5 н раствора серной кислоты H_2SO_4 необходим для нейтрализации 20 мл 11 %-го (по массе) раствора гидроксида кали KOH ($\rho = 1,1$ г/мл)?

2. Сколько граммов арсената серебра образуется при сливании 2 л 0,303 М раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и 1,5 л 0,212 М раствора арсената натрия Na_3AsO_4 ?

3. Какую массу цинка можно растворить в 125 мл 10 %-го (по массе) раствора соляной кислоты HCl ($\rho = 1,05$ г/мл)? Какой объём газа при этом выделится? Условия нормальные.

4. Какую массу оксалата кальция CaC_2O_4 можно растворить в 200 мл двухмолярного раствора соляной кислоты HCl ($\rho = 1,03$ г/мл)?

5. Какой объём 24 %-го (по массе) раствора гидроксида натрия $NaOH$ ($\rho = 1,26$ г/мл) потребуется для осаждения гидроксида железа (III) из 100 мл 0,2 М раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$?

6. Осадок сульфида кобальта (II) CoS массой 8,2 г растворили, добавив 180 мл раствора серной кислоты. Определите массовую долю и молярную концентрацию H_2SO_4 в использованном растворе ($\rho = 1,03$ г/мл).

7. При растворении гидрида кальция CaH_2 в 500 мл воды выделилось 224 мл водорода (условия нормальные). Определите массовую долю гидроксида кальция в полученном растворе.

8. Сколько граммов хромата бария можно получить из 150 мл раствора нитрата бария $Ba(NO_3)_2$, титр которого равен 0,063 г/мл, при взаимодействии с избытком хромата аммония $(NH_4)_2CrO_4$?

9. На нейтрализацию 25 мл раствора уксусной кислоты CH_3COOH ($\rho = 1,0$ г/мл) израсходовано 15 мл 1 М раствора гидроксида натрия $NaOH$. Определите массовую долю и молярную концентрацию CH_3COOH в растворе.

10. Какой объём 7 %-го (по массе) раствора гидроксида калия ($\rho = 1,06$ г/мл) необходим для растворения 39 г гидроксида алюминия $Al(OH)_3$?

11. Сколько граммов оксида натрия Na_2O нужно растворить в 100 мл воды, чтобы получить 11 %-й (по массе) раствор гидроксида натрия?

12. Из 110 мл раствора хромата натрия Na_2CrO_4 ($\rho = 1,15$ г/мл) при взаимодействии с раствором нитрата серебра $AgNO_3$ осадили 41,5 г хромата серебра. Определите массовую долю Na_2CrO_4 в исходном растворе.

13. К 10 мл 2 М раствора гидроксида натрия $NaOH$ ($\rho = 1,1$ г/мл) прилили 5 мл 1 М раствора ортофосфорной кислоты H_3PO_4 ($\rho = 1,05$ г/мл). Определите массовую долю полученной соли в растворе.

14. Какую массу лития нужно взять, чтобы при его растворении в 200 мл воды получить 5 %-й (по массе) раствор гидроксида лития?

15. Какую массу карбоната магния можно осадить при взаимодействии 300 мл 0,5 М раствора карбоната натрия Na_2CO_3 и 112 мл 10 %-го (по массе) раствора хлорида магния MgCl_2 ($\rho = 1,1$ г/мл)?

16. Какой объём 2,5 н. раствора азотной кислоты HNO_3 необходимо взять для растворения 64,7 г мрамора, массовая доля карбоната кальция CaCO_3 в котором составляет 85 %?

17. Сколько граммов малорастворимого иодата лантана образуется при сливании 20 мл 0,1 н. раствора иодата натрия NaIO_3 и 12 мл 0,06 н. раствора нитрата лантана $\text{La}(\text{NO}_3)_3$?

18. Какой объём 0,074 М раствора гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ необходим для реакции с 10 мл 24 %-го (по массе) раствора соляной кислоты HCl ($\rho = 1,12$ г/мл)?

19. Какую массу оксида марганца (II) MnO можно растворить в 100 мл 1,5 М раствора серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл). Определите массовую долю полученной соли в растворе.

20. Какая масса кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ потребуется для количественного осаждения сульфат-ионов из 2 л 0,16 М раствора серной кислоты?

1.3. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Приготовление растворов и установление их точной концентрации»

Цель работы: приготовить раствор соляной кислоты из более концентрированного и установить его точную концентрацию методом титрования.

Расчет объема соляной и воды, необходимых для приготовления раствора кислоты из более концентрированного

Растворы кислот, приготовленные разбавлением концентрированных кислот водой, могут быть приготовлены только приблизительной концентрации. Точную концентрацию кислот устанавливают методом титрования.

Пример расчета

Приготовить 500 мл 0,2 н. раствора азотной кислоты из 50% раствора плотностью 1,31 г/мл. Молярная масса азотной кислоты $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль. Фактор эквивалентности $f_{\text{эк}}(\text{HNO}_3) = 1$. Молярная масса эквивалента $M_{\text{эк}}(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль·эк.

Решение:

Найдем массу азотной кислоты, содержащейся в 500 мл 0,2 н. раствора:

$$m(\text{HNO}_3) = C_{\text{эк}}(\text{HNO}_3) \cdot M_{\text{эк}}(\text{HNO}_3) \cdot V_p = 0,2 \cdot 63 \cdot 0,5 = 6,3 \text{ г.}$$

Найдем, в какой массе 50% раствора содержится 6,3 г азотной кислоты.

$$\omega(HNO_3) = \frac{m(HNO_3)}{m_p}.$$

$$m_p = \frac{m(HNO_3)}{\omega(HNO_3)} = \frac{6,3}{0,5} = 12,6 \text{ г}.$$

Объем 50% раствора азотной кислоты массой 12,6 г составляет

$$V_p = \frac{m_p}{\rho} = \frac{12,6}{1,31} = 9,6 \text{ мл}.$$

Для приготовления 500 мл 0,2 н. раствора потребуется 9,6 мл 50% раствора азотной кислоты и 496,2 мл воды.

Таблица 1

Данные к опыту

Номер варианта	Приготовить раствор приблизительной концентрации		
	Объем, мл	Концентрация, моль·эк./л	Плотность раствора, г/мл
1	150	0,1 н.	1,0000
2	200	0,14 н.	1,0007
3	250	0,2 н.	1,0018
4	150	0,13 н.	1,0005
5	200	0,17 н.	1,0012
6	250	0,12 н.	1,0004
7	150	0,19 н.	1,0016
8	200	0,15 н.	1,0009
9	250	0,21 н.	1,0019
10	150	0,16 н.	1,0011
11	200	0,18 н.	1,0014
12	250	0,11 н.	1,0002

Порядок выполнения работы

Приготовление раствора соляной кислоты приблизительной концентрации

Отмерить мензуркой рассчитанный объем концентрированной соляной кислоты и разбавить дистиллированной водой в склянке до необходимого объема (табл. 1). Полученный раствор тщательно перемешать. Приготовленный таким образом раствор кислоты имеет приблизительную концентрацию.

Установление точной концентрации приготовленного раствора кислоты

Точную концентрацию приготовленного раствора кислоты можно установить методом титрования. Для этого чистую бюретку заполнить раствором щелочи известной концентрации (титрантом).

Отмерить в колбу для титрования пипеткой определенный объем (аликвотную часть) приготовленного раствора кислоты. Добавить 1-2 капли индикатора метилового оранжевого.

Для проведения титрования прибавлять раствор щелочи из бюретки по каплям, помешивая раствор в колбе вращательным движением. Титровать до изменения розовой окраски в оранжевую от одной капли щелочи. По шкале бюретки определить объем щелочи, пошедший на титрование кислоты. Титрование повторять до тех пор, пока в последних трех определениях объемы щелочи не будут отличаться на 0,1 мл. Результаты титрования занести в табл. 2. Вычислить средний объем щелочи, пошедший на титрование раствора соляной кислоты.

Таблица 2

Титрование	Объем щелочи, пошедший на титрование, мл	$V_{\text{ср}}(\text{MeOH})$, мл
Первое	V_1	
Второе	V_2	
Третье	V_3	

Расчет точной концентрации приготовленного раствора кислоты

Расчетные данные

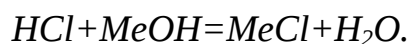
Объем приготовленного раствора кислоты (аликвотная часть) $V(\text{HCl})$, мл.

Плотность приготовленного раствора кислоты ρ , г/мл.

Концентрация раствора щелочи $C_{\text{эк}}(\text{MeOH})$, моль·эк/л.

Средний объем щелочи, пошедший на титрование соляной кислоты $V_{\text{ср}}(\text{MeOH})$, мл.

Реакция нейтрализации протекает по уравнению



Точная нормальная концентрация соляной кислоты $C_{\text{эк}}(\text{HCl})$ определяется по известной концентрации щелочи $C_{\text{эк}}(\text{MeOH})$ по формуле

$$C_{\text{эк}}(\text{MeOH}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{MeOH}) = C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}).$$

Откуда

$$C_{\text{эк}}(\text{HCl}) = \frac{C_{\text{эк}}(\text{MeOH}) \cdot V_{\text{cp}}(\text{MeOH})}{V(\text{HCl})}.$$

Сделать вывод по результатам эксперимента.

1.4. Вопросы для самоконтроля

1. Перечислите основные способы выражения концентрации растворов.
2. Как рассчитать молярную концентрацию раствора, если известна эквивалентная концентрация?
3. Как рассчитать массу раствора, если известна массовая доля растворённого вещества в растворе и масса воды.
4. Что такое эквивалент вещества?
5. Как рассчитать молярную массу эквивалента вещества?
6. В каких единицах измеряется титр растворённого вещества?

2. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

2.1. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабого электролита

Экспериментально было установлено, что законы Рауля и принцип Вант-Гоффа не выполняются для растворов, которые проводят электрический ток – растворов электролитов. Обобщая полученные в ходе исследований данные, Я.Г. Вант-Гофф пришел к выводу, что растворы электролитов ведут себя так, будто они содержат больше частиц растворенного вещества, чем следует из их концентрации: экспериментально установленные для них значения повышения температуры кипения, понижения температуры замерзания, осмотического давления всегда больше, чем вычисленные по соответствующим уравнениям. Для учета этих отклонений Вант-Гофф внес в уравнение $\pi = C(B) \cdot R \cdot T$ для растворов электролитов поправку – изотонический коэффициент i :

$$\pi = i \cdot C(B) \cdot R \cdot T. \quad [17]$$

Аналогичная поправка вносится и в законы Рауля:

$$p = i \cdot p_0 \cdot \chi(B); \quad [18]$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m(B); \quad [19]$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m(B). \quad [20]$$

Изотонический коэффициент определяется следующим образом:

$$i = \frac{\pi^{\text{эксп}}}{\pi^{\text{теор}}} = \frac{\Delta T_{\text{кип}}^{\text{эксп}}}{\Delta T_{\text{кип}}^{\text{теор}}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}}^{\text{эксп}}}{\Delta T_{\text{зам}}^{\text{теор}}} = \frac{p^{\text{эксп}}}{p^{\text{теор}}} . \quad [21]$$

Изотонический коэффициент i для растворов электролитов всегда больше единицы. Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз общее число молекул и ионов в растворе больше числа молекул до диссоциации.

Для объяснения особенностей свойств растворов электролитов С. Аррениус предложил **теорию электролитической диссоциации**, основывающуюся на следующих постулатах:

1. Электролиты в растворах распадаются на ионы – диссоциируют.
2. Диссоциация является обратимым равновесным процессом.
3. Силы взаимодействия ионов с молекулами растворителя и друг с другом малы (т.е. растворы являются идеальными).

Для оценки полноты диссоциации в теории электролитической диссоциации вводится понятие **степень диссоциации α** , которая равна отношению числа молекул n , распавшихся на ионы, к общему числу молекул N :

$$\alpha = \frac{n}{N} . \quad [22]$$

Величина степени диссоциации зависит от природы растворителя и растворенного вещества, концентрации раствора и температуры. По величине степени диссоциации электролиты подразделяются на три группы: сильные ($\alpha \geq 0,3$), средней силы ($0,03 < \alpha < 0,3$) и слабые ($\alpha \leq 0,03$). К сильным электролитам относятся почти все растворимые соли (кроме $Pb(CH_3COO)_2$, $HgCl_2$, $CdCl_2$), большинство неорганических кислот и щелочей (табл. 3); к слабым – все органические кислоты, вода, NH_4OH , H_2S и т.д. Электролитами средней силы являются некоторые неорганические кислоты: HF , HCN , H_3PO_4 .

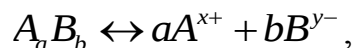
Таблица 3

Сильные электролиты

Кислоты	Основания	Соли
HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , $HMnO_4$, $HClO_3$, $HClO_4$	$LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $TlOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	Растворимые в воде соли (см. таблицу растворимости)

Процесс диссоциации слабых электролитов является обратимым и в системе существует динамическое равновесие, которое может быть описано

константой равновесия, называемой **константой диссоциации**. Для некоторого электролита A_aB_b , распадающегося в растворе на ионы в соответствии с уравнением



константа диссоциации выразится следующим соотношением:

$$K = \frac{[A^{x+}]^a \cdot [B^{y-}]^b}{[A_aB_b]}. \quad [23]$$

Для бинарного (распадающегося на два иона) электролита константа диссоциации равна:

$$K = \frac{[A^{x+}] \cdot [B^{x-}]}{[AB]}. \quad [24]$$

Поскольку концентрация каждого иона равна произведению степени диссоциации α на общую концентрацию электролита C

$$[A^{x+}] = [B^{x-}] = \alpha \cdot C,$$

а концентрация в растворе непродиссоциировавших молекул $C - \alpha \cdot C = (1 - \alpha) \cdot C$, то выражение для константы диссоциации в этом случае можно переписать следующим образом:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C^2}{(1 - \alpha)C} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)} \cdot C. \quad [25]$$

Для слабых электролитов степень диссоциации α мала ($\alpha \ll 1$), поэтому можно считать, что $(1 - \alpha) \approx 1$. Тогда получаем:

$$K = \alpha^2 \cdot C \quad \text{и} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad [26]$$

Таким образом, степень диссоциации слабого электролита обратно пропорциональна концентрации и прямо пропорциональна разбавлению раствора; выражение $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$ называют **законом разбавления Оствальда**. Степень диссоциации слабого электролита α можно связать с изотоническим

коэффициентом i . Будем считать, что из N молекул электролита продиссоциировало n молекул, образовав $n\nu$ ионов (ν – число ионов, на которое диссоциирует молекула). Поскольку изотонический коэффициент показывает, во сколько раз общее число молекул и ионов в растворе больше числа молекул до диссоциации, получаем:

$$i = N + \frac{n \cdot (\nu - 1)}{N} = 1 + \frac{n}{N} \cdot (\nu - 1);$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (\nu - 1). \quad [27]$$

Соотношение [27] дает возможность, экспериментально определив изотонический коэффициент раствора, рассчитать степень диссоциации слабого электролита:

$$\alpha = \frac{i - 1}{\nu - 1}. \quad [28]$$

2.1.1. Вычисление концентрации ионов и степени диссоциации слабого электролита

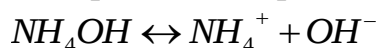
Пример 1. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов NH_4^+ и OH^- для 0,1 М раствора NH_4OH , если $K_{NH_4OH} = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Решение:

1) Подставим значения K и C в уравнение закона разбавления и вычислим α :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{NH_4OH}}{C}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,33 \cdot 10^{-2} \quad (1,33 \%).$$

2) Число ионов в растворе бинарного электролита



составляет $\nu_{NH_4^+} = \nu_{OH^-} = 1$. Тогда концентрация ионов равна:

$$[NH_4^+] = [OH^-] = C \cdot \alpha \cdot \nu = 0,1 \cdot 1,33 \cdot 10^{-2} \cdot 1 = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

или

$$[NH_4^+] = [OH^-] = \sqrt{K_{NH_4OH} \cdot C} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л.}$$

Пример 2. Вычислите степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени, если константа диссоциации для 0,01 М раствора равна $4,50 \cdot 10^{-7}$.

Решение:

1) Диссоциация кислоты по первой ступени:



2) Вычислим степень диссоциации кислоты:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} = \sqrt{\frac{4,5 \cdot 10^{-7}}{0,01}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \quad (0,67 \%)$$

2.1.2. Вычисление константы диссоциации слабого электролита

Пример 1. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1 М растворе равна 0,42 %. Вычислите константу диссоциации кислоты и концентрацию ионов H^+ и CH_3COO^- .

Решение:

1) Зная степень диссоциации ($\alpha = 0,0042$) и концентрацию кислоты в растворе, находим константу диссоциации:

$$K_{CH_3COOH} = C \cdot \alpha^2 = 1 \cdot (0,0042)^2 = 1,76 \cdot 10^{-5}.$$

2) Концентрацию ионов H^+ и CH_3COO^- находим по формуле

$$[CH_3COO^-] = [H^+] = C \cdot \alpha = 1 \cdot 0,0042 = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Пример 2. Концентрация H^+ в 0,2 М растворе муравьиной кислоты равна $6 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислите степень и константу диссоциации кислоты.

Решение:

1) Находим степень диссоциации кислоты:

$$\begin{aligned} HCOOH &\leftrightarrow H^+ + HCOO^-; \nu = 1; \\ [H^+] &= C \cdot \alpha \cdot \nu, \\ \alpha &= \frac{[H^+]}{C} = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 3 \cdot 10^{-2} \quad (3 \%). \end{aligned}$$

2) Зная степень диссоциации и молярную концентрацию кислоты в растворе, вычисляем K_{HCOOH} :

$$K_{HCOOH} = C \cdot \alpha^2 = 0,2 \cdot (3 \cdot 10^{-2})^2 = 1,8 \cdot 10^{-4}.$$

2.1.3. Вычисления, связанные со смещением равновесия диссоциации слабого электролита

Пример 1. Вычислите степень диссоциации и концентрацию H^+ в 0,2 М растворе $HClO$, если $K_{HClO} = 5 \cdot 10^{-8}$. Во сколько раз изменится концентрация H^+ , если к 1 л 0,2 М раствора $HClO$ добавить 0,1 моль $KClO$, считая его диссоциацию полной.

Решение:

1) Степень диссоциации $HClO$ равна

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{HClO}}{C}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,2}} = 5 \cdot 10^{-4} \quad (0,05 \%)$$

2) Начальная концентрация ионов H^+ в 0,2 М растворе

$$HClO \leftrightarrow H^+ + ClO^-; \nu = 1;$$

$$C_0(H^+) = C \cdot \alpha \cdot \nu = 0,2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

3) Находим концентрацию ионов H^+ в присутствии гипохлорита калия $KClO$. Введение в раствор хлорноватистой кислоты $HClO$ гипохлорита калия уменьшит концентрацию ионов H^+ за счет увеличения концентрации ионов ClO^- . Обозначим новую концентрацию H^+ через x . Тогда концентрация недиссоциированных молекул равна 0,2 - x . Концентрация анионов ClO^- складывается из двух величин: из концентрации x , создаваемой диссоциацией хлорноватистой кислоты, и концентрации, обусловленной диссоциацией прибавленной соли (0,1 моль/л), т.е. $[ClO^-] = x + 0,1$.

Подставив значения концентраций в выражение константы диссоциации хлорноватистой кислоты $HClO$, получим:

$$K_{HClO} = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]} = \frac{x(x + 0,1)}{0,2 - x} = 5 \cdot 10^{-8}.$$

Поскольку величина x мала по сравнению с 0,1 и 0,2, то ею можно пренебречь. Тогда получим:

$$\frac{0,1x}{0,2x} = 5 \cdot 10^{-8}; \quad 0,1x = 0,2 \cdot 5 \cdot 10^{-8}; \quad x = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Концентрация $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$ в присутствии $KClO$.

4) Находим, во сколько раз уменьшилась концентрация $[H^+]$ после прибавления гипохлорита калия:

$$n = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-7}} \approx 1000 \text{ раз.}$$

2.1.4. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Вычислите степень диссоциации и концентрации ионов в растворах следующих слабых электролитов:

№ варианта	Электролит	Концентрация вещества в растворе	ион	Константа диссоциации
1	HCN	0,5 М	H ⁺	$4,8 \cdot 10^{-10}$
2	H ₃ PO ₄	0,1 М	H ⁺	$7,6 \cdot 10^{-3}$ (1 ст.)
3	HCOOH	0,01 М	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-4}$
4	CH ₃ COOH	0,08 М	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-5}$
5	HIO	0,05 М	H ⁺	$2,3 \cdot 10^{-11}$
6	NH ₄ OH	0,5 н.	OH ⁻	$1,8 \cdot 10^{-5}$
7	HVO ₃	0,05 М	H ⁺	$3,0 \cdot 10^{-5}$
8	HBrO	0,01 н.	H ⁺	$2,5 \cdot 10^{-9}$
9	H ₂ TeO ₄	0,02 М	H ⁺	$2,9 \cdot 10^{-7}$ (1 ст.)
10	HClO	0,01 н.	H ⁺	$5 \cdot 10^{-8}$
11	CH ₃ COOH	0,1 М	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-5}$
12	HNO ₂	0,5 н.	H ⁺	$5,1 \cdot 10^{-4}$
13	HClO ₂	1 М	H ⁺	$1,1 \cdot 10^{-2}$
14	HNO ₂	0,05 М	H ⁺	$5,1 \cdot 10^{-4}$
15	H ₂ C ₂ O ₄	1 М	H ⁺	$5,9 \cdot 10^{-2}$ (1 ст.)
16	HF	0,1 н.	H ⁺	$6,8 \cdot 10^{-4}$
17	HIO	0,1 М	H ⁺	$2,3 \cdot 10^{-11}$
18	H ₂ S	0,01 н.	H ⁺	$1,1 \cdot 10^{-7}$ (1 ст.)
19	HBrO	0,1 М	H ⁺	$2,5 \cdot 10^{-9}$
20	HCN	0,004 н.	H ⁺	$4,8 \cdot 10^{-10}$

Задача 2

Вычислите концентрацию H⁺ и константу диссоциации в растворах следующих кислот:

№ варианта	Кислота	Концентрация кислоты в растворе	Степень диссоциации, α , %
1	CH ₃ COOH	0,05 н.	1,9
2	HNO ₂	0,02 н.	16
3	H ₂ CO ₃	0,006 М	0,85 (1ст.)
4	H ₃ PO ₄	0,1 М	27 (1ст.)
5	H ₂ CO ₃	0,2 н.	0,2 (1ст.)
6	CH ₂ COOH	0,1 н.	1,34
7	HCN	0,05 н.	$1 \cdot 10^{-2}$
8	H ₂ SO ₃	2 н.	14 (1ст.)
9	CH ₃ COOH	0,08 н.	1,5
10	HF	0,03 н.	15
11	H ₂ C ₂ O ₄	0,15 М	31 (1ст.)

Окончание табл.

№ варианта	Кислота	Концентрация кислоты в растворе	Степень диссоциации, α , %
12	HF	0,02 н.	18,5
13	H ₃ PO ₄	0,1 М	26 (1ст.)
14	H ₂ CO ₃	0,01 М	0,67 (1ст.)
15	CH ₃ COOH	0,03 н.	2,45
16	HVO ₃	0,1 М	1,74
17	H ₂ CO ₃	0,1 М	0,183 (1ст.)
18	CH ₃ COOH	0,01 М	4,15
19	H ₃ PO ₄	0,3 н.	25,9 (1ст.)
20	H ₂ SO ₃	1 М	13,1

2.1.5. Задания повышенной сложности

Вычислите степень диссоциации электролита A в ... растворе и концентрацию иона . . . , если константа диссоциации K_A равна . . . Во сколько раз изменится концентрация указанного иона, если к 1 л данного раствора добавить . . . вещества B считая его диссоциацию полной?

№ ва- риан- та	Электролит A	Концен- трация вещества A в растворе	Ион	K_A	Добавлено	
					коли- чество	B
1	NH ₄ OH	1 н.	OH ⁻	$1,8 \cdot 10^{-5}$	5,35 г	NH ₄ Cl
2	H ₂ S	0,2 н.	S ²⁻	$1,1 \cdot 10^{-7}$ (1 ст.)	3,65 г	HCl
3	HCN	0,1 н.	H ⁺	$4,8 \cdot 10^{-10}$	0,1 моль	KCN
4	HNO ₂	0,02 н.	H ⁺	$5,1 \cdot 10^{-4}$	2,5 г	NaNO ₂
5	CH ₃ COOH	0,3 н.	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,2 моль	CH ₃ COONa
6	HClO	0,1 н.	ClO ⁻	$5 \cdot 10^{-8}$	2,8 г	KClO
7	HNO ₂	0,1 н.	NO ₂ ⁻	$5,1 \cdot 10^{-4}$	0,5 моль	H ₂ SO ₄
8	HAsO ₂	0,01 н.	H ⁺	$5,8 \cdot 10^{-10}$	2,6 г	KAsO ₂
9	HF	0,05 н.	H ⁺	$6,8 \cdot 10^{-4}$	0,5 моль	NaF
10	HCN	0,01 н.	CN ⁻	$4,8 \cdot 10^{-10}$	0,5 моль	HBr
11	CH ₃ COOH	1,5 %, $\rho=1$ г/мл	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,82 г	CH ₃ COONa
12	NH ₄ OH	0,1 М	NH ₄ ⁺	$1,8 \cdot 10^{-5}$	1 моль	NaOH
13	HCOOH	0,1 М	H ⁺	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,4 г	HCOONa
14	HJO	0,2 н.	JO ⁻	$2,3 \cdot 10^{-11}$	0,2 моль	HCl
15	HAsO ₂	0,06 н.	AsO ₂ ⁻	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,05 моль	H ₂ SO ₄

№ ва- риан- та	Электро- лит A	Концен- трация вещества A в растворе	Ион	K_A	Добавлено	
					коли- чество	B
16	HVO_3	0,03 н.	VO_3^-	$3 \cdot 10^{-5}$	0,1 моль	HCl
17	NH_4OH	0,01 М	NH_4^+	$1,8 \cdot 10^{-5}$	5,6 г	KOH
18	CH_3COOH	0,1 н.	H^+	$1,8 \cdot 10^{-5}$	8,2 г	CH_3COONa
19	HNO_2	0,5 н.	NO_2^-	$5,1 \cdot 10^{-4}$	0,1 моль	H_2SO_4
20	H_2S	0,1 М	H^+	$1,1 \cdot 10^{-7}$ (1 ст.)	0,2 моль	Na_2S

2.2. Сильные электролиты. Активность. Ионная сила

В растворах сильных электролитов в результате их практически полной диссоциации создается высокая концентрация ионов.

Между катионами и анионами возникает электростатическое притяжение и эффективная, (то есть экспериментально определенная) концентрация этих ионов оказывается меньше, чем их истинная концентрация.

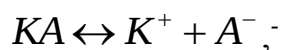
Для оценки способности ионов к химическому взаимодействию в растворах сильных электролитов используют понятие - активности (α).

Активностью иона называют эффективную или условную концентрацию его, соответственно которой он действует в химических реакциях.

Между активностью иона (α) и его действительной концентрацией (C) существует зависимость

$$\alpha = f \cdot C, \quad [29]$$

где f - коэффициент активности; $f = \frac{\alpha}{C}$, таким образом, **коэффициент активности** - это отношение активности иона к его общей концентрации. Так как $\alpha < C$, то $f < 1$, поэтому при точных расчетах в уравнение закона действующих масс входить активности ионов, а не их концентрации. Если диссоциацию электролита изобразить схемой:



то константа диссоциации K_a будет выражаться следующим образом:

$$K_a = \frac{a(K^+) \cdot a(A^-)}{a(KA)} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} \cdot \frac{f(K^+) \cdot f(A^-)}{f(KA)}. \quad [30]$$

В этом случае K_a называют **термодинамической константой**.

Понятие активности применимо не только к отдельным ионам, но и к электролиту в целом. Для электролита $K_m A_n$ средняя активность и средний коэффициент активности связаны с активностями и коэффициентами активности катионов (α_+ , f_+) и анионов (α_- , f_-) следующими соотношениями:

$$a_{\pm} = \sqrt[m+n]{a_+^m \cdot a_-^n}; \quad f_{\pm} = \sqrt[m+n]{f_+^m \cdot f_-^n}. \quad [31]$$

Коэффициенты активности ионов зависят не только от концентрации сильного электролита, но и от концентрации всех других ионов, присутствующих в растворе. Мерой электростатического взаимодействия между ионами является **ионная сила раствора** - I , которая вычисляется по формуле:

$$I = 0,5(C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + C_3 z_3^2 + \dots + C_n z_n^2) \quad [32]$$

где $C_1, C_2, C_3 \dots C_n$ – концентрации различных ионов, *моль/л*;

$z_1, z_2, z_3 \dots z_n$ – заряды этих ионов.

Пример 1. Определите ионную силу раствора, содержащего в 1 л одновременно 0,01 моль $BaCl_2$ и 0,1 моль $NaNO_3$.

Решение:

Ионная сила раствора будет определяться присутствием в нем ионов Ba^{2+} , Cl^- , Na^+ , NO_3^-

$$I = 0,5(C(Ba^{2+}) \cdot 2^2 + C(Cl^-) \cdot 1^2 + C(Na^+) \cdot 1^2 + C(NO_3^-) \cdot 1^2)$$

Считая, что $BaCl_2$ и $NaNO_3$ как сильные электролиты диссоциированы в растворе нацело, найдем концентрации ионов:

$$C(Ba^{2+}) = C(BaCl_2) = 0,01 \text{ моль/л};$$

$$C(Cl^-) = 2C(BaCl_2) = 0,02 \text{ моль/л};$$

$$C(Na^+) = C(NaNO_3) = 0,1 \text{ моль/л};$$

$$C(NO_3^-) = C(NaNO_3) = 0,1 \text{ моль/л}.$$

Теперь вычислим значение I в растворе:

$$I = 0,5(0,01 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2) = 0,13.$$

Средний коэффициент активности сильного электролита (или его ионов) и ионная сила раствора (для ионов одинакового заряда) связаны соотношением Дебая-Гюккеля:

$$\lg(f) = -0,51z^2 \cdot \sqrt{I} / (1 + \sqrt{I}).$$

Для растворов с ионной силой $I \leq 0,01$:

$$\lg(f) = -0,51z^2 \cdot \sqrt{I}.$$

Пример 2. Рассчитать активность ионов и ионную силу раствора, содержащего в 1 л 1,6 г CoCl_2 и 0,015 моль $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

Решение: Ионная сила раствора выражается уравнением:

$$I = 0,5(C(\text{Co}^{+2}) \cdot 2^2 + C(\text{Cl}^-) \cdot 1^2 + C(\text{NO}_3^-) \cdot 1^2)$$

Определим концентрации ионов в растворе: 1,6 г CoCl_2 соответствует количеству вещества n :

$$n = \frac{m(\text{CoCl}_2)}{M(\text{CoCl}_2)} = \frac{1,6}{130} = 0,012 \text{ моль.}$$

Общее число моль ионов Co^{2+} составляет $n_{\text{общ.}} = 0,012 + 0,015 = 0,027 \text{ моль.}$

Следовательно:

$$C(\text{Co}^{2+}) = 0,027 \text{ моль/л};$$

$$C(\text{Cl}^-) = 2 \cdot C(\text{CoCl}_2) = 2 \cdot 0,012 = 0,024 \text{ моль/л};$$

$$C(\text{NO}_3^-) = 2 \cdot C(\text{Co}(\text{NO}_3)_2) = 2 \cdot 0,015 = 0,03 \text{ моль/л.}$$

Рассчитаем ионную силу раствора:

$$I = 0,5 \cdot (0,027 \cdot 2^2 + 0,024 \cdot 1^2 + 0,03 \cdot 1^2) = 0,081.$$

Рассчитаем значения коэффициентов активности ионов:

$$\lg(f) = -0,5z^2 \cdot \sqrt{I} / (1 + \sqrt{I}).$$

Для однозарядных ионов Cl^- и NO_3^- .

$$\lg(f) = -0,5 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,081} / (1 + \sqrt{0,081}) = -0,1108; \quad f = 0,77.$$

Для двухзарядного иона Co^{2+} :

$$\lg(f) = -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,081} / (1 + \sqrt{0,081}) = -0,4431; \quad f = 0,36.$$

Вычисляем активности ионов:

$$a(\text{Cl}^-) = f(\text{Cl}^-) \cdot C(\text{Cl}^-) = 0,77 \cdot 0,024 = 0,018;$$

$$a(\text{NO}_3^-) = f(\text{NO}_3^-) \cdot C(\text{NO}_3^-) = 0,77 \cdot 0,03;$$

$$a(\text{Co}^{2+}) = f(\text{Co}^{2+}) \cdot C(\text{Co}^{2+}) = 0,36 \cdot 0,027 = 0,01.$$

Пример 3. Рассчитайте ионную силу раствора и активность LaCl_3 0,018 М растворе.

Решение:

Ионная сила раствора:

$$I = 0,5(C(\text{La}^{+3}) \cdot 3^2 + C(\text{Cl}^-) \cdot 1^2) = 0,5(0,018 \cdot 9 + 3 \cdot 0,018 \cdot 1) = 0,108.$$

Определим по таблице приложения коэффициенты активности ионов La^{3+} и Cl^- :

$$f(La^{3+}) = 0,08; f(Cl^-) = 0,78.$$

Рассчитаем активность ионов:

$$a(La^{3+}) = C(La^{3+}) \cdot f(La^{3+}) = 0,018 \cdot 0,08 = 0,0014;$$

$$a(Cl^-) = C(Cl^-) \cdot f(Cl^-) = 0,054 \cdot 0,73 = 0,042.$$

Найдем активность $LaCl_3$:

$$a(LaCl_3) = a(La^{3+}) \cdot a(Cl^-)^3 = 0,001 \cdot (0,042)^3 = 0,74 \cdot 10^{-7}.$$

2.2.1. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Вычислите ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем ... вещества А (...) и ... вещества В (...).

Вариант	Содержание вещества А	Вещество А	Содержание вещества В	Вещество В	ρ , г/мл
1	0,01 моль/л	$Ca(NO_3)_2$	0,01 моль/л	$CaCl_2$	
2	2,08 г/л	$BaCl_2$	5,85 г/л	$NaCl$	
3	0,005 моль/л	$Al_2(SO_4)_3$			
4	4,1 г/л	Na_3PO_4			
5	0,1 %	$BaCl_2$			1
6	0,02 моль/л	$Fe(NO_3)_2$	0,02 моль/л	$Ca(NO_3)_2$	
7	0,636 г/л	$CuSO_4$	1,76 г/л	K_2SO_4	
8	0,03 моль/л	$Pb(NO_3)_2$	0,01 моль/л	$Pb(CH_3COO)_2$	
9	1 %	$AgNO_3$			1,09
10	0,001 моль/л	KOH	0,0001 моль/л	$NaOH$	
11	20 %	H_2SO_4			1,14
12	0,02 моль/л	Na_3PO_4			
13	0,0001 моль/л	Na_3PO_4	0,01 моль/л	$NaSO_4$	
14	0,015 моль/л	$CrCl_3$	0,003 моль/л	KCl	
15	0,02 моль/л	$LaCl_3$			
16	0,007 моль/л	$Ba(NO_3)_2$			
17	1,49 г/л	KCl	8,44 г/л	$Sr(NO_3)_2$	
18	0,42 г/л	$NaNO_3$	0,05 моль/л	$CuSO_4$	
19	3,32 г/л	KJ			
20	0,05 моль	$Ca(NO_3)_2$			

2.3. Сильные электролиты. Изотонический коэффициент

Диссоциация электролита приводит к тому, что общее число частиц растворенного вещества в растворе увеличивается по сравнению с раствором неэлектролита той же концентрации. Поэтому коллигативные свойства проявляются в растворах электролитов в большей степени, чем в растворах неэлектролитов. Эта разница учитывается **изотоническим коэффициентом** i , который показывает, во сколько раз, экспериментально найденные величины π , Δp , Δt_z , Δt_k раствора электролита, превышают ту же величину, вычисленную для раствора неэлектролита такой же концентрации:

$$i = \frac{\pi^{\text{эксп}}}{\pi^{\text{теор}}} = \frac{\Delta T_{\text{кип}}^{\text{эксп}}}{\Delta T_{\text{кип}}^{\text{теор}}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}}^{\text{эксп}}}{\Delta T_{\text{зам}}^{\text{теор}}} = \frac{p^{\text{эксп}}}{p^{\text{теор}}}. \quad [33]$$

Величина i зависит от степени диссоциации α :

$$i = 1 + \alpha(\nu - 1) \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{i - 1}{\nu - 1}, \quad [34]$$

где ν - число ионов, образующихся при диссоциации электролита.

Например, для KCl $\nu = 2$; для $BaCl_2$ $\nu = 3$ и т.д.

Пример 1. Раствор, содержащий 0,85 г $ZnCl_2$ в 125 г воды, закипает при $100,06^\circ\text{C}$. Определите кажущуюся степень диссоциации $ZnCl_2$, температуру заморзания раствора, давление пара растворителя над раствором при температуре 34°C , если давление водяного пара при данной температуре равно 5,318 кПа.

Решение:

Экспериментально найденное значение повышения температуры кипения раствора составляет:

$$\Delta t_{\text{кип}}^{\text{эксп}} = 100,06 - 100,00 = 0,06^\circ\text{C}.$$

Найдем теоретическое повышение температуры кипения раствора:

$$\Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}} = E_T / C_m = E_T \cdot m_B / (M_B \cdot m_S) = \frac{0,52 \cdot 0,85}{136,3 \cdot 0,125} = 0,026^\circ\text{C};$$

$$M(ZnCl_2) = 136,3 \text{ г / моль}$$

Вычислим изотонический коэффициент:

$$i = \Delta t_{\text{кип}}^{\text{эксп}} / \Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}} = 0,06 / 0,026 = 2,31.$$

Определим кажущуюся степень диссоциации:

$$\alpha = (i - 1) / (\nu - 1) = (2,31 - 1) / (3 - 1) = 0,655.$$

Найдем понижение температуры заморзания раствора:

$$\Delta t_{\text{зам}}^{\text{экс}} = i \cdot K_T \cdot C_m = 2,31 \cdot 1,86 \cdot 0,85 / (136,3 \cdot 0,125) = 0,21 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Температура замерзания раствора составит:

$$t_{\text{зам}} = 0 - 0,21 = -0,21 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Определим понижение давления пара над раствором:

$$\Delta p^{\text{экс}} = i \cdot p_0 \cdot \frac{n(B)}{n(B) + n(S)} = \frac{2,31 \cdot 5,318 \cdot 0,0062}{0,0062 + 6,9444} = 0,011 \text{ кПа};$$

$$n(B) = 0,85 / 136,3 = 0,0062 \text{ моль};$$

$$n(S) = 125 / 18 = 6,9444 \text{ моль}.$$

Давление пара над раствором составит:

$$p = p_0 - \Delta p = 5,318 - 0,011 + 5,307 \text{ кПа}.$$

2.3.1. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Раствор, содержащий ... г вещества А (...) в ... г воды замерзает при температуре $t_{\text{зам}} = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$. Определите:

- кажущуюся степень диссоциации данного соединения в растворе;
- температуру кипения раствора;
- давление пара растворителя над раствором при температуре $t_2 = \dots \text{ } ^\circ\text{C}$,

если давление пара чистой воды p_0 при данной температуре равно

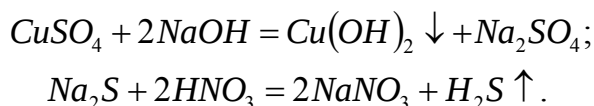
Вариант	Растворено			Температура		Давление водяного пара p_0 , кПа
	Масса, г	Вещество	Масса воды, г	$t_{\text{зам}}$, $^\circ\text{C}$	t_2 , $^\circ\text{C}$	
1	4,9	MgCl ₂	100	-2,5	50	12,34
2	12,0	NaCl	200	-3,5	90	70,10
3	2,1	KOH	250	-0,519	25	3,17
4	17,4	K ₂ SO ₄	250	-1,52	97	90,92
5	17,1	Al ₂ (SO ₄) ₃	100	-4,19	40	7,37
6	0,834	Na ₂ SO ₄	1000			
7	3,0	NaCl	100	-0,028	50	12,34
8	1,06	Na ₂ CO ₃	200	-1,8	20	2,34
9	10,4	CaCl ₂	200	-0,22	30	4,24
10	10,0	H ₂ SO ₄	90	-2,6	60	19,92
11	0,44	AlCl ₃	100	-5,5	70	31,16
12	0,64	Na ₂ CO ₃	120	-0,14	25	3,17
13	0,67	CaCl ₂	125	-0,25	90	70,10
14	1,0	AgNO ₃	50	-0,22	100	101,32
15	272,0	ZnCl ₂	1000	-0,348	85	57,80

Вариант	Растворено			Температура		Давление водяного пара p_0 , кПа
	Масса, г	Вещество	Масса воды, г	$t_{зам}$, °С	t_2 , °С	
16	9,0	NaCl	100	-5,49	99	97,74
17	5,0	CaCl ₂	100	-5,4	95	84,50
18	10,4	MgCl ₂	200	-2,4	85	57,80
19	3,9	CuSO ₄	500	-3,1	75	38,54
20	4,5	KCl	300	-0,13	80	43,36

2.4. Реакции ионного обмена

2.4.1. Составление ионно-молекулярных уравнений

Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они протекают, в соответствии с правилом Бертолле, практически необратимо в тех случаях, когда в результате их взаимодействия образуются малорастворимые вещества (осадки или газы) или малодиссоциированные соединения (слабые электролиты, комплексные ионы, вода). В уравнениях реакций малорастворимые вещества, выпадающие в осадок, отмечаются стрелкой, направленной вниз, газообразные вещества стрелкой, направленной вверх. Например:



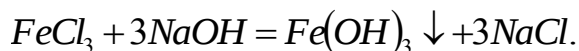
Для составления ионно-молекулярного уравнения необходимо последовательно выполнить следующие действия:

- 1) написать молекулярное уравнение реакции;
- 2) записать в виде ионов формулы сильных кислот, сильных оснований, хорошо растворимых солей (см. таблицу растворимости в Приложении 4); формулы остальных веществ записать в виде молекул; полученное уравнение называют полным ионно-молекулярным уравнением;
- 3) исключить из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы;
- 4) записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение в окончательном виде.

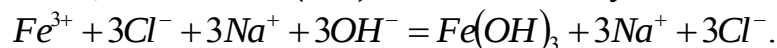
Пример 1. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции взаимодействия в растворе между FeCl_3 и NaOH .

Решение.

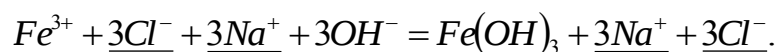
Составляем уравнение реакции взаимодействия веществ в молекулярном виде:



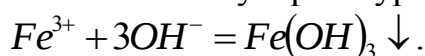
По таблице растворимости устанавливаем, что $FeCl_3$ и $NaCl$ - растворимые в воде соли, $Fe(OH)_3$ - осадок, а $NaOH$ - сильный электролит. Составим полное ионно-молекулярное уравнение, записав растворимые соли и сильные основания в виде ионов, а осадок $Fe(OH)_3$ в виде молекулы:



Исключаем из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы:



Записываем сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции:



Это ионно-молекулярное уравнение выражает сущность проходящей химической реакции.

2.4.2. Составление молекулярных уравнений по ионно-молекулярным

В ионно-молекулярном уравнении, ионы - это остатки сильных электролитов. Чтобы составить молекулярное уравнение по ионно-молекулярному, нужно подобрать формулу сильного электролита соответствующего каждому иону.

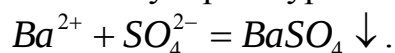
К данным в ионно-молекулярном уравнении ионам добавляют ионы противоположного знака, чтобы получить формулы сильных кислот, сильных оснований или хорошо растворимых солей. Например, к заданным ионам можно добавить следующие ионы:

Таблица 4

Составление молекулярных уравнений по ионно-молекулярным

Ион	Добавить
H^+	Кислотный остаток сильной кислоты: Cl^- ; NO_3^- ; SO_4^{2-} ; Br^- ; I^-
OH^-	Катионы щелочных металлов: K^+ ; Na^+ и др. или Ba^{2+} ; Sr^{2+} ; Ca^{2+}
Ba^{2+}	$2Cl^-$; $2NO_3^-$; $2OH^-$
SO_4^{2-}	$2H^+$; $2K^+$; $2Na^+$; $2NH_4^+$ и др.

Пример 1. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствует следующее ионно-молекулярное уравнение:

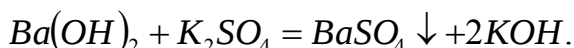
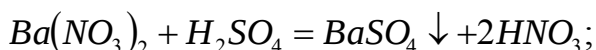
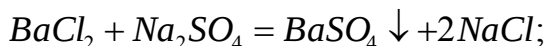


Решение:

В левой части данного ионно-молекулярного уравнения указаны ионы, которые образуются при диссоциации сильных электролитов. Поэтому при составлении молекулярного уравнения следует подобрать соответствующие сильные электролиты (см. выше):



Такие же ионы необходимо добавить в правую часть уравнения и соединить их между собой. Тогда получим:



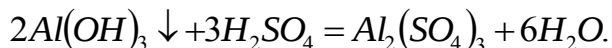
Приведённое ионно-молекулярное уравнение выражает сущность реакции. Оно относится к целой группе реакций.

Пример 2. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения, которые доказывают амфотерный характер гидроксида алюминия.

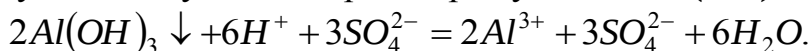
Решение:

Для доказательства амфотерного характера гидроксида алюминия необходимо привести уравнения реакций, в которых этот гидроксид проявляет основные и кислотные свойства.

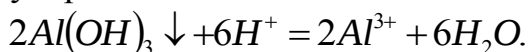
Основные свойства $Al(OH)_3$ проявляет при взаимодействии с растворами кислот, например, с серной кислотой:



При составлении полного ионно-молекулярного уравнения в виде ионов записываем сильную кислоту H_2SO_4 и растворимую соль $Al_2(SO_4)_3$:



Исключив из обеих частей уравнения одинаковые ионы, получаем сокращённое ионно-молекулярное:



Кислотные свойства гидроксид алюминия проявляет при взаимодействии с водными концентрированными растворами щелочей, например, с $NaOH$:



Полное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



Сокращённое ионно-молекулярное уравнение получаем после сокращения одинаковых ионов:



2.4.3. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Закончите молекулярные и напишите сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:

Вариант	Реакции
1	$NaOH + SeO_3 \rightarrow$ $Ca + H_3PO_4 \rightarrow$ $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$ $Sn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $Sn(OH)_2 + KOH \rightarrow$ $KHS + H_2SO_4 \rightarrow$ $CuSO_4 + NaOH \rightarrow (\text{основная соль})$ $FeCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$
2	$Ca(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow$ $CdO + HNO_3 \rightarrow$ $NiSO_4 + LiOH \rightarrow$ $Al(OH)_3 + HBr \rightarrow$ $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$ $BiOH(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$ $H_3PO_4 + KOH \rightarrow (\text{дигидрофосфат калия})$ $Cr_2(SO_4)_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$
3	$MnO + HBr \rightarrow$ $SO_2 + NaOH \rightarrow$ $AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow$ $Sb(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$ $Sb(OH)_3 + NaOH \rightarrow$ $NaHS + H_2SO_4 \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow (\text{основная соль})$ $AlCl_3 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$
4	$Pb(NO_3)_2 + K_2S \rightarrow$ $NaClO + H_2SO_4 \rightarrow$ $KHSO_3 + KOH \rightarrow$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$ $ZnO + HCl \rightarrow$ $ZnO + NaOH (\text{сплавление}) \rightarrow$ $BeCl_3 + NaOH \rightarrow (\text{основная соль})$ $\quad \quad \quad t^\circ$ $MnO_3 + KOH \rightarrow$

Вариант	Реакции
5	$Ba(OH)_2 + HClO_4 \rightarrow$ $PbO_2 + KOH \rightarrow$ $PbO_2 + HNO_3 \rightarrow$ $Na_2 + H_3PO_4 \rightarrow$ (гидрофосфат натрия) $Ga(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $TeO_3 + NaOH \rightarrow$ $(NiOH)_2SO_4 + NaOH$ $BaCl_2 + CuSO_4 \rightarrow$
6	$AgNO_3 + K_2SO_4 \rightarrow$ $KOH + Bi_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $P_2O_5 + NaOH \rightarrow$ $CaO + HNO_3 \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + NaOH$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Cd(OH)_2 + HBr \rightarrow$ (основная соль) t° $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow$
7	$Cr_2O_3 + KOH$ (сплавление) $\rightarrow$ $Cr_2O_3 + KOH + H_2O$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Cr_2O_3 + HClO_4 \rightarrow$ $Sr(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow$ $FeS + HCl \rightarrow$ $NaHS + HClO_3 \rightarrow$ $Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$ (дигидроксонитрат висмута (III)) $Na_2Te + HNO_3 \rightarrow$ разбавленная
8	$H_2SO_4 + Cr(OH)SO_4 \rightarrow$ $KOH + Cr(OH)SO_4 \rightarrow$ $BeO + HCl \rightarrow$ $BeO + NaOH + H_2O$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $ZnBr_2 + K_2S \rightarrow$ $H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ $H_2S + KOH \rightarrow$ (кислая соль) $CaSO_3 + HBr \rightarrow$
9	$NaOH + TeO_3 \rightarrow$ $BaO + H_3PO_4 \rightarrow$ $Fe_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$ $KHSe + H_2SO_4 \rightarrow$ $NiSO_4 + NaOH \rightarrow$ (основная соль) $Fe(NO_3)_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$

Вариант	Реакции
10	$Ba(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow$ $CuO + HNO_3 \rightarrow$ $MnSO_4 + LiOH \rightarrow$ $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $Al(OH)_3 + NaOH$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Bi(OH)_2NO_3 + KOH \rightarrow$ $H_3PO_4 + KOH \rightarrow$ (гидрофосфат калия) $Fe_2(SO)_4 + Na_2S + H_2O \rightarrow$
11	$Sb_2O_3 + HNO_3 \rightarrow$ $Sb_2O_3 + NaOH$ (сплавление) $\rightarrow$ $Sb_2O_3 + NaOH + H_2O$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Na_2HAsO_4 + HCl \rightarrow$ $WO_3 + KOH \rightarrow$ $AgNO_3 + K_2SO_3 \rightarrow$ $MgCl_2 + KOH \rightarrow$ (основная соль) $ZnSO_4 + K_3PO_4 \rightarrow$
12	$Ba(CH_3COO)_2 + HNO_3 \rightarrow$ $Nb(OH)_3 + NaOH$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Nb(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$ $CaHPO_4 + HCl \rightarrow$ $Co(CH_3COO)_2 + KOH \rightarrow$ (основная соль) $BaSO_3 + HCl \rightarrow$ $Pb(CH_3COO)_2 + K_2S \rightarrow$ $Cr_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
13	$NH_4OH + AlCl \rightarrow$ $KHSO_3 + KOH \rightarrow$ $V_2O_5 + NaOH \rightarrow$ сульфат титана (III) + NaOH $\rightarrow$ гидрокосульфат... гидроксид германия (IV) + гидроксид натрия (раствор) $\rightarrow$ $Ge(OH)_4 + HNO_3 \rightarrow$ средняя соль $La(OH)_2NO_3 + HNO_3 \rightarrow$ $SrO + H_3PO_4 \rightarrow$
14	$AgCH_3COO + K_2SO_4 \rightarrow$ $KOH + Bi(SO_4)_3 \rightarrow$ гидрокосульфат висмута (III) + ... $P_2O_5 + KOH \rightarrow$ $BaO + HNO_3 \rightarrow$ $Cr_2O_3 + NaOH + H_2O$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $Cr(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$ $Cd(OH)_2 + HI \rightarrow$ (основная соль) t° $Ba(HCO_3)_2 \rightarrow$

Вариант	Реакции
15	$\text{Co(OH)}_2 + \text{HClO}_4 \rightarrow$ $\text{GeO}_2 + \text{KOH}$ (реакция в водном растворе) $\rightarrow$ $\text{GeO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ (дигидрофосфат натрия) $\text{Ga(OH)}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ $\text{TeO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{BaCl}_2 + \text{NiSO}_4 \rightarrow$
16	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH}$ (сплавление) $\rightarrow$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{NaHSe} + \text{HClO}_4 \rightarrow$ $\text{Bi(NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ (дигидроксонитрат висмута (III)) $\text{K}_2\text{Se} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ разбавленная
17	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ средняя соль + ... $\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow$ кислая соль $\text{Ga(OH)}_3 + \text{KOH}$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $\text{Ga(OH)}_3 + \text{KOH}$ (сплавление) $\rightarrow$ $\text{WO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ (средняя соль) сульфат хрома (III) + сульфид калия + вода $\rightarrow$ хлорид бария + сульфат калия $\rightarrow$
18	$\text{Cr(SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{SnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{SnO}_2 + \text{NaOH}$ (сплавление) $\rightarrow$ $\text{SnO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $\text{Co(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ основная соль $\text{Na}_3\text{HSiO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ хлорид железа (II) + силикат калия $\rightarrow$ средняя соль (ТВ) + ... $\text{MgSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
19	$\text{Ba(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ кислая соль $\text{Sc(OH)}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Sc(OH)}_3 + \text{NaOH}$ (реакция в водном растворе) $\rightarrow$ $\text{Bi(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Ag}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ba(NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$ $\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$

Вариант	Реакции
20	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ (дигидрофосфат кальция) $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ (реакция в растворе) $\rightarrow$ $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ (средняя соль) сульфат железа (II) + сульфид калия $\rightarrow$ сульфит таллия (I) + азотная кислота $\rightarrow$ гидрофосфат натрия + соляная кислота $\rightarrow$ нитрат серебра + сульфид аммония $\rightarrow$

Задача 2

Напишите по два молекулярных уравнения к следующим ионным уравнениям реакций:

Вариант	Реакции
1	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$
2	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn(OH)}_2$ $\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
3	$\text{H}^+ + \text{HS}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
4	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
5	$\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{Br}^- \rightarrow \text{PbBr}_2$
6	$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$
7	$3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
8	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{HS}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
9	$\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{HNO}_2$
10	$\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Sn(OH)}_4]^{2-}$ $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS}$
11	$\text{MgCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$
12	$\text{NiS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2\text{S}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
13	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Mn(OH)}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

Вариант	Реакции
14	$NH_4OH + H^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$ $Bi^{3+} + 3OH^- \rightarrow Bi(OH)_3$
15	катион водорода + гидросульфид-ион → сероводород $Sc(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Sc^{3+} + 3H_2O$
16	$2H^+ + SO_3^{2-} \rightarrow SO_2 + H_2O$ $3Ba^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$
17	$Fe(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2H_2O$ $Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2$
18	катион никеля (II) + сульфит-ион → сульфит никеля (II) катион водорода + ацетат-ион → уксусная кислота
19	$Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$ катион серебра + ортофосфат-ион → средняя соль (т)
20	$In(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow In^{3+} + 3H_2O$ катион бария + фосфат-ион → фосфат бария

2.4.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Электролитическая диссоциация»

Цель работы: исследовать свойств растворов электролитов, изучить условия необратимого протекания реакций ионного обмена.

Выполнение работы

Реакции, идущие с образованием осадков

В одну пробирку налить 2-3 капли раствора *A* и добавить такой же объем раствора *C* (табл. 5).

В другую пробирку налить 2-3 капли раствора *B* и добавить такой же объем раствора *C*.

Наблюдать образование осадков и их цвет. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Сделать вывод к опыту.

Таблица 5

Варианты к опыту

Номер варианта	Раствор А	Раствор В	Раствор С
1	$NaOH$	KOH	$CuSO_4$
2	$NaCl$	HCl	$AgNO_3$
3	Na_2SO_4	H_2SO_4	$BaCl_2$

Номер варианта	Раствор А	Раствор В	Раствор С
4	Na_2CO_3	K_2CO_3	$CaCl_2$
5	$NaOH$	KOH	$FeCl_3$
6	NaI	KI	$Pb(NO_3)_2$
7	Na_2S	K_2S	$CdSO_4$
8	Na_2CO_3	$(NH_4)_2CO_3$	$BaCl_2$
9	$NaOH$	KOH	$BiCl_3$
10	KI	NaI	$AgNO_3$
11	$NaOH$	KOH	$Mn(NO_3)_2$
12	Na_2CO_3	K_2CO_3	$NiSO_4$

Реакции в растворах электролитов как реакции их ионов

К каждому ионно-молекулярному уравнению в соответствии с вариантом подобрать сильные электролиты и составить одно молекулярное уравнение (табл.6).

Для осуществления реакции образования осадка налить в пробирку по 2-3 капли растворов электролитов в соответствии с молекулярными уравнениями.

Полученный осадок растворить в 2 н. растворе выбранного сильного электролита.

Сделать вывод к опыту.

Таблица 6

Варианты к опыту

Номер варианта	Ионно-молекулярное уравнение	
	Образование осадка	Растворение осадка
1	$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3$	$BaCO_3 + 2H^+ = Ba^{2+} + H_2O + CO_2$
2	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$	$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$
3	$Pb^{2+} + CrO_4^{2-} = PbCrO_4$	$PbCrO_4 + 4OH^- = PbO_2^{2-} + CrO_4^{2-} + 2H_2O$
4	$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$	$Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$
5	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$	$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
6	$Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mn^{2+} + 2H_2O$
7	$3Pb^{2+} + 2PO_4^{3-} = Pb_3(PO_4)_2$	$Pb_3(PO_4)_2 + 12OH^- = 3PbO_2^{2-} + 2PO_4^{3-} + 6H_2O$
8	$Zn^{2+} + S^{2-} = ZnS$	$ZnS + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2S$
9	$Mn^{2+} + 2OH^- = Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_2 + 2H^+ = Mn^{2+} + 2H_2O$
10	$Zn^{2+} + CO_3^{2-} = ZnCO_3$	$ZnCO_3 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2O + CO_2$
11	$Cd^{2+} + 2OH^- = Cd(OH)_2$	$Cd(OH)_2 + 2H^+ = Cd^{2+} + 2H_2O$
12	$Mn^{2+} + S^{2-} = MnS$	$MnS + 2H^+ = Mn^{2+} + H_2S$

Варианты к опыту

Номер варианта	Ионно-молекулярное уравнение
1	$Cr^{3+} + 3OH = Cr(OH)_3$
2	$Sn^{2+} + 2OH = Sn(OH)_2$
3	$Al^{3+} + 3OH = Al(OH)_3$
4	$Pb^{2+} + 2OH = Pb(OH)_2$
5	$Sb^{3+} + 3OH = Sb(OH)_3$
6	$Zn^{2+} + 2OH = Zn(OH)_2$

К данному ионно-молекулярному уравнению (табл. 7) получения амфотерного гидроксида составить одно молекулярное уравнение.

Для осуществления реакции к 2-3 каплям раствора выбранной соли добавить по каплям 2 н. раствор щелочи до образования осадка.

Разделить полученный осадок в две пробирки. В первую пробирку добавить 2 н. раствор азотной кислоты, во вторую - 2 н. раствор щелочи до полного растворения осадков.

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

- растворения амфотерного гидроксида в кислоте;
- растворения амфотерного гидроксида в щелочи.

Сделать вывод к опыту.

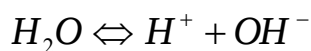
2.4.5. Вопросы для самоконтроля

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Что называют степенью диссоциации электролита?
4. Какие электролиты относятся к сильным?
5. В каком случае реакции ионного обмена протекают необратимо?
6. Какие вещества в ионных уравнениях записывают в ионном виде?

2.5. Диссоциация воды. Водородный показатель

2.5.1. Ионное произведение воды

Вода является слабым электролитом и в незначительной степени диссоциирует с образованием двух противоположно заряженных ионов:



Константа диссоциации воды при 25°C составляет:

$$K_{\text{д}} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad [35]$$

Пренебрегая незначительной долей распавшихся молекул, можно принять концентрацию недиссоциированной части воды, равной общей концентрации молекул воды H_2O которая составляет $1000/18 = 55,56$ моль/л.

Тогда:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{\text{д}} \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_{\text{в}}$$

Произведение концентраций ионов H^+ и OH^- - величина постоянная при данной температуре и называется ионным произведением воды ($K_{\text{в}}$).

В чистой воде и водных растворах:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л}$$

Кислотность или щелочность раствора определяется концентрацией ионов водорода:

в нейтральных растворах $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль / л}$ при 25°C ;

в кислых растворах $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль / л}$;

в щелочных растворах $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль / л}$.

2.5.2. Водородный показатель

Для характеристики кислотности среды введен водородный показатель pH - отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+] \quad [36]$$

В нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых растворах $pH < 7$, в щелочных растворах $pH > 7$.

Концентрация ионов OH^- может быть выражена через гидроксильный показатель pOH :

$$pOH = -\lg[OH^-] \quad [37]$$

В любых растворах выполняется условие:

$$pH + pOH = 14 \quad [38]$$

2.5.3. Примеры решения задач

Вычисление концентрации ионов H^+ и OH^- по известному значению водородного показателя

Пример 1. Вычислить концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, pH которого равен 5,25.

Решение:

По значению pH определяем концентрацию ионов H^+ в растворе:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad \lg[H^+] = 5,25.$$

Следовательно, $[H^+] = 5,62 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

Концентрацию ионов OH^- определяют по значению ионного произведения воды:

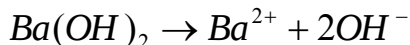
$$[OH^-] = \frac{[K_B]}{[H^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5,62 \cdot 10^{-6}} = 1,78 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$$

Вычисление pH в растворах сильных и слабых электролитов

Пример 2. Вычислить pH раствора, содержащего в 1 л 0,855 г гидроксида бария.

Решение:

Диссоциация молекулы гидроксида бария:



Концентрация ионов OH^- :

$$[OH^-] = C \cdot \alpha \cdot n = 0,005 \cdot 1 \cdot 2 = 0,01 \text{ моль/л},$$

где C – молярная концентрация раствора, моль/л;

α – степень диссоциации электролита (для сильных электролитов $\alpha = 1$, для слабых электролитов α рассчитывается по закону разбавления Оствальда);

n – число ионов, образующихся при диссоциации одной молекулы.

Гидроксильный показатель pOH :

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,01 = 2.$$

Водородный показатель pH :

$$pH = 14 - 2 = 12.$$

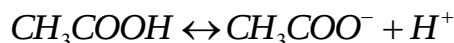
Пример 3. Вычислить pH 0,01 М раствора уксусной кислоты, если $K_{CH_3COOH} = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Решение:

Степень диссоциации уксусной кислоты:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Диссоциация молекулы уксусной кислоты:



Концентрация ионов $[\text{H}^+]$ в растворе:

$$[\text{H}^+] = 0,01 \cdot 4,17 \cdot 10^{-2} \cdot 1 = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель pH :

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,17 \cdot 10^{-4} = 3,38.$$

Вычисление pH при сливании растворов

Пример 4. Вычислить pH раствора, если к 25 мл 0,01 М раствора KOH ($\rho = 1$ г/мл) прибавили 500 мл воды. Плотность нового раствора 1 г/мл.

Решение:

1) Находим количество вещества KOH , содержащееся в 25 мл 0,01 М раствора:

$$n(\text{KOH}) = C(\text{KOH}) \cdot V_p = 0,01 \cdot 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

2) Вычисляем молярную концентрацию нового раствора гидроксида калия, полученного после разбавления. Поскольку плотность растворов условно принята 1 г/мл, то объем нового раствора равен:

$$V_p = 25 + 500 = 525 \text{ мл} = 0,525 \text{ л.}$$

Тогда:

$$C(\text{KOH}) = \frac{n(\text{KOH})}{V_p} = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,525} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

3) Находим концентрацию гидроксид-ионов:

$$\begin{aligned} \text{KOH} &\rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^- \\ [\text{OH}^-] &= C_{\text{KOH}} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л} \end{aligned}$$

4) Находим концентрацию ионов H^+ :

$$[\text{H}^+] = \frac{K_b}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-4}} = 2,1 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

5) Вычисляем pH нового раствора:

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2,1 \cdot 10^{-11} = 11 - \lg 2,1 = 11 - 0,3 = 10,7$$

Пример 5. К 20 мл 0,04 н. раствора HCl добавили 35 мл 0,02 н. раствора NaOH . Вычислить pH полученного раствора.

Решение:

1) В исходном растворе находим количества веществ эквивалентов:

$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V_p(\text{HCl}) = 0,04 \cdot 0,02 = 0,0008 \text{ моль}$$

$$n_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = C_{\text{эк}}(\text{NaOH}) \cdot V_p(\text{NaOH}) = 0,02 \cdot 0,035 = 0,0007 \text{ моль}$$

По закону эквивалентов $n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = n_{\text{эк}}(\text{NaOH})$.

2) Раствор в избытке содержит:

$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = 0,0008 - 0,0007 = 0,0001 \text{ моль.}$$

3) Находим концентрацию ионов $[H^+]$ в растворе:

$$V_{\text{общ}} = 20 + 35 = 55 \text{ мл} = 0,055 \text{ л;}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_p} = \frac{0,0001}{0,055} = 1,82 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

4) Вычисляем pH нового раствора:



$$[H^+] = C(\text{HCl}) = 1,82 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л;}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 1,82 \cdot 10^{-3} = 2,74 .$$

2.5.4. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Вычислить pH следующих растворов электролитов:

№ варианта	Электролит	Концентрация раствора	Константа диссоциации K_d	Степень диссоциации α
1	HCl	0,001 М	-	1
	Zn(OH) ₂	0,1М	$4,4 \cdot 10^{-5}$	-
2	NaOH	0,05 н.	-	1
	HNO ₂	0,15 н.	$4,6 \cdot 10^{-4}$	-
3	HNO ₃	0,063 г/л	-	1
	NH ₄ OH	1 н.	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-
4	KOH	0,0056 г/л	-	1
	HF	1 н.	-	0,07
5	HBr	0,0001 н.	-	1
	H ₂ S	0,1 М	$1,1 \cdot 10^{-7}$	-
6	RbOH	0,03 н.	-	1
	H ₂ S	0,1 М	-	0,0007
7	H ₂ SO ₄	0,0001 н.	-	1
	HNO ₂	0,025 н.	$4,6 \cdot 10^{-4}$	-
8	CsOH	0,15 г/л	-	1
	HBrO	0,2 М	$2,1 \cdot 10^{-9}$	-
9	HClO ₄	0,001 н.	-	1
	NH ₄ OH	0,03 М	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-
10	HNO ₃	0,0001 н.	-	1
	HCN	1М	$7,9 \cdot 10^{-2}$	-

Окончание табл.

№ варианта	Электролит	Концентрация раствора	Константа диссоциации K_d	Степень диссоциации α
11	NaOH	0,0001 н.	-	1
	H ₂ CO ₃	0,1 М	-	0,0017
12	H ₂ SO ₄	0,0098 г/л	-	1
	CH ₃ COOH	0,0001 н.	-	0,306
13	KOH	0,1 %	-	1
	HCOOH	0,2 М	$1,8 \cdot 10^{-4}$	-
14	HCl	0,01 %	-	1
	CH ₃ COOH	0,1 н.	-	0,004
15	NaOH	0,0004 г/л	-	1
	H ₂ CO ₃	0,1 М	$4,5 \cdot 10^{-7}$	-
16	HNO ₃	0,01 %	-	1
	NH ₄ OH	0,02 н.	$1,8 \cdot 10^{-5}$	-
17	KOH	0,0001 н.	-	1
	HF	0,1 н.	$6,6 \cdot 10^{-4}$	-
18	HBr	1 г/л	-	1
	CH ₃ COOH	0,001 н.	-	0,118
19	RbOH	0,0001 н.	-	1
	HCOOH	0,1 М	$1,8 \cdot 10^{-4}$	-
20	H ₂ SO ₄	0,0196 г/л	-	1
	HNO ₂	0,01М	$4,6 \cdot 10^{-4}$	-

Задача 2

Вычислить концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, а также концентрацию электролита, pH которого равен

Вариант	pH	Электролит	Вариант	pH	Электролит
1	5	H ₂ SO ₄	11	10	Ca(OH) ₂
2	2,5	HCl	12	3,2	HBr
3	3	H ₂ SO ₄	13	2,8	HNO ₃
4	9	Ca(OH) ₂	14	2,6	HNO ₃
5	3,5	HNO ₃	15	5,2	HBr
6	5,5	HCl	16	8	Ba(OH) ₂
7	6,3	HNO ₃	17	5,4	HCl
8	11	Ba(OH) ₂	18	3,6	HNO ₃
9	4	H ₂ SO ₄	19	2,8	HClO ₄
10	4,5	HClO ₄	20	3	H ₂ SO ₄

Задача 3

Вычислить pH раствора, если к V_1 (. . .) мл раствора A прибавлено V_2 (. . .) мл воды. Плотности растворов принять равными 1 г/мл.

№ варианта	Раствор А			Объем воды V_2 , мл	№ варианта	Раствор А			Объем воды V_2 , мл
	объем V_1 , мл	концентрация	растворенное вещество			объем V_1 , мл	концентрация	растворенное вещество	
1	50,0	0,01 н.	H ₂ SO ₄	750	11	35,0	0,01 М	HBr	900
2	30,0	0,05 М	NaOH	400	12	20,0	0,02 н.	NaOH	850
3	15,0	0,08 н.	HCl	100	13	30,0	0,01 М	H ₂ SO ₄	970
4	60,0	0,1 н.	KOH	500	14	10,0	0,05 н.	H ₂ SO ₄	200
5	25,0	0,4 н.	HNO ₃	800	15	20,0	0,01 н.	NaOH	900
6	40,0	0,05 н.	Ba(OH) ₂	600	16	2,0	0,003 н.	HCl	350
7	20,0	0,002М	HClO ₄	200	17	2,0	0,002М	KOH	400
8	10,0	0,005М	Ca(OH) ₂	300	18	1,0	0,5 М	HNO ₃	800
9	50,0	0,06 н.	H ₃ PO ₄	700	19	25,0	0,01 н.	Ba(OH) ₂	700
10	10,0	0,05 н.	LiOH	450	20	1,0	0,005М	HClO ₄	100

Задача 4

Определить pH раствора, полученного при сливании растворов A и B .

№ варианта	Раствор А			Раствор В		
	объем, мл	концентрация	растворенное вещество	объем, мл	концентрация	растворенное вещество
1	25	0,2 н.	HCl	25	0,1 н.	NaOH
2	30	0,05 М	HClO ₄	30	0,03 н.	KOH
3	50	0,25 М	HCl	50	0,05 н.	NaOH
4	35	0,6 н.	HNO ₃	35	0,4 н.	KOH
5	100	0,02 М	HCl	100	0,006 М	NaOH
6	10	0,1 н.	HNO ₃	10	6 % $\rho=1,07$ г/мл	NaOH
7	50	0,06 М	Ba(OH) ₂	50	0,08 н.	H ₂ SO ₄
8	20	0,075 н.	HClO ₄	20	0,055 н.	KOH
9	60	0,1 н.	H ₂ SO ₄	60	0,1 н.	NaOH
10	100	0,2 н.	HCl	100	3 % $\rho=1,03$ г/мл	KOH

№ варианта	Раствор А			Раствор В		
	объем, мл	концентрация	растворенное вещество	объем, мл	концентрация	растворенное вещество
11	80	0,02 н.	HBr	80	0,04 М	NaOH
12	70	0,2 М	HNO ₃	70	0,2 н.	Ca(OH) ₂
13	25	0,2 М	H ₂ SO ₄	25	0,6 н.	CsOH
14	40	0,004 М	HNO ₃	40	0,001 н.	Ca(OH) ₂
15	10	6 М	HBr	10	2 н.	NaOH
16	35	0,03 М	HNO ₃	35	0,05 М	KOH
17	50	1,0 М	HCl	50	0,095 н.	NaOH
18	20	0,1 н.	HNO ₃	20	0,1 н.	NaOH
19	19	0,1 н.	HCl	19	0,2 н.	Ca(OH) ₂
20	15	0,1 н.	H ₂ SO ₄	15	0,1 н.	NaOH

2.6. Гидролиз солей

Гидролиз - реакция ионного обмена между различными веществами и водой. Процессу гидролиза подвергаются соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и т.д.

Гидролиз соли - это взаимодействие между ионами соли и ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидролиз солей обусловлен взаимной электролитической диссоциацией солей и воды, а также образующихся в результате гидролиза кислот, оснований и солей. Гидролиз протекает с образованием малодиссоциированных, летучих или малорастворимых веществ. В процессе гидролиза один или оба иона незначительно диссоциирующей воды связываются ионами подвергающейся гидролизу соли, вследствие чего все новые и новые молекулы воды вовлекаются в реакцию. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

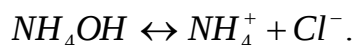
- слабым основанием и сильной кислотой (*например, NH₄Cl, ZnSO₄*);
- сильным основанием и слабой кислотой (*например, CH₃COONa, Na₂CO₃*);
- слабым основанием и слабой кислотой (*например, Fe₂S₃; CH₃COONH₄*).

Рассмотрим три случая гидролиза:

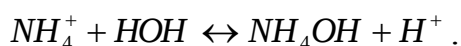
1. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону.

Например, соль NH₄Cl образована слабым основанием NH₄OH и сильной кислотой HCl.

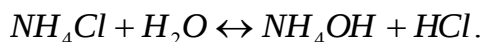
В водном растворе соль диссоциирует на катионы NH₄⁺ и анионы Cl⁻:



Гидролиз идет по иону слабого электролита, то есть по катиону NH₄⁺:

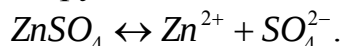


Это сокращенное молекулярно-ионное уравнение данного процесса. Для составления молекулярного уравнения катионы NH_4^+ и высвобождающийся ион водорода нужно объединить с анионом сильной кислоты (Cl^-):

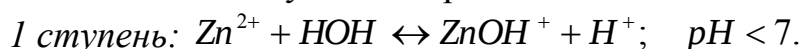


Накопление ионов H^+ приводит к тому, что реакция среды становится кислой, $pH < 7$.

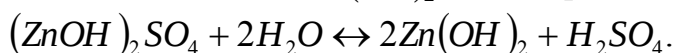
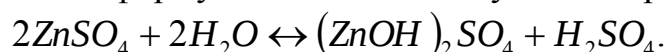
Если соль образована сильной кислотой и слабым многокислотным основанием, гидролиз протекает ступенчато. Например, соль $ZnSO_4$ образована слабым двухкислотным основанием $Zn(OH)_2$ и сильной кислотой H_2SO_4 . В водном растворе эта соль диссоциирует:



Возможны две степени гидролиза:



Для составления молекулярного уравнения, образовавшиеся положительно заряженные ионы ($ZnOH^+$, H^+) нужно объединить с анионами сильной кислоты (SO_4^{2-}) и составить формулы соединений с учетом зарядов ионов:



Практически (преимущественно) гидролиз идет только по первой ступени.

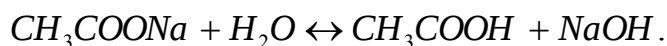
2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются по аниону. Например, соль CH_3COONa образована сильным основанием $NaOH$ и слабой кислотой CH_3COOH . Ее диссоциация:



Гидролиз идет по аниону:

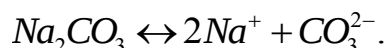


Для составления молекулярного уравнения высвобождающийся гидроксид ион (OH^-) и ион CH_3COO^- нужно объединить с катионом сильного основания (Na^+):

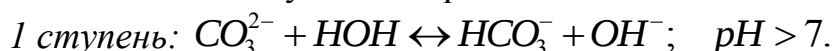


Накапливание ионов OH^- создает щелочную реакцию среды ($pH > 7$).

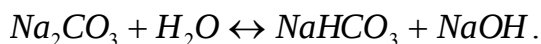
Гидролиз солей слабых многоосновных кислот протекает ступенчато. Например, соль Na_2CO_3 образована сильным основанием $NaOH$ и слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 . Ее диссоциация:



Возможны две степени гидролиза:



Чтобы составить молекулярное уравнение нужно все отрицательно заряженные ионы объединить с катионами сильного основания (Na^+) и составить формулы соединений:

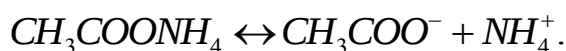


2 ступень: $HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$; $pH > 7$.

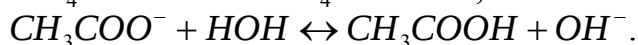
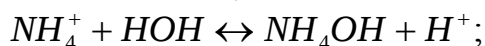


Практически (преимущественно) гидролиз идет только по первой ступени.

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются и по катиону, и по аниону. Например, соль CH_3COONH_4 образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой CH_3COOH . Ее диссоциация:



Гидролизуя катион и анион, получим:

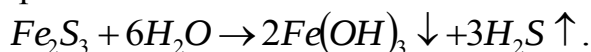


Суммируя процессы гидролиза по катиону и по аниону и учитывая, что $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, получим суммарное уравнение гидролиза по катиону и по аниону:

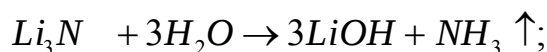


Реакция среды в этом случае близка к нейтральной, так как не происходит заметного накопления избытка ионов H^+ или OH^- ($pH \approx 7$).

Если кислота и основание, образующие соль, не только слабые электролиты, но и малорастворимы или неустойчивы, то гидролиз сопровождается полным разложением соли:

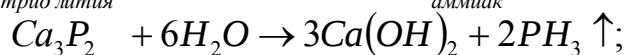


Полному гидролизу в водных растворах подвергаются также нитриды, фосфины, карбиды и силициды металлов:



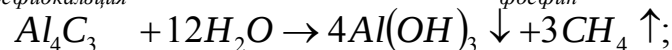
нитрид лития

аммиак



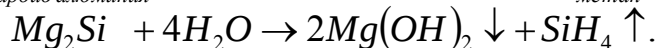
фосфидкальция

фосфин



карбид алюминия

метан



силицид магния

силан

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, например, $NaCl$, гидролизу не подвергаются, среда остается нейтральной ($pH = 7$).

2.6.1. Количественные характеристики процесса гидролиза

Количественно процесс гидролиза солей может быть охарактеризован с помощью степени гидролиза h и константы гидролиза K_z .

Степень гидролиза - это отношение числа гидролизированных молекул $N_{гидр.}$ к общему числу растворенных молекул $N_{общ.}$:

$$h = \frac{N_{гидр.}}{N_{общ.}}. \quad [39]$$

Константа гидролиза определяется из выражения константы равновесия реакции гидролиза. Например, гидролиз соли CH_3COONa :



характеризуется константой равновесия K :

$$K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}.$$

Концентрация воды в растворе практически постоянна, поэтому величину $[H_2O]$ можно объединить с K :

$$K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K_z \text{ - константа гидролиза.}$$

Но из ионного произведения воды $[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]}$, где K_{H_2O} - ионное произведение воды, равное $K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ (при $25^\circ C$), тогда:

$$K_z = \frac{[CH_3COOH] \cdot K_{H_2O}}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_k},$$

где K_k - константа диссоциации слабой кислоты (в данном случае - уксусной кислоты).

$$K_k = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}.$$

Константа гидролиза K_z связана со степенью гидролиза h следующим уравнением:

$$K_z = \frac{C \cdot h^2}{1 - h}, \quad [40]$$

где C - концентрация соли, *моль/л*.

Так как величина $h \ll 1$, то можно принять $(1 - h) \approx 1$, тогда:

$$K_z = C \cdot h^2, \quad [41]$$

$$h = \sqrt{\frac{K_z}{C}}. \quad [42]$$

Изменение pH раствора соли, происходящее в результате ее гидролиза, может быть вычислено, если известны константа гидролиза или степень гидролиза и концентрация соли. Для рассматриваемого примера имеем:

$$K_z = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]},$$

но $[CH_3COOH] = [OH^-]$ в соответствии с ионным уравнением,

$$[CH_3COO^-] = C \cdot (1 - h) \approx C, \text{ т.к. } h \ll 1, \text{ тогда } K_z = \frac{[OH^-]^2}{C};$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_z}{C}} = \sqrt{C \cdot h^2 \cdot C} = C \cdot h, \quad pH = 14 - pOH = 14 - \lg(C \cdot h).$$

Аналогично можно вывести формулы для расчета K_z , h и pH для оставшихся двух типов гидролиза. Эти формулы приведены в таблице 8:

Таблица 8

Формулы для расчета K_z , h

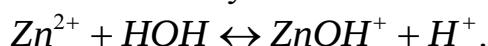
Соль образована	K_z	h	Кислотность раствора, (моль/л)
Сильное основание и слабая кислота	K_{H_2O} / K_k	$\sqrt{K_z / C}$	$[OH^-] = \sqrt{K_z \cdot C} = C \cdot h$
Слабое основание и сильная кислота	K_{H_2O} / K_o	$\sqrt{K_z / C}$	$[H^+] = \sqrt{K_z \cdot C} = C \cdot h$
Слабое основание и слабая кислота	$\frac{K_{H_2O}}{K_o \cdot K_k}$	$\sqrt{K_z}$	$[H^+] = \sqrt{K_{H_2O} \frac{K_z}{K_o}}$

2.6.2. Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить K_z , h и pH для 0,2 М раствора $ZnCl_2$, ограничиваясь только первой ступенью гидролиза.

Решение:

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой. Молекулярно-ионное уравнение гидролиза соли по 1 степени:



Для расчета значений требуемых величин воспользуемся соответствующими формулами из таблицы.

$$\text{Константа гидролиза } K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_o} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-5}} = 2,5 \cdot 10^{-10}.$$

$$K_o = K(ZnOH^+) = 4,0 \cdot 10^{-5} \text{ (2 степень диссоциации } Zn(OH)_2 \text{)}.$$

Степень гидролиза h :

$$h = \sqrt{\frac{K_z}{C}} = \sqrt{\frac{2,5 \cdot 10^{-10}}{0,2}} = 3,5 \cdot 10^{-5}.$$

$$[H^+] = C \cdot h = 0,2 \cdot 3,5 \cdot 10^{-5} = 0,7 \cdot 10^{-5} \text{ моль / л.}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,7 \cdot 10^{-5} = 5,15.$$

2.6.3. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Какие из солей А (... , ..., ...) подвергаются гидролизу? Составьте для них молекулярные и ионные уравнения гидролиза, во всех случаях укажите pH среды (>7 , <7 , $=7$).

№ варианта	Формулы солей А		
1	NaClO	SnJ ₂	Rb ₂ SO ₄
2	Na ₂ HPO ₄	Pb(NO ₃) ₂	NH ₄ ClO
3	Li ₂ SO ₃	AlCl ₃	(NH ₄) ₂ CO ₃
4	Ca(HS) ₂	ZnJ ₂	Cu(CH ₃ COO) ₂
5	Ca(CN) ₂	NiSO ₄	Na ₂ CrO ₄
6	Na ₃ PO ₄	MnBr ₂	(NH ₄) ₂ S
7	Ca(CH ₃ COO) ₂	Fe ₂ (SO ₄) ₃	Al ₂ S ₃
8	Na ₂ WO ₄	Cu(NO ₃) ₂	Pb(CH ₃ COO) ₂
9	Rb ₂ S	(NH ₄) ₂ SO ₄	NaJO ₄
10	K ₂ SiO ₃	Bi(NO ₃) ₃	HCOONH ₄
11	NaNO ₃	SnCl ₂	NH ₄ VO ₃
12	Sr(CH ₃ COO) ₂	CrJ ₃	Cs ₂ SO ₄

№ варианта	Формулы солей А		
13	NaVO_3	$\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2$	$\text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
14	CH_3COOK	$\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
15	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$	TeBr_4	LiCl
16	NaHSO_3	MnSO_4	$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$
17	KCN	CuCl_2	NaClO_4
18	KHSO_3	CoSO_4	HCOONa
19	Na_2SiO_3	NH_4NO_3	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
20	KReO_4	FeCl_3	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$

Задача 2

Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли *Б* (...). Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и *pH* ... *М* раствора этой соли. Расчет произведите, учитывая только первую ступень гидролиза. Значения констант диссоциации кислот и оснований представлены в Приложении 3.

№ варианта	Формула соли <i>Б</i>	Молярная концентрация раствора соли <i>Б</i>
1	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	0,05
2	NH_4CN	0,1
3	KCN	0,0004
4	Na_2CO_3	0,02
5	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$	0,03
6	NH_4J	0,01
7	Na_3PO_4	0,3
8	K_2SO_3	0,02
9	HCOOK	0,1
10	CH_3COONa	0,001
11	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	0,01
12	K_2SiO_3	0,0001
13	NaCN	0,04
14	NaHCO_3	0,25
15	LiNO_3	0,01
16	AlCl_3	0,0004
17	BeSO_4	0,0025
18	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	0,36
19	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	0,0001
20	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	0,5

2.6.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы «Гидролиз солей»

Цель работы: изучить гидролиз различных солей и факторов, влияющих на степень гидролиза.

Выполнение работы

Реакция среды водного раствора соли

Таблица 9

Варианты к опыту

Варианты	Соль		
	A	B	C
1	Na_2CO_3	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	BaCl_2
2	$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	CdSO_4	NaCl
3	CH_3COOK	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
4	Na_2SO_3	BeSO_4	K_2SO_4
5	NaHCO_3	CuSO_4	KCl
6	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Na_2SO_4
7	K_2CO_3	CrCl_3	KNO_3
8	Na_2SiO_3	ZnCl_2	NaNO_3

В три пробирки поместить по 1 микрошпателю кристаллических солей: в первую - соль A, во вторую - соль B, в третью - соль C (табл. 9). В каждую пробирку прилить для растворения соли 2-3 мл дистиллированной воды. С помощью индикатора установить характер среды водного раствора данных солей.

Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза. Рассчитайте константы гидролиза. Какую реакцию среды имеют водные растворы солей? Укажите *pH* раствора. Отметьте цвет индикатора в растворе каждой соли.

Сделайте вывод о реакциях среды водных растворов.

Влияние температуры на гидролиз

Таблица 10

Варианты к опыту

Вариант	Соль A	Индикатор B	Вариант	Соль A	Индикатор B
1	ZnCl_2	метилоранж	5	FeSO_4	метилоранж
2	Na_2SO_3	фенолфталеин	6	CH_3COONa	фенолфталеин
3	K_2CO_3	фенолфталеин	7	CdSO_4	метилоранж
4	CH_3COOK	фенолфталеин	8	NaHCO_3	фенолфталеин

В две пробирки поместить по 1 микрошпателью кристаллической соли *A* и растворить ее в небольшом количестве дистиллированной воды, добавить 1-2 капли индикатора *B* в каждую пробирку (табл. 10). Отметить цвет раствора.

Одну пробирку оставить для сравнения. Вторую пробирку поставить на водяную баню и нагреть. Как изменяется интенсивность окраски раствора?

Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей. Какова реакция среды водного раствора соли? Как влияет повышение температуры на гидролиз?

Совместный гидролиз

Таблица 11

Варианты к опыту

Вариант	Соль <i>A</i>	Вариант	Соль <i>A</i>
1	SnCl_2	5	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	6	ZnCl_2
3	SbCl_3	7	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
4	ZnSO_4	8	BeSO_4

К 1-2 мл раствора соли *A* добавить по каплям насыщенный раствор карбоната натрия до образования осадка (табл. 11). Пробирку с осадком нагреть на водяной бане. Осадок разделить на две пробирки. В одну пробирку добавить 2 н. раствор азотной кислоты, в другую - 2 н. раствор щелочи до растворения осадков. Объяснить, почему полученный осадок растворим и в кислоте и в щелочи.

Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании раствора соли *A* с раствором карбоната натрия. Сделать вывод.

Обратимость гидролиза

В пробирку поместить 5-6 капель раствора соли SbCl_3 или BiCl_3 и добавить по каплям дистиллированной воды до появления осадка, отметить его цвет.

К полученному осадку добавить по каплям концентрированный раствор соляной кислоты до растворения осадка.

Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза соли по стадиям. Объяснить смещение равновесия реакции гидролиза при добавлении кислоты и разбавлении раствора.

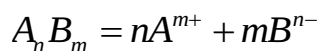
2.6.5. Вопросы для самоконтроля

1. Что такое гидролиз солей?
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Как определить среду раствора соли?

4. Что такое степень гидролиза?
5. Как рассчитать константу гидролиза?
6. Какие факторы влияют на смещение равновесия реакции гидролиза соли?
7. При каких условиях можно усилить гидролиз соли?

2.7. Произведение растворимости

В насыщенном растворе малорастворимого электролита непрерывно протекают два противоположно направленных процесса: растворение осадка и кристаллизация. В определенный момент времени устанавливается гетерогенное равновесие между твердой фазой и водным раствором, при этом скорость растворения осадка равна скорости кристаллизации. Так, для насыщенного раствора электролита A_nB_m :

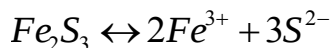


Поскольку этот процесс гетерогенный, то есть протекает на поверхности осадка, то константа равновесия этого процесса будет определяться только произведением концентраций ионов. В насыщенном растворе произведение молярных концентраций ионов малорастворимого электролита, взятых в степенях равных их стехиометрическим коэффициентам, есть величина постоянная при данной температуре и называется произведением растворимости (PP):

$$PP(A_nB_m) = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m \quad [43]$$

где $[A^{m+}]$ - концентрация катиона, моль/л;
 $[B^{n-}]$ - концентрация аниона, моль/л;
 n и m - стехиометрические коэффициенты.

Например, для малорастворимого электролита Fe_2S_3 :



$$PP(Fe_2S_3) = [Fe^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3$$

PP зависит от природы растворителя и растворенного вещества, от температуры и не зависит от концентрации ионов в растворе. Произведение растворимости и растворимость являются характеристиками малорастворимого вещества.

Растворимость - концентрация насыщенного раствора электролита, выражается в моль/л, г/л, г/100 г H_2O .

Молярная растворимость (S) совпадает с молярной концентрацией насыщенного раствора и связана с PP :

$$PP(A_nB_m) = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m = (mS)^n \cdot (nS)^m = m^n \cdot n^m \cdot S^{n+m}. \quad [44]$$

Для двухионных электролитов типа $BaSO_4$, $AgCl$ ($m=1$, $n=1$):

$$PP(BaSO_4) = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = S^2$$

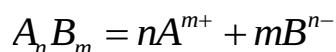
Для трехионных электролитов типа CaF_2 , Ag_2S ($m=1$, $n=2$ или $m=2$, $n=1$):

$$CaF_2 \leftrightarrow Ca^{2+} + 2F^-$$

$$PP(CaF_2) = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = S \cdot 2S^2 = 4S^3.$$

По известной растворимости вещества можно найти значение PP и наоборот.

Зная концентрации ионов малорастворимого электролита в растворе, можно рассчитать выпадет ли в данном случае осадок. Если при смешивании двух растворов, содержащих ионы малорастворимого электролита, оказывается, что произведение фактических концентраций ионов (PK) меньше PP этого малорастворимого электролита, то осадок не образуется. Если PK больше PP , то в таком растворе образуется осадок.



$$PK(A_nB_m) = (C_{A^{m+}})^n \cdot (C_{B^{n-}})^m \quad [45]$$

Таким образом:

$PK > PP$ - условие образования осадка;

$PK < PP$ - условие растворения осадка.

Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита

Пример 1. Растворимость оксалата серебра равна $3,27 \cdot 10^{-3}$ г/100 г H_2O . Определите произведение растворимости $Ag_2C_2O_4$.

Решение:

Молярная масса $Ag_2C_2O_4$ равна:

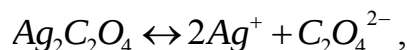
$$M(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 304 \text{ г/моль.}$$

Для перехода растворимости, выраженной в г/100 г H_2O , к молярной концентрации, можно принять объем насыщенного раствора $\approx 100 \text{ мл}$, учитывая малую растворимость электролита в H_2O .

Молярная растворимость $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ равна:

$$S = \frac{3,27 \cdot 10^{-3} \cdot 1000}{304 \cdot 100} = 1,076 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

В насыщенном растворе оксалата серебра устанавливается гетерогенное равновесие:



из которого следует, что при диссоциации 1 моль $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ образуется 2 моль ионов Ag^+ и 1 моль ионов $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$. Равновесные молярные концентрации ионов будут равны:

$$[\text{Ag}^+] = 1,076 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 2,15 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1,076 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л;}$$

$$\text{Тогда } \text{PP}(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}];$$

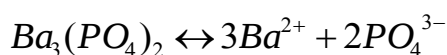
$$\text{PP}(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = (2,15 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 1,076 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-12}.$$

Вычисление растворимости и концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе

Пример 2. Произведение растворимости фосфата бария равно $6 \cdot 10^{-39}$. Вычислить растворимость (моль/л и г/л) и концентрации ионов в его насыщенном водном растворе.

Решение:

Гетерогенное равновесие в насыщенном растворе $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$:



$$\text{PP}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ba}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Обозначим концентрацию насыщенного раствора $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ через $S \text{ моль/л}$. Концентрация ионов в растворе пропорциональна молярной концентрации малорастворимого электролита и числу ионов, полученных при диссоциации молекулы. Тогда:

$$[\text{Ba}^{2+}] = 3 S \text{ моль/л;}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 2 S \text{ моль/л.}$$

Подставим эти величины в выражение $\text{PP}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2)$:

$$\text{PP}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = (3S)^3 \cdot (2S)^2;$$

$$6 \cdot 10^{-39} = 108 S^5.$$

Решая уравнение относительно S , получим:

$$S = 0,89 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$$

Концентрации ионов равны:

$$[Ba^{2+}] = 3 \cdot 0,89 \cdot 10^{-8} = 2,7 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л};$$

$$[PO_4^{3-}] = 2 \cdot 0,89 \cdot 10^{-8} = 1,8 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}.$$

Молярная растворимость $Ba_3(PO_4)_2$ равна $0,89 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Чтобы от молярной растворимости перейти к растворимости в г/л, необходимо молярную растворимость умножить на молярную массу вещества.

$$M(Ba_3(PO_4)_2) = 310 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Растворимость в г/л равна } 310 \cdot 0,89 \cdot 10^{-8} = 2,76 \cdot 10^{-6} \text{ г/л}.$$

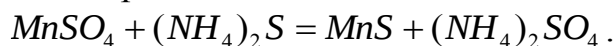
$$\text{Ответ: } 0,89 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}; 2,76 \cdot 10^{-6} \text{ г/л}.$$

Вычисление возможности образования осадка

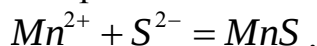
Пример 3. Произведение растворимости сульфида марганца(II) равно $5,6 \cdot 10^{-16}$. Выпадет ли осадок при смешивании 4 мл $0,04$ н. $MnSO_4$ и 6 мл $0,01$ М $(NH_4)_2S$?

Решение:

Молекулярное уравнение реакции:



Ионно-молекулярное уравнение реакции:



Для определения условия образования осадка необходимо рассчитать $ПК$:

$$ПК(MnS) = [Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}].$$

Для определения концентраций ионов Mn^{2+} нужно перевести молярную концентрацию эквивалента $MnSO_4$ в молярную:

$$C(MnSO_4) = C_{\text{экв}}(MnSO_4) \cdot f_{\text{экв}}(MnSO_4),$$

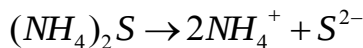
$$C(MnSO_4) = 0,04 \cdot 1/2 = 0,02 \text{ моль/л}.$$

Определим концентрации ионов до сливания растворов:



$$0,02 \text{ моль/л} \quad 0,02 \text{ моль/л}$$

$$[Mn^{2+}] = 0,02 \text{ моль/л}.$$



$$0,01 \text{ моль/л} \quad 0,01 \text{ моль/л}$$

$$[S^{2-}] = 0,01 \text{ моль/л}.$$

При смешивании растворов $MnSO_4$ и $(NH_4)_2S$ объем смеси стал 10 мл.

Концентрации ионов после смешивания растворов:

$$[Mn^{2+}] = (0,02 \cdot 4) / 10 = 0,008 \text{ моль/л}.$$

$$[S^{2-}] = (0,01 \cdot 6) / 10 = 0,006 \text{ моль/л}.$$

$$ПК(MnS) = [Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 0,008 \cdot 0,006 = 4,8 \cdot 10^{-5}$$

Сравниваем $ПК$ с $ПР$:

$$4,8 \cdot 10^{-5} > 5,6 \cdot 10^{-16}, \text{ т.е. } ПК > ПР.$$

Следовательно, при сливании 4 мл 0,04 н. раствора $MnSO_4$ и 6 мл 0,01 М раствора $(NH_4)_2S$ образуется осадок MnS .

Исходные данные и результаты расчета заносим в таблицу:

Ионы	Концентрация до сливания растворов, моль/л	Концентрация после сливания растворов, моль/л	$ПК = [Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}]$
$[Mn^{2+}]$	0,02	$(0,02 \cdot 4)/10 = 0,008$	$ПК = 0,008 \cdot 0,006 = 4,8 \cdot 10^{-5}$
$[S^{2-}]$	0,01	$(0,01 \cdot 6)/10 = 0,006$	$4,8 \cdot 10^{-5} > 5,6 \cdot 10^{-16}$

2.7.1. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

1.1. При комнатной температуре растворимость фосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$ равна $1,7 \cdot 10^{-3}$ г/л. Чему равно произведение растворимости этой соли при той же температуре?

1.2. Растворимость иодида свинца (II) при $25^\circ C$ равна $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости иодида свинца (II).

1.3. Вычислите произведение растворимости хромата серебра Ag_2CrO_4 , если в 500 мл воды растворяется 0,011 г Ag_2CrO_4 при $25^\circ C$.

1.4. Рассчитайте произведение растворимости карбоната серебра Ag_2CO_3 в насыщенном растворе при $25^\circ C$, если массовая доля этой соли равна 0,0086 % (плотность раствора принять равной 1 г/мл).

1.5. Найдите значение произведения растворимости карбоната магния $MgCO_3$, если растворимость $MgCO_3$, при $25^\circ C$ равна $6,67 \cdot 10^{-2}$ г/л.

1.6. В 1 л насыщенного раствора фосфата свинца $Pb_3(PO_4)_2$ при $25^\circ C$ содержится $1,2 \cdot 10^{-6}$ г растворенной соли. Вычислите произведение растворимости соли.

1.7. В 100 мл насыщенного раствора иодида свинца содержится при $20^\circ C$ 0,0268 г свинца в виде ионов. Вычислите произведение растворимости иодида свинца (II).

1.8. Растворимость сульфида мышьяка (III) при $25^\circ C$ равна $8,1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости As_2S_3 .

1.9. В 500 мл насыщенного раствора фторида свинца при $22^\circ C$ содержится 0,245 г растворенного вещества. Вычислите произведение растворимости PbF_2 .

1.10. Концентрация ионов Fe^{2+} в насыщенном растворе FeS при $25^\circ C$ равна $6 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости FeS .

1.11. Насыщенный раствор $AgIO_3$ объемом 3 л при $25^\circ C$ содержит в виде ионов 0,176 г серебра. Вычислите произведение растворимости иодата серебра.

1.12. В 100 мл воды при 25°C растворяется $8,78 \cdot 10^{-3}$ г пирофосфата бария. Вычислите произведение растворимости $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$.

1.13. Найдите произведение растворимости, зная, что концентрация гидроксида кобальта (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $0,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

1.14. Чему равно произведение растворимости бромида свинца, если растворимость при 25°C PbBr_2 равна 0,427 г?

1.15. Рассчитайте произведение растворимости вольфрамата серебра, если массовая доля Ag_2WO_4 в насыщенном растворе при 22°C равна 0,00012 (плотность раствора принять равной 1 г/мл).

1.16. Определите произведение растворимости фторида магния, если растворимость в воде при 25°C MgF_2 равна 0,001 моль/л.

1.17. Растворимость гидроксида железа (III) при 22°C равна $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

1.18. Растворимость фосфата серебра в воде при 20°C равна 0,0065 г/л. Рассчитайте произведение растворимости Ag_3PO_4 .

1.19. В 200 мл воды при 22°C растворяется 0,35 г AgBrO_3 . Определите произведение растворимости этой соли.

1.20. Рассчитайте произведение растворимости гидроксида железа (II), если растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $0,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Задача 2

1.1. Произведение растворимости сульфата бария равно $1,1 \cdot 10^{-10}$ при 25°C. Вычислите растворимость BaSO_4 в моль/л и г/л.

1.2. Произведение растворимости сульфата кальция составляет $9,1 \cdot 10^{-6}$ при 22°C. Рассчитайте растворимость CaSO_4 в моль/л. Сколько граммов кальция в виде ионов содержится в 300 мл насыщенного раствора?

1.3. При 25°C произведение растворимости фосфата свинца $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ равно $1,5 \cdot 10^{-32}$. Какова растворимость этой соли в г/л и молярная концентрация ионов соли в насыщенном растворе?

1.4. При 25°C произведение растворимости сульфида меди (I) равно $2 \cdot 10^{-47}$. Рассчитайте растворимость Cu_2S в моль/л, г/л и концентрацию ионов Cu^+ .

1.5. При комнатной температуре произведение растворимости гидроксида никеля (II) равно $1,6 \cdot 10^{-14}$. Какова растворимость $\text{Ni}(\text{OH})_2$ в моль/л?

1.6. Вычислите концентрации ионов в моль/л и г/л и молярную растворимость гидроксида магния в насыщенном растворе, если произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 25°C равно $3,2 \cdot 10^{-11}$.

1.7. Произведение растворимости карбоната кальция при 20°C равно $4,8 \cdot 10^{-9}$. Рассчитайте растворимость CaCO_3 в моль/л и концентрации ионов в моль/л и г/л.

1.8. Вычислите растворимость карбоната серебра Ag_2CO_3 в насыщенном растворе, если его произведение растворимости при 25°C равно $5,0 \cdot 10^{-12}$. Сколько граммов серебра в виде ионов содержится в 500 мл насыщенного раствора?

1.9. Произведение растворимости хлорида серебра при 100°C равно $1,4 \cdot 10^{-4}$. Найдите растворимость AgCl в кипящей воде в *моль/л*.

1.10. В насыщенном растворе фосфата магния объемом 10 л содержится 3 г $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. Вычислите растворимость и концентрации ионов соли в *моль/л*.

1.11. Чему равна концентрация ионов Pb^{2+} и SO_4^{2-} в насыщенном растворе сульфата свинца и его растворимость, выраженная в *моль/л* и *г/л*? Произведение растворимости PbSO_4 при 25°C равно $2,2 \cdot 10^{-8}$.

1.12. Концентрация йодид-ионов в насыщенном растворе йодида свинца (II) равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ *моль/л*. Определите растворимость в *моль/л* и *г/л* и концентрацию Pb^{2+} в этом растворе.

1.13. Произведение растворимости Ag_3AsO_4 составляет $1 \cdot 10^{-22}$. В каком объеме насыщенного раствора содержится $6,4\text{ мг}$ этой соли?

1.14. Вычислите растворимость фосфата серебра в *моль/л* и *г/л*. Произведение растворимости Ag_3PO_4 при 25°C равно $1,8 \cdot 10^{-18}$.

1.15. Вычислите растворимость AgI в *моль/л* и *г/л* и концентрации ионов. Произведение растворимости йодида серебра равно $8,3 \cdot 10^{-17}$.

1.16. Произведение растворимости фторида свинца PbF_2 при 18°C равно $3,2 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов свинца в виде ионов содержится в 400 мл насыщенного раствора?

1.17. Рассчитайте концентрации ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} в насыщенном растворе $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ при 25°C , если произведение растворимости при этой температуре равно $1 \cdot 10^{-25}$.

1.18. При 15°C произведение растворимости йодида свинца (II) равно $8,7 \cdot 10^{-9}$. Вычислите концентрации ионов Pb^{2+} и I^- в насыщенном растворе йодида свинца (II).

1.19. Вычислите концентрации ионов в *моль/л* и *г/л* и растворимость CaF_2 в *моль/л* в насыщенном растворе. Произведение растворимости CaF_2 при 21°C равно $3,2 \cdot 10^{-11}$.

1.20. Рассчитайте равновесную молярную концентрацию ионов Ag^+ в насыщенном растворе Ag_2CrO_4 при 25°C . Произведение растворимости хромата серебра равно $1,2 \cdot 10^{-12}$.

Задача 3

Образуется ли осадок при сливании растворов *A* и *B* с указанными объемами и концентрациями.

Вариант	Раствор А	Раствор В	Осадок	ПР
1	10 мл 0,01 н. CuSO_4	15 мл 0,02 н. Na_2S	CuS	$4 \cdot 10^{-38}$
2	6 мл 0,04 н. LaCl_3	9 мл 0,04 н. KOH	$\text{La}(\text{OH})_3$	$5 \cdot 10^{-21}$
3	10 мл 0,01 М CaCl_2	5 мл 0,1 н. K_2CrO_4	CaCrO_4	$2,3 \cdot 10^{-2}$

Окончание табл.

Вариант	Раствор А	Раствор В	Осадок	ПП
4	10 мл 0,005 М BaCl ₂	6 мл 0,1 н. Na ₂ SO ₄	BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
5	50 мл 0,01 н. Pb(NO ₃) ₂	30 мл 0,001 М H ₂ SO ₄	PbSO ₄	$2,2 \cdot 10^{-8}$
6	15 мл 0,01 н. Ca(NO ₃) ₂	5 мл 0,2 н. (NH ₄) ₂ CO ₃	CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$
7	10 мл 0,1 н. MgSO ₄	2 мл 0,02 н. NaOH	Mg(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-12}$
8	15 мл 0,05 н. Pb(NO ₃) ₂	5 мл 0,04 М HCl	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
9	6 мл 0,002 н. CuSO ₄	6 мл 0,001 М NaOH	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
10	20 мл 0,05 н. CaCl ₂	10 мл 0,005 М Na ₂ CO ₃	CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
11	2 мл 0,08 М AgNO ₃	6 мл 0,02 М K ₂ CO ₃	Ag ₂ CO ₃	$5 \cdot 10^{-12}$
12	5 мл 0,006 М FeCl ₂	2 мл 0,004 М NaOH	Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
13	3 мл 0,01 н. SrCl ₂	3 мл 0,01 М K ₂ SO ₄	SrSO ₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$
14	15 мл 0,004 н. Mg(NO ₃) ₂	10 мл 0,0006 н. Na ₂ S	MgS	$2 \cdot 10^{-15}$
15	50 мл 0,1 н. Cd(NO ₃) ₂	40 мл 0,01 М Na ₂ S	CdS	$7,1 \cdot 10^{-23}$
16	10 мл 0,05 М AgNO ₃	5 мл 0,0005 н. K ₂ Cr ₂ O ₇	Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2 \cdot 10^{-7}$
17	5 мл 0,003 М Pb(NO ₃) ₂	5 мл 0,003 н. K ₂ C ₂ O ₄	PbC ₂ O ₄	$7,3 \cdot 10^{-4}$
18	15 мл 0,004 н. CdCl ₂	6 мл 0,002 М NaOH	Cd(OH) ₂	$4,3 \cdot 10^{-15}$
19	2 мл 0,05 н. ZnSO ₄	4 мл 0,005 М Na ₂ S	ZnS	$7,9 \cdot 10^{-24}$
20	6 мл 0,002 М MnSO ₄	2 мл 0,001 М NaOH	Mn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-13}$

**2.7.2. Методические указания для выполнения лабораторной работы
«Смещение ионного равновесия в растворе малорастворимого
электролита»**

Цель работы: исследовать условия смещения ионного равновесия в растворах малорастворимых электролитов.

Выполнение работы

Образование осадков

Таблица 12

Номер варианта	Исходные вещества	
	А	В
1	BaCl ₂	H ₂ SO ₄
2	MgCl ₂	NaOH
3	Ca(NO ₃) ₂	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄
4	NiCl ₂	NaOH

Номер варианта	Исходные вещества	
	А	В
5	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	H_2SO_4
6	FeCl_3	NaOH
7	BaCl_2	Na_2CO_3
8	CuSO_4	Na_2CO_3

Внести в первый стаканчик по 2 мл 0,05 М растворов А и В, во второй стаканчик - по 2 мл $1 \cdot 10^{-10}$ М растворов этих же веществ А и В. Отметить наблюдаемые изменения.

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

Для определения возможности образования осадка из ионов рассчитать по ионно-молекулярному уравнению значение энергии Гиббса ΔG°_{298} при стандартных условиях (см. приложение 2).

Рассчитать для 0,05 М и $1 \cdot 10^{-10}$ М растворов исходных веществ произведение фактических концентраций ПК_1 и ПК_2 соответственно и сравнить с табличным значением ПР (приложение 3).

Рассчитать значения энергии Гиббса ΔG^I_{298} и ΔG^{II}_{298} с учетом фактических концентраций.

На основании расчетов сделать вывод о возможности образования осадка при указанных концентрациях.

Растворение осадков

К осадку, полученному по табл. 2, добавить 3-5 мл 2 н. раствора азотной кислоты.

Наблюдается ли растворение осадка в кислоте?

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

По ионно-молекулярному уравнению рассчитать значение энергии Гиббса при стандартных условиях ΔG°_{298} .

Сделать вывод о возможности растворения осадка в кислоте. С точки зрения смещения ионного равновесия в растворе малорастворимого электролита объяснить возможность растворения осадка в кислоте.

2.7.3. Вопросы для самоконтроля

1. Что такое произведение растворимости?
2. От чего зависит образование осадка в растворах электролитов?
3. При каких условиях можно растворить осадок?
4. Что такое растворимость вещества?

5. Как с точки зрения смещения ионного равновесия в растворе малорастворимого электролита объяснить возможность растворения осадка?

3. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ АУДИТОРНОЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Инструкция для студентов

Тест состоит из десяти вопросов. На его выполнение отводится сорок пять минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. К каждому заданию дано несколько ответов, из которых только один верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ.

ТЕСТ № 1

1. Для уравнения реакции $\text{Cu SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ сокращенное ионное уравнение запишется в виде

- 1) $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 3) $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SO}_4^{2-}$
- 4) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

2. Масса (в г) хлорида натрия в 300 мл 0,2 М раствора равна

- 1) 0,8 2) 3,51 3) 20 4) 1,24

3. Значение РН 0,1 М раствора HClO_4 равно

- 1) 1 2) 2 3) 11 4) 13

4. Для подавления гидролиза хлорида хрома (III) следует

- 1) добавить соляную кислоту
- 2) добавить щелочь
- 3) разбавить раствор водой
- 4) повысить температуру

5. В разбавленном растворе, приготовленном из гидросульфата кальция и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

6. Растворимость оксалата серебра равна $3,27 \cdot 10^{-3}$ г/ 100г H_2O . Определите произведение растворимости $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$

- 1) $5 \cdot 10^{-12}$ 2) $1,16 \cdot 10^{-8}$ 3) $10,7 \cdot 10^{-6}$ 4) $2,31 \cdot 10^{-8}$

7. Массовая доля растворенного вещества – это отношение

- 1) массы вещества к массе воды
- 2) количества вещества к объему воды
- 3) массы вещества к массе раствора
- 4) количества вещества к объему раствора

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) гидроксид аммония
- 2) гидроксид калия
- 3) хлорид кальция
- 4) марганцовая кислота

9. Известно, что водные растворы многих солей могут иметь щелочную или кислую среду. Причиной этого является ...

- 1) электролиз солей
- 2) диспропорционирование солей
- 3) гидратирование солей
- 4) гидролиз солей

10. Значение pH чистой воды при 25°C составляет

- 1) 1
- 2) 7
- 3) 0
- 4) 10

ТЕСТ № 2

1. Уравнение $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ описывает взаимодействие между

- 1) BaCO_3 и H_2CO_3
- 2) BaCO_3 и HCl
- 3) BaCO_3 и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 4) BaCO_3 и NaOH

2. В 50 мл раствора содержится 6,85 г сульфата алюминия. Молярная концентрация соли (моль/л) равна

- 1) 0,0004
- 2) 0,34
- 3) 0,4
- 4) 1,17

3. Значение pH 0,01M раствора гидроксида лития равно

- 1) 1
- 2) 2
- 3) 11
- 4) 12

4. Значение pH растворов веществ увеличивается в ряду

- 1) KCN и CuCl_2
- 2) NaI и CH_3COOH
- 3) FeBr_3 и Rb_2CO_3
- 4) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ и NaHSO_4

5. В разбавленном растворе, приготовленном из сульфата алюминия и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 5
- 4) 6

6. Растворимость ортофосфата кальция равна $1,7 \cdot 10^{-3}$ г/л. Определите произведение растворимости $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

- 1) $5,03 \cdot 10^{-27}$ 2) $1,82 \cdot 10^{-10}$ 3) $5,35 \cdot 10^{-25}$ 4) $14,2 \cdot 10^{-15}$

7. Молярная концентрация раствора – это отношение

- 1) массы вещества к массе воды
2) количества вещества к объему воды
3) массы вещества к массе раствора
4) количества вещества к объему раствора

8. К сильным электролитам относится ...

- 1) сульфид алюминия 2) марганцовая кислота
3) гидроксид магния 4) сероводородная кислота

9. Закон разбавления Оствальда выражается уравнением:

- 1) $K_d = \alpha^2 \cdot c / (1 - \alpha)$ 2) $K_d = \alpha^2 \cdot c$
3) $K_d = (1 + \alpha) \cdot c^2$ 4) $K_d = (1 - \alpha) \cdot c$,

где c – молярная концентрация электролита.

10. Гидроксильный показатель (РОН раствора) рассчитывается по формуле

- 1) $\text{РОН} = \lg[\text{H}^+]$ 3) $\text{РОН} = -\lg[\text{H}^+]$
2) $\text{РОН} = -\lg[\text{OH}^-]$ 4) $\text{РОН} = -\lg[\text{OH}^-]$

ТЕСТ № 3

1. В кратком ионном уравнении реакции $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_{4(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна

- 1) 3 2) 4 3) 7 4) 8

2. Массовая доля (в %) растворенного вещества в 6М растворе гидроксида натрия (плотность раствора 1,2 г/мл) равна

- 1) 8 2) 12,5 3) 18 4) 20

3. Значение РН соляной кислоты равно 3. Концентрация (моль/л) гидроксид-ионов в этом растворе равна

- 1) $1 \cdot 10^{-2}$ 2) $1 \cdot 10^{-3}$ 3) $1 \cdot 10^{-11}$ 4) $1 \cdot 10^{-12}$

4. Значение РН растворов солей уменьшается в ряду

- 1) KCl ; Cs_2CO_3 2) KClO_3 ; Na_2S 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; K_2SO_4 4) RbCl ;
 $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

5. В разбавленном растворе, приготовленном из оксида бария и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

6. Растворимость иодида свинца (II) равна $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Определите произведение растворимости PbI_2

- 1) $2,08 \cdot 10^{-6}$ 2) $1,1 \cdot 10^{-9}$ 3) $5,4 \cdot 10^{-7}$ 4) $1,09 \cdot 10^{-15}$

7. Титр раствора – это отношение

- 1) массы вещества к объему раствора
2) количество вещества к объему раствора
3) массы вещества к массе раствора
4) массы вещества к объему воды

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) серная кислота
2) гидроксид бария
3) гидроксид калия
4) сернистая кислота

9. Константа диссоциации определяется по формуле для реакции $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$

- 1) $K_d = [KA] / [K^+][A^-]$ 2) $K_d = [KA][K^+][A^-]$ 3) $K_d = [K^+][A^-] / [KA]$ 4) $K_d = [KA]$

10. Ионное произведение воды при $25^\circ C$ составляет

- 1) $6,02 \cdot 10^{-23}$
2) $8,31 \cdot 10^{-3}$
3) $6,62 \cdot 10^{-4}$
4) $1,0 \cdot 10^{-14}$

ТЕСТ № 4

1. Сокращенному ионному уравнению $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$ соответствует молекулярное уравнение

- 1) $CuCO_3 + H_2S = CuS \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$
2) $CuBr_2 + K_2S = CuS \downarrow + 2 KBr$
3) $Cu(OH)_2 + Na_2S = CuS \downarrow + 2 NaOH$
4) $Cu_3(PO_4)_2 + 3(NH_4)_2S = 3CuS \downarrow + 2(NH_4)_3PO_4$

2. Молярная концентрация (моль/л) гидроксида калия в 10 %-ном растворе (плотность 1,092 г/мл) равна

- 1) 0,002 2) 0,5 3) 1,95 4) 5,12

3. Значение РН 0,57М раствора CH_3COOH (константа диссоциации $1,755 \cdot 10^{-5}$) равно

- 1) 1,5 2) 2 3) 2,5 4) 3

4. Гидролиз протекает полностью для соединения

- 1) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ 2) Li_3N 3) CsCl 4) Na_2CO_3

5. В разбавленном растворе, приготовленном из дигидроортофосфата натрия и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

6. Растворимость сульфида мышьяка (III) равна $8,1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Определите произведение растворимости As_2S_3

- 1) $3,49 \cdot 10^{-39}$ 2) $6,56 \cdot 10^{-14}$ 3) $2 \cdot 10^{-5}$ 4) $3,5 \cdot 10^{-31}$

7. Растворимость вещества S выражается по формуле:

- 1) $S = n_{\text{в-ва}} / n_{\text{р-ля}}$ 2) $S = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$
3) $S = (m_{\text{в-ва}} / 100 \text{ г } m_{\text{р-ля}})$ 4) $S = (n_{\text{в-ва}} / 100 \text{ г } m_{\text{р-ра}})$

8. К сильным электролитам относится ...

- 1) сульфид алюминия
2) гидроксид кальция
3) сульфат бария
4) уксусная кислота

9. Соединения частиц растворенного вещества с молекулами воды называют ...

- 1) гидроксидами 2) ангидридами
3) метеоритами 4) гидратами

10. В зависимости от значения степени диссоциации разбавленных растворов, электролиты делятся на а) сильные и б) слабые:

- 1) а) $\alpha = 60\%$ б) $\alpha = 40\%$
2) а) $\alpha \geq 80\%$ б) $\alpha \leq 20\%$
3) а) $\alpha \geq 30\%$ б) $\alpha \leq 3\%$
4) а) $\alpha \geq 0,5$ б) $\alpha \leq 0,05$

ТЕСТ № 5

1. В кратком ионном уравнении $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

2. Объем (мл) 40%-ной серной кислоты (плотность 1,3 г/мл), необходимый для приготовления

25 мл 2М раствора, равен

- 1) 1,5 2) 9,4 3) 15,3 4) 96

3. Молярная концентрация гидроксид-ионов в растворе с $\text{pH} = 10$, равна

- 1) 10^{-4} моль/л 2) 10^{-14} моль/л 3) 10^{-7} моль/л 4) 10^{-10} моль/л

4. Щелочная среда отвечает растворам солей в наборе

- 1) NaClO_4 ; K_3PO_4 2) Cs_2S ; Na_2CO_3
3) K_2S ; K_2SO_4 4) NaNO_3 ; KClO_4

5. Число катионов водорода, равное $6 \cdot 10^{22}$, образуется при диссоциации в воде 0,05 моль кислоты

- 1) H_3PO_4 2) H_2S 3) H_2SO_4 4) H_2CO_3

6. Концентрация гидроксида кобальта (II) равна $0,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите произведение растворимости $\text{Co}(\text{OH})_2$

- 1) $1,6 \cdot 10^{-10}$ 2) $6,4 \cdot 10^{-17}$ 3) $6,4 \cdot 10^{-13}$ 4) $7 \cdot 10^{-15}$

7. Гидролиз солей – это ...

- 1) распад соли на ионы
2) обменная реакция с водой
3) окислительно-восстановительный процесс под действием электрического тока
4) способность растворов солей проводить электрический ток

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) хлорная кислота 2) гидроксид рубидия
3) хлористая кислота 4) иодид натрия

9. Значение pH чистой воды при 25°C составляет

- 1) 1 2) 7 3) 0 4) 10

10. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать

- 1) степень диссоциации
2) молярную концентрацию раствора
3) pH раствора
4) константу гидролиза

ТЕСТ № 6

1. Из раствора нитрата цинка выпадает осадок при добавлении

- 1) CH_3COOK 2) Na_2SO_4

3) H_2S

4) HCl

2. Молярная концентрация (моль/л) серной кислоты в 12%-ном растворе (плотность 1,08 г/мл) равна

- 1) 1,32 2) 12 3) 1,6 4) 0,66

3. Молярная концентрация гидроксид-ионов в 0,001М растворе $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (степень диссоциации = 1) равна

- 1) $2 \cdot 10^{-3}$ моль/л 2) 10^{-3} моль/л 3) 0,01 моль/л 4) 0,2 моль/л

4. Кислотная среда отвечает растворам солей в наборе

- 1) Rb_2CO_3 ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 2) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$; FeSO_4
3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; K_2SO_4 4) CrCl_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

5. В разбавленном водном растворе не существует анион

- 1) HS^- 2) HSO_4^- 3) HSO_3^- 4) HPO_4^{2-}

6. Растворимость фторида магния равна 0,001 моль/л. Определите произведение растворимости MgF_2

- 1) $2 \cdot 10^{-6}$ 2) $1 \cdot 10^{-6}$ 3) $4 \cdot 10^{-9}$ 4) $5 \cdot 10^{-5}$

7. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать:

- 1) PH раствора
2) степень диссоциации
3) константу гидролиза
4) концентрацию раствора

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) марганцовая кислота
2) нитрат хрома (III)
3) гидроксид калия
4) гидроксид магния

9. Водородный показатель (PH раствора) рассчитывается по формуле:

- 1) $\text{PH} = -\lg[\text{H}^+]$ 2) $\text{PH} = -\lg[\text{OH}^-]$
3) $\text{PH} = \lg[\text{H}^+]$ 4) $\text{PH} = -\lg[\text{OH}^-]$

10. В зависимости от значения степени диссоциации разбавленных растворов, электролиты делятся на а) сильные и б) слабые:

- 1) а) $\alpha = 60\%$ б) $\alpha = 40\%$
2) а) $\alpha \geq 80\%$ б) $\alpha \leq 20\%$
3) а) $\alpha \geq 30\%$ б) $\alpha \leq 3\%$
4) а) $\alpha \geq 0,5$ б) $\alpha \leq 0,05$

ТЕСТ № 7

1. Ионное уравнение $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ описывает взаимодействие между

- 1) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и H_2O
- 2) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и NaOH
- 4) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$

2. Объем (мл) 30%-ной азотной кислоты (плотность 1,183 г/мл), необходимый для приготовления 50 мл 4М раствора, равен

- 1) 8,95
- 2) 12,5
- 3) 35,5
- 4) 49,6

3. Значение РН хлороводородной кислоты равно 3. Концентрация (моль/л) гидроксид-ионов в этом растворе равна

- 1) $1 \cdot 10^{-2}$
- 2) $1 \cdot 10^{-3}$
- 3) $1 \cdot 10^{-11}$
- 4) $1 \cdot 10^{-12}$

4. Водный раствор соли имеет нейтральную реакцию, если соль образована ...

- 1) сильным основанием и слабой кислотой
- 2) сильным основанием и сильной кислотой
- 3) слабым основанием и слабой кислотой
- 4) слабым основанием и сильной кислотой

5. Сильная кислота в водном растворе отвечает оксиду

- 1) Cl_2O_7
- 2) P_2O_5
- 3) N_2O_3
- 4) Cl_2O

6. Растворимость гидроксида железа (III) равна $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Определите произведение растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$

- 1) $3,5 \cdot 10^{-38}$
- 2) $3,61 \cdot 10^{-20}$
- 3) $3,5 \cdot 10^{-42}$
- 4) $5,1 \cdot 10^{-30}$

7. Под концентрацией раствора понимается ...

- 1) соотношение между количеством растворенного вещества и растворителя
- 2) содержание растворенного вещества (в определенных единицах) в единице массы или объема
- 3) давление насыщенных паров растворителя в зависимости от количества растворенного вещества
- 4) плотность этого раствора

8. К сильным электролитам относится ...

- 1) хлорная кислота
- 2) сульфид меди (II)
- 3) аммиак
- 4) плавиковая кислота

9. Ионное произведение воды при 25°C составляет

- 1) $6,02 \cdot 10^{-23}$ 2) $8,31 \cdot 10^{-3}$ 3) $6,62 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,0 \cdot 10^{-14}$

10. Соединения частиц растворенного вещества с молекулами воды называют ...

- 1) гидроксидами 2) ангидридами
3) метеоритами 4) гидратами

ТЕСТ № 8

1. Какая соль не может вступать в обменные реакции в водном растворе?

- 1) нитрат аммония 2) хлорид натрия
3) нитрат калия 4) нитрит калия

2. Масса (г) воды, которую надо добавить к 195 мл 4%-ной серной кислоты (плотность 1,026 г/мл), чтобы приготовить 2%-ную кислоту, равна

- 1) 4 2) 10 3) 100 4) 200

3. Значение РН 0,1М раствора соляной кислоты

- 1) 1 2) 3 3) 0 4) 14

4. Гидролизу подвергается раствор соли ...

- 1) нитрата бария 2) хлорида калия
3) сульфата цинка 4) бромид натрия

5. Число катионов водорода в одном литре 0,2М раствора хлорноватистой кислоты (степень диссоциации 5%) равно

- 1) $6 \cdot 10^{21}$ 2) $3 \cdot 10^{22}$ 3) $1,2 \cdot 10^{23}$ 4) $6 \cdot 10^{23}$

6. Растворимость ортофосфата серебра в воде равна 0,0065 г/л. Определите произведение растворимости Ag_3PO_4

- 1) $1,56 \cdot 10^{-18}$ 2) $1,56 \cdot 10^{-20}$ 3) $2,4 \cdot 10^{-10}$ 4) $3,2 \cdot 10^{-12}$

7. Самопроизвольный распад молекул растворенного (расплавленного) вещества на катионы и анионы называется ...

- 1) электролизом 2) ионной проводимостью
3) гомогенным катализом 4) электролитической диссоциацией

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) оксид бария
- 2) сернистая кислота
- 3) хлорит натрия
- 4) гидроксид стронция

9. В зависимости от значения степени диссоциации разбавленных растворов, электролиты делятся на а) сильные и б) слабые:

1) а) $\alpha = 60\%$ б) $\alpha = 40\%$

2) а) $\alpha \geq 80\%$ б) $\alpha \leq 20\%$

3) а) $\alpha \geq 30\%$ б) $\alpha \leq 3\%$

4) а) $\alpha \geq 0,5$ б) $\alpha \leq 0,05$

10. Закон разбавления Оствальда выражается уравнением:

1) $K_d = \alpha^2 \cdot c / 1 - \alpha$

2) $K_d = \alpha^2 \cdot c$

3) $K_d = (1 + \alpha) \cdot c^2$

4) $K_d = (1 - \alpha) \cdot c$,

где c – молярная концентрация электролита.

ТЕСТ № 9

1. В кратком ионном уравнении реакции $(\text{FeOH})\text{Cl}_2 (\text{T}) + \text{HCl} \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна

1) 4

2) 5

3) 6

4) 7

2. В 100 мл воды растворили 20 г пентагидрата сульфата меди (II). Массовая доля сульфата

меди (II) в (%) в полученном растворе равна

1) 10,7

2) 16,7

3) 9

4) 7,5

3. Значение pH 0,01М раствора CH_3COOH (степень диссоциации 4,2 %) равно

1) 2

2) 3,38

3) 4,2

4) 1

4. Для подавления гидролиза нитрата железа (III) следует

1) добавить щелочь

2) разбавить раствор водой

3) повысить температуру

4) добавить кислоту

5. В разбавленном растворе, приготовленном из сульфата железа (III) и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

1) 6

2) 5

3) 4

4) 3

6. Растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_2$ равна $0,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите произведение растворимости гидроксида железа (II).

1) $0,5 \cdot 10^{-5}$

2) $1 \cdot 10^{-9}$

3) $0,5 \cdot 10^{-15}$

4) $0,25 \cdot 10^{-10}$

7. Степень диссоциации – это ...

1) отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе

2) отрицательный логарифм концентрации катионов в растворе

- 3) отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества
4) число гидратированных молекул электролита

8. К сильным электролитам относится ...

- 1) сульфат бария
2) угольная кислота
3) нитрат алюминия
4) гидроксид железа (III)

9. Гидроксильный показатель (РОН раствора) рассчитывается по формуле

- 1) $\text{РОН} = \lg[\text{H}^+]$ 2) $\text{РОН} = -\lg[\text{H}^+]$
3) $\text{РОН} = -\lg[\text{OH}^-]$ 4) $\text{РОН} = -\lg[\text{OH}^-]$

10. Константа диссоциации определяется по формуле для реакции $\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^-$

- 1) $K_d = [\text{KA}] / [\text{K}^+][\text{A}^-]$ 2) $K_d = [\text{KA}][\text{K}^+][\text{A}^-]$ 3) $K_d = [\text{K}^+][\text{A}^-] / [\text{KA}]$ 4) $K_d = [\text{KA}]$

ТЕСТ № 10

1. Из раствора хлорида железа (III) выпадает осадок при добавлении

- 1) KNO_3 2) Na_3PO_4 3) H_2SO_4 4) AgCl

2. В одном литре воды растворили 300 л хлороводорода при н.у. Массовая доля полученного раствора соляной кислоты

- 1) 0,328 2) 0,997 3) 0,225 4) 0,87

3. РН раствора, содержащего в одном литре 0,855 г гидроксида бария

- 1) 1 2) 2 3) 12 4) 11

4. Кислотная среда отвечает растворам солей в наборе

- 1) Na_2CO_3 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; CuSO_4
3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; Na_2SO_4 4) ZnCl_2 ; NH_4NO_3

5. В разбавленном растворе, приготовленном из оксида кальция и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 6 2) 5 3) 4 4) 3

6. Растворимость хлорида свинца (II) равна 10,58 г/л. Определите произведение растворимости PbCl_2

- 1) $1,4 \cdot 10^{-3}$ 2) $2,2 \cdot 10^{-4}$ 3) $0,5 \cdot 10^{-2}$ 4) $0,3 \cdot 10^{-1}$

7. Растворимость газов в жидкостях с ростом температуры ...

- 1) увеличивается 2) не изменяется
3) становится неограниченной 4) уменьшается

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) нитрат цинка 2) хлорид бария
3) азотная кислота 4) гидроксид аммония

9. $K_w = [H^+][OH^-]$ называют ...

- 1) водородным показателем 2) произведением растворимости воды
3) ионным произведением воды 4) произведением искусства дистилляции

10. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать

- 1) степень диссоциации
2) молярную концентрацию раствора
3) РН раствора
4) константу гидролиза

ТЕСТ № 11

1. В кратком ионном уравнении реакции $Cu_2CO_3(OH)_2 (т) + HCl \rightarrow \dots$ сумма коэффициентов равна

- 1) 6 2) 7 3) 8 4) 11

2. Объем (л) 0,5М раствора $CuSO_4$, который можно приготовить из 12,5 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

- 1) 0,05 2) 2 3) 0,1 4) 0,2

3. Значение РН 0,05Н раствора гидроксида натрия равно

- 1) 12,7 2) 2 3) 7 4) 0

4. Щелочная среда отвечает растворам солей в наборе

- 1) $KClO_4$; Na_3PO_4 2) Rb_2S ; K_2SO_3
3) Na_2S ; KNO_3 4) Na_2SO_4 ; $NaClO_4$

5. В разбавленном растворе, приготовленном из гидроортофосфата калия и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это

- 1) 3 2) 4 3) 5 4) 6

6. Растворимость бромида серебра равна $1 \cdot 10^{-5}$ г / 100 г H_2O . Определите произведение растворимости $AgBr$

- 1) $28,09 \cdot 10^{-9}$ 2) $35,04 \cdot 10^{-10}$ 3) $35,04 \cdot 10^{-3}$ 4) $28,09 \cdot 10^{-18}$

7. Среди перечисленных веществ к растворам не относится ...

- 1) соляная кислота
2) плавиковая кислота
3) сероводородная кислота
4) ортофосфорная кислота

8. К сильным электролитам относится ...

- 1) хлорид серебра 2) сернистая кислота
3) сульфит калия 4) уксусная кислота

9. Значение pH чистой воды при $25^\circ C$ составляет

- 1) 1 2) 7 3) 0 4) 10

10. С повышением температуры растворимость в воде почти всех твердых веществ ...

- 1) не изменяется
2) увеличивается
3) сначала увеличивается, проходит через максимум и затем уменьшается
4) уменьшается

ТЕСТ № 12

1. С каким веществом вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария?

- 1) HNO_3 2) $CuSO_4$ 3) $CuCl_2$ 4) $LiOH$

2. В 100 мл раствора содержится 6,85 г сульфата алюминия. Молярная концентрация соли (моль/л) равна

- 1) 0,0004 2) 0,2 3) 0,4 4) 1,17

3. Значение pH 0,0001M раствора серной кислоты

- 1) 3,7 2) 5,2 3) 10,3 4) 7

4. Полностью гидролизуеться в водном растворе

- 1) таких веществ не существует 2) KCl
3) H_2SO_4 4) Al_2S_3

5. В одном литре 0,05M раствора фтороводорода образуется $3 \cdot 10^{21}$ катионов водорода, следовательно, степень диссоциации (в %) этого вещества равна

- 1) 1 2) 2,5 3) 5 4) 10

6. Растворимость гидроксида цинка равна $2,2 \cdot 10^{-5}$ г / 100 г H_2O . Определите произведение растворимости гидроксида цинка.

- 1) $5 \cdot 10^{-15}$ 2) $4,4 \cdot 10^{-16}$ 3) $42,6 \cdot 10^{-24}$ 4) $25 \cdot 10^{-22}$

7. Растворами называются ...

- 1) изолированные системы, отделенные от окружающей среды поверхностью раздела
2) гомогенные системы, не способные к обмену веществом с окружающей средой
3) гомогенные системы, содержащие не менее двух веществ
4) гетерогенные системы, содержащие не менее двух веществ

8. К слабым электролитам относится ...

- 1) нитрат железа (III) 2) сульфат бария
3) гидроксид железа (II) 4) серная кислота

9. Водородный показатель (РН раствора) рассчитывается по формуле:

- 2) $PH = -\lg [H^+]$ 2) $PH = -\lg [OH^-]$
3) $PH = \lg [H^+]$ 4) $PH = -\lg [OH^-]$

10. Известно, что водные растворы многих солей могут иметь щелочную или кислую среду. Причиной этого является ...

- 1) электролиз солей
2) диспропорционирование солей
3) гидратирование солей
4) гидролиз солей

4. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1. С ядовитыми и сильно пахнущими веществами работайте в вытяжном шкафу.

2. Для избежание ожогов соблюдайте осторожность в обращении с огнем, нагретыми предметами и веществами, с едкими реактивами (кислотами и щелочами).

3. Аккуратно вносите в пробирку концентрированные кислоты и щелочи, остерегайтесь пролить их на руки, на одежду, на стол. Обоженное кислотой, щелочью место быстро промойте большим количеством воды и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю.

4. При нагревании жидкостей в пробирках держите их отверстием от себя.

5. Нагревая или наливая раствор, не наклоняйтесь над сосудом, так как возможен выброс или разбрызгивание жидкости.

6. При воспламенении набросьте одеяло и засыпьте песком место аварии.
7. Не нюхайте выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду. Нюхайте, когда это необходимо, издали, помахивая рукой от сосуда к себе.
8. Химические реакции выполняйте с такими количествами и концентрациями и в тех условиях, как это указано.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Растворы широко применяются в различных сферах жизни человека. Они имеют огромное значение для всех живых организмов. Человек, животные и растения усваивают питательные вещества в виде растворов. Сложные физико – химические процессы в организме и клетке протекают в растворах. Все производственные процессы связаны, так или иначе, с явлениями, протекающими в растворах. В связи с этим изучение раздела «Растворы» имеет основополагающее значение в освоении дисциплин «Химия», «Физическая и коллоидная химия» и «Аналитическая химия».

В результате изучения раздела «Растворы» обучающиеся должны знать основные способы выражения концентрации растворов и способы приготовления растворов заданной концентрации. А также иметь представление о свойствах растворов сильных и слабых электролитов.

Освоение данного практикума позволит обучающимся уметь готовить растворы с заданной концентрацией веществ, прогнозировать возможность протекания реакций и образования осадков при смешивании растворов, решать типовые практические задачи.

Изучение раздела «Растворы» призвано способствовать формированию у обучающихся навыков самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; а также навыков безопасной работы в химической лаборатории и умения обращаться с химической посудой, реактивами.

Материалы, изложенные в практикуме, помогут обучающимся систематизировать и закрепить полученные на аудиторных занятиях теоретические знания, сформировать компетенции, активизировать учебно-познавательную деятельность.

ГЛОССАРИЙ

Активность иона - эффективная или условная концентрация иона, соответственно которой он действует в химических реакциях.

Водородный показатель - отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

Гидролиз - реакция ионного обмена между различными веществами и водой. Процессу гидролиза подвергаются соли, углеводы, белки, эфиры, жиры и т.д.

Гидролиз соли - это взаимодействие между ионами соли и ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидроксильный показатель - отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид - ионов.

Ионная сила раствора - мера электростатического взаимодействия между ионами.

Концентрация - количественная характеристика раствора, определяющая относительное содержание в нём растворённого вещества и растворителя.

Массовая доля растворённого вещества - величина, которая показывает, какую часть массы всего раствора составляет масса растворённого вещества.

Моляльная концентрация вещества – это величина, которая показывает, какое количество растворённого вещества приходится на 1 кг растворителя.

Молярная концентрация растворённого вещества – величина, которая показывает, какое количество растворённого вещества содержится в 1 л раствора.

Молярная концентрация эквивалентов вещества – величина, которая показывает, какое количество эквивалентов растворённого вещества содержится в 1 л раствора.

Мольная доля растворённого вещества - величина показывает, какую часть от суммарного количества всех веществ, входящих в состав раствора, составляет количество вещества.

Произведение растворимости - произведение молярных концентраций ионов малорастворимого электролита, взятых в степенях равных их стехиометрическим коэффициентам.

Степень гидролиза - это отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворённых молекул.

Степень диссоциации – величина, которая равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита.

Титр вещества - величина, показывающая, сколько граммов растворённого вещества содержится в 1 мл раствора.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высш. шк., 2007.
2. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия. – СПб.: Изд-во «Лань», 2008.
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2007.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М. Высш. шк., 2008.
5. Вольхин В.В. Общая химия. Основной курс: Учеб. пособие.-СПб.: Лань, 2008.
6. Коровин Н.В. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие. – М.: Высш. шк., 2009.
7. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие. – М.: Высш. шк., 2003.
8. Краткий справочник физико-химических величин [Текст] / [сост. : Н. М. Барон, А. М. Пономарева, А. А. Равдель, З. Н. Тимофеева]; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб. : Иван Федоров, 2003. - 238 с. : ил. - ISBN 5-8194-0071-2.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1 Криоскопические (K_T) и эбулиоскопические (E_T) константы некоторых растворителей

Растворитель	K_T , кг · К / моль	E_T , кг · К / моль
Анилин	5,87	3,22
Бензол	5,12	2,53
Вода	1,86	0,52
Диэтиловый эфир	1,73	
Камфора	40,0	6,09
Хлороформ	4,9	3,63
Четыреххлористый углерод	2,98	5,3
Этиловый спирт	-	3,89

Приложение 2 Приближенные значения коэффициентов активности ионов в зависимости от ионной силы раствора

Ионная сила раствора	Коэффициенты активности ионов			
	1-зарядных	2-зарядных	3-зарядных	4-зарядных
$1 \cdot 10^{-3}$	0,96	0,86	0,73	0,56
$2 \cdot 10^{-3}$	0,95	0,81	0,64	0,45
$5 \cdot 10^{-3}$	0,92	0,72	0,52	0,30
$1 \cdot 10^{-2}$	0,89	0,63	0,39	0,19
$2 \cdot 10^{-2}$	0,87	0,57	0,28	0,12
$5 \cdot 10^{-2}$	0,81	0,44	0,15	0,04
0,1	0,78	0,33	0,08	0,01
0,2	0,70	0,24	0,04	0,003
0,3	0,66			

Приложение 3 Константы диссоциации некоторых кислот и оснований при T=298 К

Название	Формула	K_a
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Молибденовая	H_2MoO_4	$K_1=2,9 \cdot 10^{-3}$ $K_2=1,4 \cdot 10^{-4}$

Окончание табл.

Название	Формула	K_a
Ортомышьяковая	H_3AsO_4	$K_1=5,6 \cdot 10^{-3}$ $K_2=1,7 \cdot 10^{-7}$ $K_3=2,9 \cdot 10^{-12}$
Фтороводородная	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$
Родановодородная	$HSCN$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Сернистая	H_2SO_3	$K_1=1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-3}$
Сероводородная	H_2S	$K_1=1,0 \cdot 10^{-7}$ $K_2=2,5 \cdot 10^{-13}$
Угольная	H_2CO_3	$K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$K_1=7,3 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3=5,0 \cdot 10^{-13}$
Хлорноватистая	$HClO$	$3,0 \cdot 10^{-8}$
Бензойная	C_6H_5COOH	$6,3 \cdot 10^{-5}$
Муравьиная	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая	$H_2C_2O_4$	$K_2=5,4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$	$K_3=1,38 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид бериллия	$Be(OH)_2$	$K_2=5,0 \cdot 10^{-11}$
Гидроксид кадмия	$Cd(OH)_2$	$K_2=5,0 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид меди(II)	$Cu(OH)_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид никеля(II)	$Ni(OH)_2$	$K_2=2,5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца(II)	$Pb(OH)_2$	$K_1=9,9 \cdot 10^{-4}$ $K_2=3,0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид хрома(III)	$Cr(OH)_3$	$K_3=1,02 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид цинка	$Zn(OH)_2$	$K_2=4,0 \cdot 10^{-5}$
Циановодородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$
Селеноводородная	H_2Se	$K_1=1,3 \cdot 10^{-4}$ $K_2=1,0 \cdot 10^{-11}$

Приложение 4
Растворимость ионных соединений в воде

Соли	Анион	Хорошо растворимые	Малорастворимые
Нитраты	NO_3	Все	Нет
Ацетаты	CH_3COO	Все	Нет
Перхлораты	ClO_4	Все	Нет
Хлораты	ClO_3	Все	Нет
Сульфаты	SO_4^{2-}	Все, кроме	$Ag_2SO_4, PbSO_4, BaSO_4, CaSO_4, SrSO_4$
Хлориды	Cl^-	Все, кроме	$AgCl, PbCl_2, CuCl, Hg_2Cl_2$
Бромиды	Br^-	Все, кроме	$AgBr, PbBr_2$
Иодиды	I^-	Все, кроме	AgI, PbI_2
Сульфиды	S^{2-}	$(NH_4)_2S, K_2S, Na_2S, BaS, CaS, SrS$	Все остальные
Сульфиты	SO_3^{2-}	$(NH_4)_2SO_3, K_2SO_3, Na_2SO_3, Li_2SO_3$	Все остальные
Карбонаты	CO_3^{2-}	$(NH_4)_2CO_3, K_2CO_3, Na_2CO_3, Li_2CO_3$	Все остальные
Фосфаты	PO_4^{3-}	$(NH_4)_2PO_3, K_3PO_4, Na_3PO_4, Li_3PO_4$	$(NH_4)_2SO_3, K_2SO_3, Na_2SO_3, Li_2SO_3$
Силикаты	Si_3^{2-}	K_2SiO_3, Na_2SiO_3	Все остальные
Хроматы	Cr_4^{2-}	$(NH_4)_2CrO_4, K_2CrO_4, Na_2CrO_4$	Все остальные
Фториды	F^-	KF, NaF, NH_4F	Все остальные

Учебное текстовое электронное издание

**Медяник Наталья Леонидовна
Муллина Эльвира Ринатовна
Мишурина Ольга Алексеевна**

РАСТВОРЫ

Практикум

1,47 Мб

1 электрон. опт. диск

г. Магнитогорск, 2019 год
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова»
Адрес: 455000, Россия, Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра химии
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru